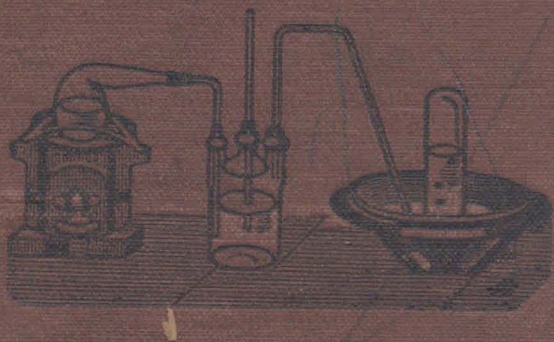


J. LANGLEBERT

QUÍMICA



LIBRERÍA DE LA V^{ta} DE CH. BOURET
PARÍS | MÉXICO

6-5

Dupl. de
Nº 16.192

QUÍMICA

*Generalidades, Metaloides, Metales,
Química orgánica, Análisis químico*

2-5-
POR

año 1935

J. LANGLEBERT

PROFESOR DE CIENCIAS FÍSICAS Y NATURALES
DOCTOR EN MEDICINA

NUEVA EDICIÓN

PUESTA AL CORRIENTE DE LOS PROGRESOS DE LA CIENCIA HASTA 1920

Con 220 grabados en el texto

Sección Infantil



BIBLIOTECA NACIONAL
DE MAESTROS

LIBRERÍA DE LA V^{da} DE CH. BOURET

PARÍS

23, Rue Visconti, 23

MÉXICO

Sociedad de Edición y de Librería
Franco Americana

29 y 45, Avenida Cinco de Mayo

1934

Propiedad del Editor.

PRÓLOGO

DE LA 52ª EDICIÓN FRANCESA DE 1906.

En esta nueva edición de nuestro Tratado de *Química*, hemos rehecho completamente la *Química orgánica* y el *Análisis químico*, ajustándolos estrictamente á los últimos progresos de la Ciencia, así como á los nuevos programas de la Enseñanza secundaria.

Los cuerpos de la Química orgánica han sido divididos en dos series : *Serie grasa* y *Serie aromática*. Esta división, hoy generalmente adoptada, y ya damos las razón de por qué en los *Complementos*, tiene la ventaja de simplificar los comienzos de la Química orgánica, dejando para el fin el estudio más difícil de la serie aromática y de las materias colorantes.

Se han empleado con preferencia las *fórmulas desarrolladas*, porque éstas muestran mejor el mecanismo íntimo de las reacciones, á la vez que indican las funciones químicas de los cuerpos, y sim-

plifican, á pesar de su apariencia complicada, el estudio teórico de la Química orgánica.

También hemos procurado hacer una descripción sobria, pero completa, de las numerosas industrias que se relacionan con esta ciencia.

Hemos simplificado el Análisis químico, poniéndole, en parte, en forma de cuadros.

Finalmente, los resúmenes que van al fin de cada capítulo son bastante completos y se prestan para una revisión rápida y suficiente de la Química.

J. LANGLEBERT.

59ª EDICIÓN (1928). — Perfeccionamientos en la preparación del ácido sulfúrico. *Observación*, p. 185. — Gases asfixiantes empleados por los alemanes durante la guerra de 1914-1918, p. 642. — *Nitrógeno*. — Procedimientos de fijación del nitrógeno. — Cianamida cálcica. — Fabricación industrial del ácido nítrico : por oxidación directa del nitrógeno del aire; por oxidación del amoníaco. — Principales sales amoniacales y abonos químicos, p. 666.

QUÍMICA

QUÍMICA MINERAL

CAPÍTULO PRIMERO

Preliminares. — Cuerpos simples y cuerpos compuestos. — Átomos y moléculas; constitución de la materia. — Cohesión y sus efectos. — Cristalización. — Isomorfismo, dimorfismo. — Alotropía, isomería. — Afinidad y sus modificaciones. — Análisis y síntesis.

Preliminares.

1. Definición de la Química. — La *Química* tiene por objeto el estudio de las propiedades particulares de los cuerpos, de su constitución íntima, de las acciones que sus moléculas ejercen unas sobre otras y de las leyes que presiden á sus combinaciones. Enseña los medios de extraer, preparar y purificar todas las sustancias de origen mineral ú orgánico y da á conocer sus aplicaciones industriales. Ninguna ciencia presenta mayor utilidad práctica: la medicina, la agricultura, la higiene pública, la metalurgia, la fotografía y la mayor parte de nuestras industrias modernas acuden presurosas á reclamar su asistencia y á pedirle sus consejos.

Generalmente la química se divide en *mineral* y *orgánica*. La primera comprende el estudio de los cuerpos brutos ó inorgánicos; la segunda se ocupa de las materias de origen orgánico, vegetal ó animal. Sin embargo, esta división, que parece natural, dista mucho de estar acorde con las leyes fundamentales de la constitución de los cuerpos, leyes que forman necesariamente la base de los estudios químicos: colocándonos en este punto de vista, la química mineral y la llamada orgánica se confunden en una sola ciencia, que no se puede repartir en dos partes sin romper la cadena de las relaciones y de las analogías que unen entre sí á todos los cuerpos, sean cuales fueren su naturaleza y procedencia. También se divide la química en *general* ó filosófica y *aplicada*: incluyéndose en esta última la química medicinal, la agrícola, la manufacturera ó industrial, la fisiológica, analítica, etc., según se aplique á tal ó cual ramo de la ciencia ó del trabajo.

2. Diversos estados de la materia. — La materia se nos presenta en tres estados diferentes: *sólido, líquido y gaseoso*. Algunos cuerpos pueden revestir las tres formas, como el agua, el anhídrido carbónico, el azufre, el ácido acético, etc.; otros no pueden mantenerse sino en estado sólido ó en el líquido, como el platino entre los metales y la cera en los cuerpos orgánicos. Por fin, existen ciertos cuerpos que nunca se encuentran sino sólidos: tal es el carbono.

Todos los gases pueden pasar al estado líquido y algunos llegan á revestir la forma sólida, cuando se les somete á grandes presiones y á temperaturas excesivamente frías. Dos profesores muy distinguidos, los Sres. Cailletet y Raúl Pictet, lograron en 1877 liquidar el oxígeno y el hidrógeno y solidificar en parte el nitrógeno y el óxido de carbono que antes de ellos se consideraban como *gases permanentes*, porque hasta entonces habían resistido á todos los medios empleados para hacerles cambiar de estado (véase nuestro tratado de *Física*). Se ha observado que los gases se liquidan con tanta mayor facilidad cuanto más solubles en el agua son.

Cuerpos simples y compuestos.

3. Cuerpos simples y compuestos. — Los químicos dividen los cuerpos en *simples, elementales*, también llamados *elementos* y en *compuestos*. Son cuerpos simples aquellos de que no se puede extraer más que una especie de materia, como el oxígeno, el azufre, el hierro, el plomo, el cobre, el oro, el platino, etc. Son cuerpos compuestos aquellos de donde es posible sacar varias sustancias de distinta naturaleza: citaremos en este número la sal marina, de que se extrae cloro y sodio, y el mármol, que da oxígeno, carbono y un metal, el calcio.

4. Acciones diversas que resultan del contacto de los cuerpos. — Los cuerpos puestos en contacto ejercen unos sobre otros acciones muy diversas, cuyo conocimiento es el principal objeto de la química. Estas acciones consisten principalmente en combinaciones de cuerpos simples ó de compuestos unos con otros, sea en descomposiciones de estos últimos. Hállanse sometidas á dos fuerzas: la *cohesión* y la *afinidad*.

Átomos y moléculas.

5. Átomos y moléculas; constitución de la materia. — Todos los físicos y químicos admiten hoy que los cuerpos están formados por la reunión de partículas infinitamente pequeñas, invisibles é indivisibles, que se llaman átomos (etimología griega: α partícula privativa y τέμνειν, cortar).

Estos átomos se agrupan unos con otros y forman las moléculas (del latín *moles*, masa), ó masas de materia excesivamente tenues, todas de naturaleza idéntica á la de los cuerpos de que forman parte, simples en los simples, compuestas en los compuestos, que no se tocan, pues están separadas por intervalos *intermoleculares*, y mantenidas en equilibrio por fuerzas *moleculares* atractivas de una parte, como la cohesión, y repulsivas por otra.

Según es mayor ó menor la intensidad de estas fuerzas unas respecto de otras, así son los cuerpos sólidos, líquidos ó gaseosos.

Dos átomos de oxígeno forman una molécula simple de este cuerpo; un átomo de azufre al unirse con otro de hierro, constituye una molécula compuesta de sulfuro de hierro; dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno dan una molécula de agua, etc.

Esta hipótesis de los átomos y de las moléculas, única que puede explicar ciertos fenómenos de cristalización y las varias agrupaciones de las partes elementales de los cuerpos con arreglo á sus afinidades recíprocas, es la base fundamental de la química moderna.

Cohesión y sus efectos. Cristalización.

6. Cohesión y sus efectos. — Se ha dado el nombre de cohesión á la fuerza que une entre sí los átomos ó las moléculas similares de los cuerpos. Esta fuerza, muy grande en los sólidos, es sumamente débil en los líquidos y nula en los gases. En estos últimos, las moléculas no sólo no se atraen sino que se repelen constantemente (*fuerzas moleculares repulsivas*), y no se mantienen unas en presencia de otras más que por las presiones exteriores á que están sometidas.

El calor tiende á destruir la cohesión; por lo menos siempre la disminuye, según demuestran los fenómenos de la fusión y de la volatilización. Lo mismo ocurre con la electricidad. Se puede disminuir también la fuerza de cohesión de un cuerpo poniéndole en contacto con un líquido capaz de disolverlo.

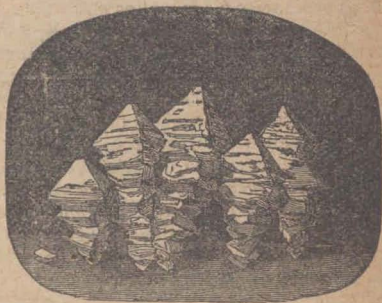


Fig. 1.

La cristalización, la dureza, la tenacidad, la ductilidad, la maleabilidad y la mayor parte de los caracteres físicos de los cuerpos son efectos de cohesión.

7. Cristalización. — Cuando un cuerpo pasa lentamente del estado líquido ó de vapor al sólido, toma casi siempre una forma regular, geométrica, á que se ha dado el nombre de *cristal*. Las formas cristalinas son muy numerosas; pero no obstante su variedad pueden reducirse todas á pequeño número de tipos ó formas primitivas, de que son derivaciones.

El estudio de las formas cristalinas ó *cristalografía* pertenece á la mineralogía. Sin embargo, el fenómeno de la cristalización

ocupa en la química puesto de bastante importancia para que nos creamos obligados á explicar aquí los principios generales en que se funda este fenómeno.

1º. *Los cristales están terminados siempre por caras planas, que son generalmente paralelas dos á dos : es decir, á cada cara de un cristal corresponde otra que le es rigurosamente paralela.* Este principio puede comprobarse fácilmente en cristales aislados y completos; pero

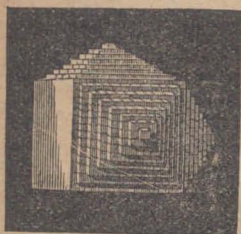


Fig. 2.

á menudo sucede que estos cuerpos se encuentran colocados en otras sustancias ó agrupados entre sí de manera que sólo dejan ver parte de sus formas, según indica la *fig. 1* (cristales de alumbre octaédrico). En este caso no se puede probar el mencionado principio sino por analogía ó valiéndonos de consideraciones matemáticas.

2º. *Los cristales tienen siempre sus ángulos salientes.* Los ángulos entrantes que se observan en las aglomeraciones de los cristales se deben siempre á la unión de dos de estos cuerpos y jamás se observan en un cristal aislado.

3º. *La fractura de un cristal se verifica siempre en sentido determinado, y generalmente siguiendo caras planas cuyas inclinaciones son fijas.* Los mineralogistas han deducido de esta particularidad que los cristales se componen de *moléculas cristalinas integrantes*, dispuestas simétricamente en capas ó filas rectilíneas y superpuestas como las piedras de un edificio (*fig. 2*). La operación que consiste en dividir un cristal según sus planos naturales de separación se llama *clivaje*. La misma expresión designa también las caras que pone al descubierto la fractura de un cuerpo cristalizado y se denomina *sólido de clivaje* á la forma geométrica que contiene estas diferentes caras.

4º. Todas las formas cristalinas simples presentan ciertas líneas que pasan por el centro del cristal ó en torno de las cuales se

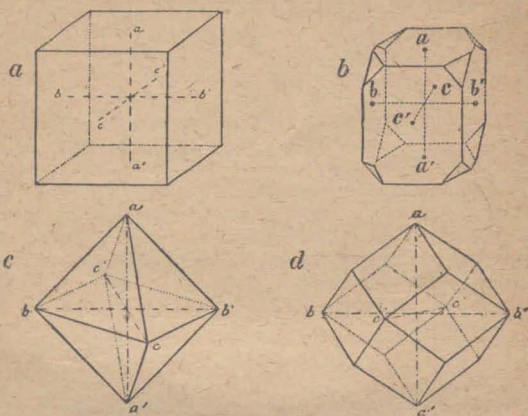


Fig. 3. — Sistema cúbico y sus formas derivadas.

a cubo (sal marina); b cubo octaedro; c octaedro regular (alumbre);
d dodecaedro romboidal (diamante).

disponen simétricamente las caras. Esas líneas se llaman ejes del cristal.

5º. Se llama CENTRO de un cristal aquel punto en que todas las

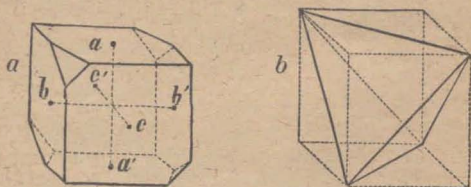


Fig. 4. — Formas hemiédricas del sistema cúbico.

a cubo hemiedro; b tetraedro regular.

rectas que pasan por él, tocando las caras del cristal, se dividen en dos partes iguales.

6º. LEY DE SIMETRÍA; TRUNCADURA. — Cuando se modifica un elemento geométrico de un cristal, tal como un ángulo ó una arista, se modifican también los demás elementos idénticos del cristal. Así el alumbre puede cristalizar en cubo (fig. 3, a); pero cuando una

faceta plana igualmente inclinada sobre cada una de las caras adyacentes llega á cortar uno de los ángulos de este cubo, los otros siete ángulos presentan la misma disposición, y el cristal

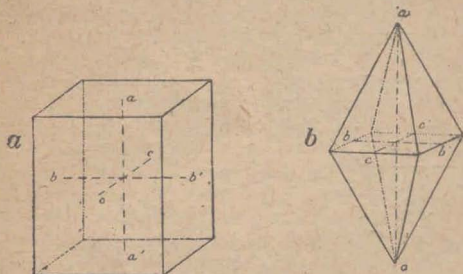


Fig. 5. — Sistema cuadrático : formas tipo y derivada.

a prisma recto de base cuadrada; b octaedro recto de base cuadrada (óxido de estaño).

toma la forma de un *cubo octaedro* (fig. 3, b). En este caso los ángulos del cristal han sufrido lo que se llama una TRUNCADURA. Si las truncaduras se extienden de manera que cada cara del cubo vaya á parar á su centro, se obtiene el *octaedro regular* (fig. 3, c);

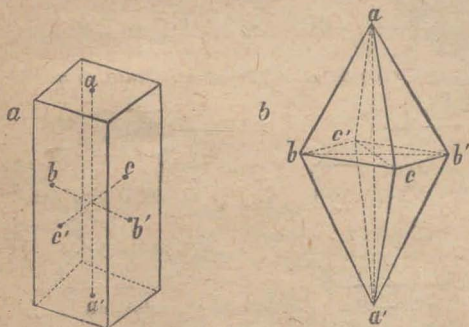


Fig. 6. — Sistema ortorrómbico : formas tipo y derivada.

a prisma recto de base romboidal; b octaedro ortorrómbico (azufre nativo).

del mismo modo, si las truncaduras se extienden á las doce aristas del cubo, el cristal toma la forma de un *dodecaedro romboidal* de doce facetas losángicas (diamante, fig. 3, d).

7º. Cuando una misma substancia química cristaliza en varias

formas diferentes, las formas derivadas, salvo el caso de dimorfismo (§ 9), pueden ser vueltas á la forma primitiva por la ley de simetría.

8º. HEMIEDRÍA. — Si el cristal no presenta más que la mitad

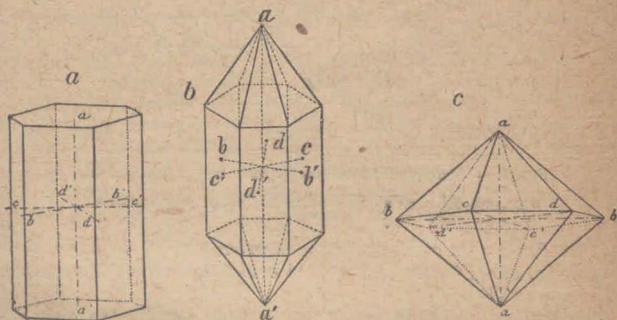


Fig. 7. — Sistema hexagonal. formas tipo y derivada

a prisma hexagonal recto; *b* combinación del prisma y del dodecaedro (cuarzo); *c* dodecaedro hexagonal.

de las facetas previstas geométricamente por la ley de simetría, se dice que es un *hemi-dro* del sistema á que pertenece. Así, cuando un cubo está cortado en uno de sus vértices por una faceta cuya inclinación sea igual en las tres caras adyacentes, y que esta truncadura tenga sólo lugar en los otros tres vértices, se dice que el cristal es hemiedro del sistema cúbico (fig. 4, *a*). El tetraedro regular (fig. 4, *b*) es un hemiedro del mismo sistema.

9º. SISTEMAS CRISTALINOS. — Se da el nombre de *sistema cristalino* á la reunión de las diferentes formas cristalinas que tienen el mismo sistema de ejes. En *cristalografía* se conocen siete sistemas cristalinos.

1º. El *sistema cúbico*, caracterizado por tres ejes rectangulares iguales: forma tipo, el *cubo* (fig. 3, *a*); formas derivadas, el *octaedro regular* y el *dodecaedro romboidal* (fig. 3, *c*, *d*); forma hemiédrica, el *tetraedro regular* (fig. 4, *b*).

2º. El *sistema cuadrático*, caracterizado por tres ejes rectangulares, de los cuales sólo dos son iguales entre sí y el tercero indiferente: forma tipo, el *prisma recto de*

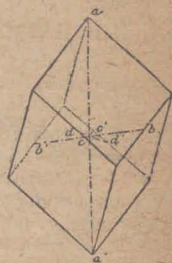


Fig. 8. — Sistema romboédrico.

Romboedro (espato de Islandia).

base cuadrada (fig. 5, a); forma derivada, el octaedro recto de base cuadrada (óxido de estaño, fig. 5, b).

3º. El sistema ortorrómbico, caracterizado por tres ejes rectan-

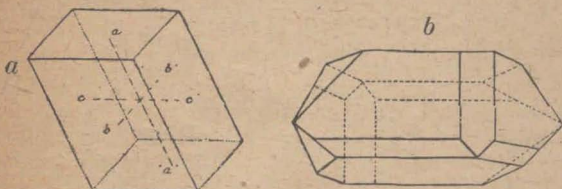


Fig. 9. — Sistema clinorrómbico : formas tipo y derivada.

a prisma oblicuo de base romboidal : b azufre prismático.

gulares desiguales : forma tipo, el prisma recto de base romboidal (fig. 6, a); forma derivada, el octaedro ortorrómbico (azufre nativo, fig. 6, b).

4º. El sistema hexagonal, caracterizado por cuatro ejes, de

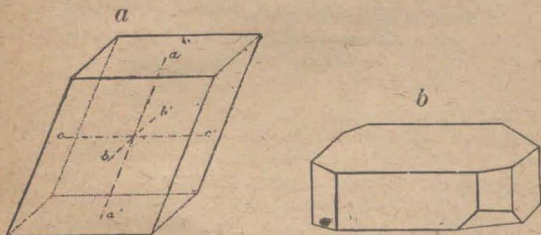


Fig. 10. — Sistema triclínico : formas tipo y derivada.

a prisma oblicuo de base paralelograma; b sulfato de cobre.

los cuales tres iguales en el mismo plano, formando entre sí ángulos de 60° , y el cuarto perpendicular al plano de los otros tres : forma tipo, el prisma hexagonal recto (fig. 7, a); formas derivadas, el dodecaedro hexagonal (fig. 7, c) y la combinación del prisma y del dodecaedro (cuarzo, fig. 7, b).

5º. El sistema romboédrico, que puede ser considerado como una forma hemiédrica del sistema hexagonal. Este sistema está caracterizado por seis caras losángicas : forma tipo, un paralelepípedo cuyas caras son losanges iguales (espato de Islandia, fig. 8).

6º. El sistema clinorrómbico, caracterizado por tres ejes diferentes, de los cuales uno es perpendicular al plano formado por los otros dos : forma tipo, el prisma oblicuo de base romboidal (fig. 9, a); forma derivada, el azufre prismático (fig. 9, b).

7º El sistema *triclinico*, caracterizado por tres ejes cualesquiera : forma tipo, el *prisma oblicuo de base paralelograma* (fig. 10, a); forma derivada, el *sulfato de cobre* (fig. 10, b).

Sentados estos principios, volvamos á la cristalización de los cuerpos. Los químicos ejecutan esta operación por dos métodos generales : la *vía seca* y la *vía húmeda*.

1er. *Método : Cristalización por vía seca.* Este método comprende dos procedimientos : la *fusión* y la *volatilización*.

Cuando se quiere hacer cristalizar un cuerpo por fusión, se le coloca después de fundirlo en un sitio donde pueda enfriarse lentamente y á cubierto de toda agitación. La superficie del líquido y las capas que están en contacto con las paredes del vaso donde se ha efectuado la fusión son las primeras en cristalizar, porque se enfrían antes que las demás. Haciendo un agujero en la costra así que ésta se forma en la superficie é invirtiendo el vaso, el líquido interior corre y deja una capa cristalina más ó menos gruesa, adherente á las paredes del vaso. De este modo se hace cristalizar al azufre, al bismuto y á cierto número de metales y de aleaciones.

Para que un cuerpo cristalice por volatilización, basta calentarlo en una retorta, cuyo cuello comuniqué con un recipiente frío, en el grado que conviene. El vapor al enfriarse vuelve al estado sólido y forma cristales que se depositan en el cuello de la retorta y en las paredes del recipiente. Así se procede con el arsénico, con ciertos cloruros y con la mayor parte de las sales de amoníaco y de mercurio.

2º. *Método : Cristalización por vía húmeda.* También este método comprende dos procedimientos. El primero consiste en disolver en un líquido el cuerpo que se desea cristalizar, dejando que la disolución se evapore lentamente. El segundo se funda en la desigual solubilidad de los cuerpos en los líquidos según la temperatura. Generalmente la solubilidad es mayor en caliente que en frío : por ejemplo, si se disuelve nitrato de potasa en agua hirviendo hasta saturación, y se deja enfriar después poco á poco la disolución, el agua abandonará parte de la sal, que se deposita en el fondo del vaso en forma de cristales. La cristalización de casi todas las sales se obtiene por vía húmeda.

Existe además otro método para obtener la cristalización de ciertos cuerpos; consiste en el movimiento molecular que producen corrientes eléctricas muy poco intensas. Por esto es que si se sumergen los dos electrodos de una pila de Daniell en una disolución de sulfato de cobre, no se tarda en ver depositarse sobre el reóforo correspondiente al polo negativo pequeños cristales octaédricos del metal disuelto. De este modo se obtienen las hermosas cristalizaciones de plomo y de plata conocidas por los nombres de *árboles de Saturno* y de *Diana*.

Isomorfismo, dimorfismo. Alotropía, isomería.

8. **Isomorfismo.** — Se llama así la propiedad que poseen ciertos cuerpos de naturaleza diferente de adoptar la misma forma cristalina y de poder reemplazarse uno á otro en el mismo cristal sin modificarlo de manera visible. Las sustancias que tienen esta particularidad se denominan *isomorfas*. Por ejemplo, el alumbre de base de potasa y el alumbre de amoníaco son isomorfos, pues pueden cristalizar juntos sin que se altere la forma de sus cristales. Lo mismo pasa con la alúmina y el sesquióxido de hierro, el ácido arsénico y el ácido fosfórico, la magnesia y la cal, y en general con todos los cuerpos que tienen composición análoga.

E. Mierscherlich enunció en 1819 la ley del isomorfismo diciendo: « Existe una relación entre la estructura atómica de los cuerpos compuestos pertenecientes á un mismo grupo y su modo de cristalización; *el mismo número de átomos combinados de la misma manera, engendra la misma forma cristalina, y ésta es independiente de la naturaleza química de los átomos y está determinada únicamente por su número y su modo de agruparse.* »

9. **Dimorfismo, polimorfismo.** — Se denomina de este modo la propiedad que poseen algunos cuerpos de afectar dos ó más formas cristalinas incompatibles entre sí, es decir, que no se pueden deducir geométricamente una de otra, cuando se les coloca en condiciones diferentes de cristalización. Así, el azufre disuelto en el sulfuro de carbono da por evaporación en frío octaedros rectos de base romboidal, mientras que, si se le funde en un crisol y se le somete á enfriamiento lento, cristaliza en prismas oblicuos. Citemos también, entre las sustancias susceptibles de dimorfismo, el carbonato de calcio, el ácido arsenioso y el óxido de antimonio. Como ejemplos de sustancias polimorfas, que por lo demás son bastante escasas, mencionaremos el bióxido de estaño y el óxido de titano, que pueden cristalizar en tres formas incompatibles.

10. **Alotropía, isomería.** — Ciertos cuerpos pueden presentarse en formas y con propiedades físicas y químicas diferentes: entonces se dice que son *alótropos*. Por ejemplo, el fósforo es ya un cuerpo translúcido, soluble en el sulfuro de carbono, ya se presenta, por el contrario, en forma de una masa roja y opaca, insoluble en el mismo líquido; el carbono puede existir igualmente en estado de diamante, de grafito ó de carbón amorfo.

Se da el nombre de cuerpos *isómeros* á sustancias compuestas, formadas por los mismos elementos unidos en idénticas pro-

porciones; pero que difieren en sus propiedades físicas y químicas: tales son, por ejemplo, la esencia de trementina y la de limón. La *isomería* se observa particularmente en las sustancias de origen orgánico.

Afinidad y sus modificaciones.

11. Afinidad y sus modificaciones. — Se llama *afinidad* á la fuerza en virtud de la cual átomos ó moléculas de cuerpos de naturalezas diferentes se combinan ó tienden á combinarse para formar un cuerpo compuesto nuevo, distinto de los componentes. Por ejemplo, si se mezclan una solución de sal marina (cloruro de sodio) y una de nitrato de plata, se producirá en virtud de la afinidad del cloro por la plata y de la del ácido nítrico por el potasio, cloruro de plata y nitrato de potasio.

La afinidad es también la fuerza ó, mejor dicho según Berthelot, *la resultante de las acciones* que mantienen unidos á los átomos ó moléculas de los cuerpos simples, para constituir la molécula de un cuerpo compuesto (1). Así, la afinidad es la que mantiene unidos en el cloruro de sodio los átomos del cloro con los del sodio para formar dicho cuerpo.

Dícese que dos cuerpos tienen gran afinidad uno por otro cuando se combinan con mucho desprendimiento de calor; ejemplo, el vapor de azufre y el cobre, para constituir sulfuro de cobre; y que tienen poca afinidad uno por otro en el caso contrario.

Cuando la afinidad se ejerce entre moléculas de la misma naturaleza, no es sino la cohesión. La afinidad desempeña importantísimo papel en todos los fenómenos químicos: ella es la que preside á las combinaciones de los cuerpos y la que determina la mayor parte de las descomposiciones. Los resultados de esta fuerza pueden modificarse por diversas circunstancias, entre las cuales citaremos como principales la *cohesión*, el *calor*, la *luz*, la *electricidad*, la *presión*, el *estado naciente* y la *fuerza llamada catalítica*.

Cohesión. — La *cohesión* es un obstáculo á la afinidad. Los cuerpos que se encuentran en estado sólido no se combinan sino raras veces. Para que la afinidad pueda ejercerse libremente entre sus moléculas, se necesita reducirlos al estado líquido ó al gaseoso. Esto es lo que los antiguos químicos expresaban por el conocido adagio: *Corpora non agunt nisi soluta*.

Calor. — El calor favorece generalmente la afinidad, al disminuir la cohesión de los cuerpos. Sin embargo, cuando se

1. BERTHELOT, *Ensayo de Mecánica química*, 2 vol. en 8º, 1879.

le lleva á grado muy alto, puede destruirla en muchos casos. Así, un calor moderado favorece la combinación del mercurio y del oxígeno, mientras que si es intenso destruye la combinación de estos dos cuerpos.

Luz. — La influencia de la luz sobre la afinidad es puesta en evidencia por grandísimo número de hechos. Como ejemplo diremos que una mezcla de cloro y de hidrógeno secos puede conservarse indefinidamente en la obscuridad; mientras que si se dirige sobre ella un haz de rayos solares produce una explosión inmediatamente. Los cambios de calor que sufren por su exposición á la luz ciertas telas teñidas, la coloración de las sales de plata en que se fundan varios procedimientos fotográficos, son pruebas de la influencia del indicado agente sobre la afinidad.



Fig. 11.

Electricidad. — La *electricidad* estática ejerce influencia muy variable sobre la afinidad, ya favoreciéndola, ya por el contrario destruyéndola. Así, la chispa eléctrica determina la combinación de una mezcla de oxígeno y de hidrógeno, mientras que el gas amoníaco es descompuesto por una serie de chispas. La electricidad dinámica es el agente principal de descomposición: el agua, los ácidos, las sales, casi todos los cuerpos compuestos, en una palabra, son destruidos cuando se les somete á corrientes suficientemente enérgicas.

Presión. — La *presión* favorece la afinidad en las combinaciones de los gases, ya entre sí, ya con los líquidos ó los sólidos. Así, la creta calentada en un vaso abierto se descompone en anhídrido carbónico y en cal, mientras que en un vaso cerrado resiste á la descomposición.

La compresión brusca, por medio de un émbolo impulsado violentamente con la mano, en un tubo de cristal de paredes gruesas y resistentes (*fig. 11*), de una mezcla de oxígeno y de hidrógeno, basta para determinar la combinación de los dos gases con calor y luz. La reacción se debe al calor producido por la compresión rápida.

Estado naciente. — La experiencia enseña que en el *momento mismo* en que acaba de nacer un cuerpo, ó hablando con más propiedad, al desprenderse de una combinación, tiene por los demás cuerpos mayor afinidad que en cualquier otro momento. Se ha demostrado que esta actividad especial de los cuerpos en estado naciente tiene por única causa el calor procedente

de la reacción misma de que el cuerpo se desprende y no es, por consiguiente, sino un fenómeno de termoquímica.

Fuerza catalítica; condensación por los cuerpos porosos. — Ciertos cuerpos pueden, nada más que por la acción de su presencia, determinar combinaciones y descomposiciones que sin ellos no se habrían producido. Así es como la *esponja* ó *musgo de platino* provoca la combinación casi inmediata del oxígeno con el hidrógeno, sin experimentar por su parte ninguna modificación aparente. Este hecho y otros más del mismo género, que Berzelius explicaba por la intervención de una fuerza particular que llamaba y que todavía se llama *catalisis* ó *fuerza catalítica*, resulta exclusivamente del calor desarrollado por la condensación de los gases en los cuerpos porosos, calor que puede llegar hasta la incandescencia en el hidrógeno y la esponja de platino.

Análisis y síntesis.

12. Análisis. — El análisis es una operación química que consiste en descomponer un cuerpo en sus elementos. Distínguense dos clases de análisis: el *cualitativo*, que tiene por objeto reconocer simplemente las diferentes especies de sustancias que existen en un cuerpo compuesto; y el *cuantitativo*, que determina las proporciones exactas de las sustancias indicadas por el primero.

Los principales agentes del análisis son el *calor*, la *electricidad* y diferentes cuerpos conocidos por el nombre de *reactivos*. Como ejemplo de análisis citaremos la descomposición del agua por la pila, la del gas amoníaco por una serie de chispas eléctricas, la del ácido clorhídrico por el potasio, etc.

13. Síntesis. — La *síntesis* es lo contrario del análisis, al cual sirve frecuentemente de prueba. Reune los elementos que el análisis separó para combinarlos de nuevo y reconstituir de este modo el cuerpo compuesto. Por ejemplo, cuando valiéndose de la pila se descompone el agua en oxígeno y en hidrógeno, se puede combinar de nuevo estos elementos, por medio de la chispa eléctrica, reconstituyendo el agua que el análisis descompuso.

Resumen.

I. La *Química* tiene por objeto el estudio de las propiedades particulares de los cuerpos, de su constitución íntima, de sus acciones moleculares y de las leyes que presiden á sus combinaciones.

II. La materia se presenta á nuestro examen en tres estados diferentes: el *sólido*, el *líquido* y el *gaseoso*.

III. Se llama *cohesión* la fuerza que une entre si á los átomos á moléculas similares de los cuerpos.

IV. La *cristalización* es la propiedad que poseen gran número de cuerpos de adoptar formas geométricas cuando pasan lentamente del estado líquido ó gaseoso al sólido.

V. La cristalización se obtiene por dos métodos generales: la vía seca y la vía húmeda.

VI. Todas las formas cristalinas pueden reducirse á seis tipos fundamentales, que son: el cubo, el prisma recto de base cuadrada, el prisma recto de base rectangular, el prisma recto de base hexagonal y el romboedro que de ahí se deriva, el prisma oblicuo de base rectangular ó romboidal, y el prisma oblicuo de base paralelográfica.

VII. El *isomorfismo* es la propiedad que poseen ciertos cuerpos de presentar la misma forma cristalina, aunque no tengan análoga composición química, pero siendo de idéntica estructura atómica.

VIII. El *dimorfismo* y el *polimorfismo* son la propiedad que poseen algunos cuerpos de tomar cuando cristalizan dos ó más formas geométricamente incompatibles.

IX Se da el nombre de *alotropia* á la propiedad que poseen ciertos cuerpos, tales como el fósforo, el carbono, etc., de presentarse con aspectos variables y con propiedades físicas y químicas diferentes.

X. Cuando dos ó más cuerpos compuestos, formados de los mismos elementos unidos en idénticas proporciones, difieren entre sí por sus propiedades físicas y químicas, se dice que son isómeros. La isomería pertenece más bien á los compuestos de origen orgánico.

XI. Se entiende por *afinidad* la fuerza que reúne los átomos ó las moléculas de los cuerpos simples para constituir la de un cuerpo compuesto.

Es también la fuerza en virtud de la cual átomos ó moléculas de cuerpos de naturaleza diferente se combinan ó tienden á combinarse unos con otros para formar un cuerpo compuesto nuevo distinto de los cuerpos componentes.

XII. La afinidad puede ser modificada en sus resultados por varias circunstancias, entre las cuales citaremos como principales la cohesión, el calor, la electricidad y la presión.

XIII. El *análisis* es una operación química que consiste en descomponer un cuerpo en sus elementos. Se divide en *cualitativo* y *cuantitativo*.

XIV. La *síntesis* es lo contrario del análisis. Reune los elementos que éste separa para combinarlos de nuevo y reconstituir el cuerpo compuesto.

CAPÍTULO II

Cuerpos simples : metaloides y metales. — Cuerpos compuestos. — Nomenclatura química : óxidos, anhídridos, ácidos, bases, sales. — Proporciones múltiples. — Equivalentes químicos.

Cuerpos simples : metaloides, metales.

14. **Cuerpos simples.** — Hemos dicho que son *cuerpos simples* aquellos de donde no se puede sacar sino una especie de materia. El número de los que hasta el presente se conoce sube á 71. Divídesele en dos clases : los *metaloides* y los *metales*.

1º. *Metaloides.* Los *metaloides* son cuerpos generalmente desprovistos de brillo metálico, malos conductores del calor y de la electricidad, y cuyos compuestos con el oxígeno son *anhídridos* ú *óxidos neutros*, nunca básicos; este último carácter es el más importante. Hay 16. He aquí sus nombres con los símbolos ó signos abreviados que sirven para representarlos en las fórmulas:

1. Hidrógeno, H.

2. Fluor,	Fl	10. Nitrógeno ó Ázoe, N ó Az	
3. Cloro,	Cl	11. Fósforo,	P ²
4. Bromo,	Br	12. Arsénico,	As
5. Iodo,	I	13. Antimonio,	Sb ³
6. Oxígeno,	O	14. Carbono,	C
7. Azufre,	S ¹	15. Silicio,	Si
8. Selenio,	Se	16. Boro,	B
9. Teluro,	Te		

2º. *Metales.* Los *metales* son cuerpos buenos conductores del calor y de la electricidad, dotados de resplandor particular que se llama brillo metálico. Distingúense sobre todo de los metaloides porque forman, al unirse con el oxígeno, *óxidos básicos*, es decir, compuestos capaces de *combinarse con los ácidos para formar sales*. Sin embargo, pueden formar también *anhídridos* y *ácidos*; son 55, cuyos nombres y signos abreviados damos á continuación:

1. Potasio,	K ⁴	5. Casio,	Cs
2. Sodio,	Na ⁵	6. Rubidio,	Rb
3. Litio,	Li	7. Indio,	In
4. Talio,	Th ⁶	8. Calcio,	Ca

1. Del latín *sulfur*. — 2. Del latín *phosphorus*. — 3. Del latín *stibium*.

4. Del latín *kallium*. — 5. Del latín *natrium*. — 6. Del latín *thallium*.

9. Estroncio,	St ¹	33. Rutenio,	Ru
10. Bario,	Ba	34. Rodio,	Rh ⁹
11. Plomo,	Pb ²	35. Osmio,	Os
12. Zinc,	Zn	36. Germanio,	Gr
13. Cobre,	Cu ³	37. Zirconio,	Zr
14. Magnesio,	Mg	38. Torio,	Th ¹⁰
15. Mercurio,	Hg ⁴	39. Tungsteno,	Tu
16. Cadmio,	Cd	40. Molibdeno,	Mo
17. Glucinio,	Gl	41. Tántalo,	Tn
18. Galio,	Ga	42. Niobio,	Nb
19. Bismuto,	Bi	43. Pelopio,	Pp
20. Oro,	Au ⁵	44. Vanadio,	Na
21. Plata,	Ag ⁶	45. Ilmenio,	Il
22. Hierro,	Fe ⁷	46. Uranio,	Ur
23. Aluminio,	Al	47. Cerio,	Ce
24. Manganeso,	Mm	48. Didimo,	Di
25. Cromo,	Cr	49. Lantano,	La
26. Cobalto,	Co	50. Erbio,	Er
27. Titano,	Ti	51. Yterbio,	Yh
28. Nickel ó Niquel,	Ni	52. Ytrio,	Y
29. Estaño,	Sn ⁸	53. Samarium,	Sa
30. Platino,	Pt	54. Norvegio,	Nc
31. Paladio,	Pd	55. Scandio,	Sc
32. Iridio,	Ir		

Cuerpos compuestos : ácidos, bases, cuerpos neutros, sales.

15. Cuerpos compuestos. — Los *cuerpos* compuestos son aquellos de que se puede extraer varias sustancias de naturaleza diferente. Según el número de simples que entran en su composición, así se les llama *binarios*, *ternarios*, *cuaternarios*, etc.

Entre ellos se distinguen, según funciones químicas, *ácidos*, *bases*, *cuerpos neutros* y *sales*.

1º. Ácidos. — Se da el nombre de *ácidos* á cuerpos que en general tienen sabor acre, ardiente, y que gozan de la propiedad de enrojecer la tintura azul de tornasol : ejemplo : los ácidos sulfúrico, fosfórico, nítrico, etc.

1. Del latín *strontium*. — 2. Del latín *plumbum*. — 3. Del latín *cuprum*. — 4. Del latín *hydrargyrum*. — 5. Del latín *aurum*. — 6. Del latín *argentum*. — 7. Del latín *ferrum*. — 8. Del latín *stannum*. — 9. Del latín *rhodium*. — 10. Del latín *thorium*.

* El talio, el cesio, el rubidio, el galio y el indio han sido descubiertos por medio del análisis espectral (Véase nuestra *Física*, publicada también por la casa de la Viuda de Ch. Bouret).

2º. *Bases*. — Las *bases* devuelven su color azul á la tintura de tornasol eurojecida por los ácidos ; ejemplos, la potasa, la sosa y otros hidratos metálicos.

3º. *Cuerpos neutros*. — Los *cuerpos neutros* son los que no pertenecen á ninguna de las clases anteriores ; ejemplo : el hidrógeno carbonado, el óxido de carbono, las aleaciones metálicas, etc.

4º. *Sales*. — Las *sales* son compuestos que resultan de la combinación de los ácidos con las bases, en la cual las propiedades de los componentes se neutralizan unas á otras de manera más ó menos completa ; ejemplo : carbonato de calcio, sulfato de sodio, nitrato de potasio, etc.

Nomenclatura química.

16. *Nomenclatura química*. — La nomenclatura química tiene por objeto designar los cuerpos compuestos mediante nombres que indiquen su composición. Esta nomenclatura, que ha ejercido benéfica influencia en los progresos de la química moderna, es obra de los ilustres científicos Guyton de Morveau, Lavoisier, Berthollet y Fourcroy.

Distínguense en ella compuestos *binarios*, es decir, formados por dos elementos, y *ternarios* ó de tres elementos.

A. Compuestos binarios. — Comprenden tres categorías :

1º. *Los compuestos binarios no hidrogenados ni oxigenados*

2º. *Los compuestos binarios hidrogenados ;*

Y 3º. *Los compuestos binarios oxigenados.*

1º. **COMPUESTOS BINARIOS NO HIDROGENADOS NI OXIGENADOS.** —

a. Cuando un metaloide se combina con un metal, el compuesto se designa por el nombre del metaloide terminado en *uro*, seguido del nombre del metal. Así, la combinación del cloro con el cobre se llama *cloruro de cobre* ; la del azufre con el plomo se denomina *sulfuro de plomo*.

Si un metaloide se combina en varias proporciones con una misma cantidad de metal, se distinguen los compuestos que resultan de esto anteponiendo á sus nombres genéricos las partículas *proto*, *sesqui*, *bi*, *tri*, *tetra*, *penta*, *per*, etc., que indican las proporciones en que la combinación se efectúa ; ejemplo : *proto-sulfuro*, *sesquisulfuro*, *bisulfuro*, *trisulfuro*, *tetrasulfuro*, *penta-sulfuro* ó *persulfuro de potasio*, etc.

Sin embargo, la costumbre más general actualmente es distinguir esos diferentes cuerpos sirviéndose de las terminaciones

en *oso* y en *ico* ; la última se reserva para el compuesto que contiene proporción mayor del metaloide. En vez de

Protocloruro de mercurio, se dice *Cloruro mercurioso* ;
Bicloruro de mercurio, — *Cloruro mercúrico*.

b. Cuando dos metaloides se combinan entre sí, se forma también el nombre del compuesto con los de los cuerpos simples, dando según hemos hecho antes á uno de ellos la terminación *uro* ; ejemplo :

Sulfuro de carbono,
 Cloruro de azufre,

Yoduro de nitrógeno,
 Cloruro de fósforo.

Se toma siempre como nombre genérico el del metaloide que es *electro-negativo* respecto del otro, es decir, el que se dirige al polo positivo si el compuesto se somete á la acción de la pila.

Para formar el nombre del compuesto, se recurrirá al cuadro del § 14 ; los metaloides están clasificados en él de tal manera que cada uno de ellos es *electro-negativo* respecto del siguiente. El hidrógeno debe ocupar en este caso el último lugar.

2º. COMPUESTOS BINARIOS HIDROGENADOS. — El hidrógeno se conduce algunas veces respecto de los metaloides como en el caso precedente, combinándose con el carbono, el fósforo en distintas proporciones y dando *carburos* y *fosfuros de hidrógeno*.

Otras veces forma ácidos, llamados *hidrácidos*, con ciertos metaloides, como el azufre, el cloro, el yodo, el bromo, el fluor.

Para designar estos ácidos se toma el nombre del metaloide con que se ha combinado el hidrógeno y se hace seguir dicho nombre por la terminación *hídrico* ; ejemplo :

Ácido sulfhídrico,
 Ácido clorhídrico.

Ácido yodhídrico,
 Ácido bromhídrico.

3º. COMPUESTOS BINARIOS OXIGENADOS. — Comprenden los *óxidos* y los *anhidridos*.

ÓXIDOS. — Considerados de manera general, los óxidos son compuestos que resultan de la combinación de un *cuerpo simple* con el *oxígeno*. He aquí las reglas de su nomenclatura :

Cuando un cuerpo simple, al combinarse con el oxígeno, no forma más que un simple óxido, se designa el compuesto poniendo el nombre del cuerpo simple después de la palabra *óxido* : ejemplo : el *óxido de carbono*, formado por el *carbono* y el *oxígeno*.

Cuando un cuerpo simple puede combinarse en varias proporciones con el oxígeno y dar de esta manera origen á varios óxidos, se les distingue haciendo preceder la palabra *óxido* de las par-

tículas *proto*, *sesqui*, *bi*, *per*, que indican proporciones crecientes de oxígeno; ejemplo:

Protóxido de manganeso,	Bióxido de manganeso, ó
Sesquióxido de manganeso,	Peróxido de manganeso.

en los cuales las proporciones de oxígeno son como uno, uno y medio, dos.

Para designar dos óxidos diferentes de un mismo metal, se usan hoy más bien las terminaciones *oso* é *ico*, aplicando la primera al que tiene menos oxígeno. En vez de

Protóxido de cobre, se dice *óxido cuproso*;
Bióxido de cobre, — *óxido cúprico*.

Llámanse *básicos* á los óxidos que forman bases en unión del agua. En el caso contrario son *neutros*.

Observación. — La costumbre ha conservado á ciertos óxidos los nombres con que se les designó primitivamente. Así es que se dice *cal*, *barita*, *estronciana*, en vez de protóxido de calcio, de bario, de estroncio; *magnesia* y *alúmina*, en lugar de óxido de magnesio y de sesquióxido de aluminio.

ANHIDRIDOS. — Se llama anhidridos (etimología griega: α , partícula privativa; $\psiδρω$, agua) y también *óxidos ácidos*, *ácidos anhidros*, á los óxidos que al unirse con el agua forman ácidos. Si el oxígeno combinado con un cuerpo simple forma un solo anhidrido, se le designa poniendo después de esta palabra el nombre del cuerpo terminado en *ico*:

Anhidrido carbónico.

Si existen varios anhidridos de un mismo cuerpo, se les distingue por las terminaciones *oso*, *ico*, y los prefijos *hipo*, *per*:

Anhidrido	nitroso,
—	nítrico,
—	pernítrico.

B. Compuestos ternarios. — Los compuestos ternarios comprenden los *ácidos*, las *bases* y las *sales*.

1º. **Ácidos.** — Los ácidos resultan de la combinación de los anhidridos con el agua; luego, y esta es una de las más importantes nociones en la teoría atómica, todos los ácidos contienen hidrógeno. El anhidrido nítrico produce al combinarse con el agua el ácido nítrico; el anhidrido sulfúrico, produce el ácido sulfúrico; el anhidrido fosfórico, da origen al ácido fosfórico, etc.

Se llama también *oxácidos* á los ácidos que contienen oxígeno, por oposición á los *hidrácidos*, mencionados antes, que están libres de él.

Para distinguir los diferentes ácidos de un mismo cuerpo se usan denominaciones análogas á las de los anhídridos: así, las distintas combinaciones ácidas del cloro con el oxígeno se expresan de la manera siguiente:

Ácido hipocloroso,
— cloroso,

Ácido clórico,
— perclórico.

2º. BASES ó HIDRATOS METÁLICOS. — Resultan de la combinación de los óxidos básicos con el agua. Luego, todas las bases contienen hidrógeno, como los ácidos. También se les llama *hidratos metálicos*. Así, los óxidos de potasio y de sodio dan, cuando fijan elementos del agua, hidratos de esos metales, bases poderosas que vulgarmente se conocen por los nombres de *potasa* y de *sosa cáusticas*.

3º. SALES. — Las sales resultan de la combinación de los ácidos y de las bases ó, precisando más, de sustitución completa ó incompleta de los átomos del hidrógeno del ácido por los del metal de la base.

a. Cuando el nombre del ácido que entra en la composición de una sal termina en *ico*, el nombre genérico de la sal acaba en *ato*; así:

El ácido *carbónico* forma *carbonatos*;
El ácido *sulfúrico* — *sulfatos*;
El ácido *nítrico* — *nitratos*.

b. Cuando el nombre del ácido que entra en la composición de una sal termina en *oso*, el nombre genérico de la sal acaba en *ito*; así:

El ácido *sulfuroso* forma *sulfitos*;
El ácido *nitroso* — *nitritos*;
El ácido *cloroso* — *cloritos*.

Además, para designar cada especie de sal, se añade al nombre del ácido el del metal con que está combinado; ejemplo:

Carbonato de plomo,
Sulfato de zinc,
Sulfato de cobre.

Pero si el metal forma dos ó más óxidos básicos, hay que dejar el nombre del óxido, á fin de impedir la confusión; ejemplo:

Sulfato de protóxido de hierro,
Sulfato de sesquióxido de hierro.

El uso más común actualmente es servirse, para distinguirlos, de las terminaciones *oso* é *ico*; se dirá pues :

Sulfato ferroso,
Sulfato ferrico.

En cuanto á las sales formadas por los óxidos hidratados que han conservado sus antiguos nombres, se puede en rigor designarlas por estos; ejemplo: *sulfato de potasa, sulfato de sosa, carbonato de cal, nitrato de bária, sulfato de magnesia, de alúmina*, etc. Pero es preferible añadir sencillamente el nombre del metal y decir sulfato de sodio, de potasio, de calcio, etc.

Los ácidos se denominan *monobásicos, bibásicos, tribásicos*, según contienen uno, dos ó tres átomos de hidrógeno susceptibles de ser reemplazados por átomos de un metal. Si tomamos las fórmulas que representan tres ácidos diferentes:

Ácido nítrico NO^3H ,
Ácido sulfúrico SO^4H^2 ,
Ácido fosfórico PO^4H^3 ,

vemos que el ácido nítrico es monobásico, el sulfúrico bibásico, el fosfórico tribásico.

Una sal se llama *neutra* cuando los átomos del metal reemplazan completamente á los de hidrógeno del ácido; ejemplo :

SO^4K^2 , sulfato neutro de potasio,

en que dos átomos de potasio han reemplazado á los dos átomos de hidrógeno del ácido sulfúrico.

Una sal se denomina *ácida* cuando el hidrógeno del ácido es incompletamente reemplazado por los átomos del metal; ejemplo :

SO^4KH , sulfato ácido de potasio,
 $\text{PO}^4\text{K}^2\text{H}$, fosfato ácido de potasio.

Las sales ácidas, en que la proporción de ácido es siempre mayor que en las sales neutras, pueden ser distinguidas también de estas últimas por las partículas *sesqui, bi, tri*, colocadas delante de sus nombres :

Bicarbonato de sodio,

*Bisulfato de potasio*¹.

Aleaciones. — Se denomina *aleación* á la combinación de dos ó más metales entre sí. Su nomenclatura es muy sencilla :

1. Ya veremos más adelante, al estudiar las sales, que también hay sales básicas y sales dobles

basta con poner después de la mencionada palabra los nombres de los metales que la forman ; ejemplo :

Aleación de plomo y de antimonio,
Aleación de cobre y de estaño.

Muchas aleaciones se designan también por sus nombres usuales. Así, la de cobre y de zinc es el *latón*; la de cobre y estaño el *bronce*, etc.

Observación. — Cuando el mercurio forma parte de una aleación, se da á ésta el nombre de *amalgama*; así se dice *amalgama de oro*, *de cobre*, para designar las combinaciones del mercurio con el oro y con el cobre.

Leyes de los pesos, de las proporciones definidas y de las proporciones múltiples.

17. Ley de los pesos. — *El peso de un cuerpo es igual á la suma de los pesos de sus componentes.* Esta ley fundamental fué formulada por Lavoisier. Su consecuencia inmediata es que en los fenómenos de que nosotros somos testigos no hay creación ni destrucción de materia; únicamente existen transformaciones.

18. Ley de las proporciones definidas ó de Proust. — *Dos cuerpos que se combinan para formar un mismo compuesto se unen siempre en proporciones invariables.* — Así, la experiencia prueba que 1 gr. de hidrógeno se combina siempre con 8 gr. de oxígeno para formar agua. Ahora bien, si se mezcla por ejemplo, 1 gr. de hidrógeno con 10 de oxígeno, y se hace pasar á través de la mezcla una chispa eléctrica, quedarán después de la combinación de los dos gases, 2 gr. de oxígeno libre; si la mezcla fuera de 2 gr. de hidrógeno y de 8 de oxígeno, lo que resultaría libre sería 1 gr. del primer gas. Análogamente, 1 gr. de hidrógeno se combina siempre con 35 gr. 5 de cloro para formar el ácido clorhídrico; 14 gr. de nitrógeno se combinan siempre con 8 gr. de oxígeno para formar el protóxido de nitrógeno; 16 gr. de azufre con 28 gr. de hierro para constituir el sulfuro de hierro, etc.

19. Ley de las proporciones múltiples ó de Dalton. — Esta ley, descubierta en 1807 por el químico inglés Dalton, se puede enunciar como sigue :

Cuando dos cuerpos se unen en varias proporciones, los pesos de uno de ellos susceptibles de combinarse con el mismo peso de otro cuerpo están entre sí en proporciones sencillas.

Así, el nitrógeno y el oxígeno combinan en seis proporciones; pues bien, el análisis de los seis compuestos que de ahí resultan demuestra que

14 gr. de nitrógeno se combinan con 8 gr. de oxígeno.

14	—	—	16	—
14	—	—	24	—
14	—	—	32	—
14	—	—	40	—
14	—	—	48	—

es decir, que para un mismo peso de nitrógeno los del oxígeno son entre sí como 1, 2, 3, 4, 5, 6.

Análogamente, si tomamos como ejemplos los dos compuestos que el estaño forma con el cloro (cloruros estañoso y estánico), vemos que

59 de estaño se combinan con 35,50 de cloro,
59 — — 71,00 —

números que se encuentran en la relación de 1 á 2.

También es común descubrir la relación 1 á 1/2, por ejemplo en las combinaciones del hierro con el oxígeno, donde se ve que

28 de hierro se combinan con 8 de oxígeno,
28 — — 12 —

La ley de las proporciones múltiples no se aplica sólo á los compuestos binarios; sino que se la observa igualmente en los de orden más elevado. Así, cuando se combinan un ácido y una base en diversas proporciones, se observa que, dado el mismo peso de base, los pesos del ácido están constantemente en relaciones sencillas unos respecto de otros.

Por ejemplo, el ácido carbónico forma con la sosa tres sales, en las cuales observamos que

31 gr. de sosa se combinan con 22 gr. de ácido carbónico.

31	—	—	33	—	—
31	—	—	44	—	—

números que son entre sí como 1 es á 1 1/2 y á 2.

Números proporcionales.

20. Ley de los números proporcionales ó de Berzelius. —

Si A y B son los pesos de dos cuerpos simples ó compuestos que pueden combinarse con el mismo peso C de otro tercer cuerpo, todas las combinaciones de los dos primeros entre sí se efectuarán en la relación de $\frac{A}{B}$ ó en un múltiplo sencillo de ese cociente.

Un peso fijo de 8 gr., de oxígeno se combina con 1 gr. de hidrógeno para formar vapor de agua, con 35,5 de cloro para constituir el anhídrido hipocloroso y con 14 de nitrógeno para producir protóxido de nitrógeno. Estos números 1, 35,5, 14, ó bien múltiplos sencillos de ellos, expresan las proporciones en que el hidrógeno, el cloro, el nitrógeno, se unen unos con otros en sus diversas combinaciones: son números proporcionales. Así, 1 gr. de hidrógeno y 35,5 de cloro dan al combinarse ácido clorhídrico; 3×1 gr. de hidrógeno se combinan con 14 gr. de nitrógeno para producir el amoníaco; $3 \times 35,5$ de cloro combinados con 14 gr. de nitrógeno forman el cloruro de nitrógeno.

Los números proporcionales no representan, según se ve, cantidades absolutas, sino pesos relativos con arreglo á los cuales se combinan los cuerpos. Pero por medio de esos números es fácil hallar los pesos absolutos de los cuerpos componentes que contiene un peso dado de un cuerpo compuesto. Por ejemplo, si se quisiera saber los pesos de oxígeno y de hidrógeno que 36 gr. de agua contienen, bastaría dividir el número 36 en dos que sean entre sí como 8 es á 1. De este modo veríamos que 36 gr. de agua contienen 32 de oxígeno y 4 de hidrógeno. Análogamente se vería que 190 gr. de sulfuro de carbono contienen 160 gr. de azufre y 30 de carbono.

Resumen.

I. Divídense los cuerpos en *simples* y *compuestos*. Se da el primer nombre á aquellos de que no puede sacarse sino una especie de materia. Compuestos son los que suministran por el análisis varias sustancias de naturaleza diferente.

II. El número de cuerpos simples conocidos en la actualidad es de 71. Divídenseles en *metaloides* y *metales*.

III. Los *metaloides* son cuerpos generalmente desprovistos de

brillo metálico, malos conductores del calor y de la electricidad, y cuyas combinaciones con el oxígeno son anhídridos ú óxidos neutros, nunca básicos. Su número es de 16.

IV. Los *metales* son cuerpos buenos conductores del calor y de la electricidad, que tienen brillo metálico y que se distinguen sobre todo de los metaloides porque, al unirse con el oxígeno, forman óxidos básicos, esto es, compuestos capaces de neutralizar los ácidos. Hay 55.

V. Los cuerpos compuestos se dividen en *neutros, hidrácidos, anhídridos y ácidos, óxidos y bases, y sales*.

VI. La nomenclatura química tiene por objeto designar los cuerpos compuestos por nombres que indiquen su composición.

VII. Dos cuerpos se combinan en proporciones siempre invariables, sea en peso, sea en volumen, para formar el mismo compuesto (ley de las proporciones definidas).

VIII. Cuando dos cuerpos se unen en distintas proporciones, las cantidades de uno de ellos, combinadas con la misma cantidad del segundo, se encuentran siempre en relaciones sencillas unas respecto de otras. Así por ejemplo : en los seis compuestos que forma el nitrógeno con el oxígeno, los pesos de este último son entre sí como 1, 2, 3, 4, 5, 6, para un mismo peso de nitrógeno (ley de las proporciones múltiples).

IX. Si A y B son los pesos de dos cuerpos simples ó compuestos que pueden combinarse con el mismo peso C de un tercer cuerpo, todas las combinaciones de los dos primeros entre sí se efectuarán en la relación de $\frac{A}{B}$ ó de un múltiplo sencillo de ella (ley de los números proporcionales).

CAPÍTULO III

Ley de los volúmenes ó de Gay-Lussac. — Equivalentes en volúmenes. — Teoría atómica. — Pesos atómicos; pesos moleculares. — Notación química según la teoría atómica. — Nociones generales sobre el desprendimiento ó absorción de calor en las

combinaciones químicas; principios de termoquímica. — Descomposiciones; disociación.

Leyes de las combinaciones gaseosas ó leyes de los volúmenes.

22. Leyes de Gay-Lussac ó leyes de los volúmenes. — *Cuando dos gases se combinan, sus volúmenes están siempre en relaciones sencillas, si se les considera en condiciones análogas de temperatura y de presión; ejemplo :*

1 volumen de cloro y 1 volumen de hidrógeno dan, al combinarse, 2 volúmenes de ácido clorhídrico :

1 volumen de oxígeno y 2 de hidrógeno producen, al combinarse, 2 volúmenes de vapor de agua :

1 volumen de nitrógeno y 3 de hidrógeno producen, al combinarse, 2 volúmenes de gas amoníaco.

En estos ejemplos, los volúmenes de los gases combinados se encuentran unos respecto de otros en las sencillísimas relaciones de 1 á 1, de 1 á 2 y de 1 á 3.

Observemos además que los volúmenes de los compuestos, considerados en estado gaseoso, se encuentran también en proporción sencilla con los volúmenes de los componentes. Además, cuando los volúmenes de los componentes no son iguales, siempre hay condensación, es decir que el volumen del compuesto es más pequeño que la suma de los volúmenes de los componentes. Así,

2 volúmenes de hidrógeno y 1 volumen de oxígeno no dan más que 2 volúmenes de vapor de agua;

1 volumen de nitrógeno y 3 de hidrógeno producen solamente 2 volúmenes de gas amoníaco.

Esta contracción de volumen no se observa generalmente cuando los gases se combinan en volúmenes iguales. Así,

1 volumen de cloro y 1 de hidrógeno dan 2 volúmenes de ácido clorhídrico.

De donde deducimos las leyes siguientes :

Cuando dos gases ó vapores se combinan en volúmenes iguales, el compuesto tiene en general un volumen igual á la suma de los volúmenes de los componentes ;

Cuando dos gases ó vapores se combinan en volúmenes desiguales, el compuesto tiene volumen inferior á la suma de los componentes : si la combinación se efectúa en la relación de 1 á 2, la contracción es de $\frac{1}{3}$; si la combinación se produce en la relación de 1 á 3, la contracción es de $\frac{1}{2}$.

23. Equivalentes en volúmenes. — Se da este nombre á los volúmenes relativos de los gases ó de los vapores susceptibles de desalojarse y reemplazarse unos á otros en las combinaciones químicas.

Nada es más sencillo en la teoría atómica. Tomando como unidad el volumen de un gramo de hidrógeno á 0° y á la presión de 760^{mm}, ó sean 11^{lit},16, todos los gases simples se representan en las fórmulas por números proporcionales, llamados *pesos atómicos*, que corresponden á un volumen, es decir, á 11^{lit},16, en las mismas condiciones de temperatura y de presión.

Los gases compuestos se representan por *pesos moleculares* que corresponden á 2 vol., ó sean 22^{lit},32.

Del mismo modo se procede con los cuerpos simples y compuestos reductibles al estado de vapor. No se exceptúan más que los vapores de fósforo y de arsénico, cuyo peso atómico no representa sino $\frac{1}{2}$ volumen.

Observación. — Cuando se trata de equivalentes en volumen se supone que los gases ó vapores considerados están á suficiente distancia de su punto de liquefacción para poder ser asimilados á un gas perfecto, es decir, que obedece visiblemente á las leyes de Mariotte y de Gay-Lussac. Se debe calcular en consecuencia la densidad de un vapor respecto de la del hidrógeno en el momento preciso en que aquel reúne las condiciones de un gas perfecto, y sin cuidarse de la temperatura y de la presión que han sido necesarias para llevarlo á ese estado.

Teoria atómica.

24. Teoría atómica. — La ley de las proporciones definidas y la de las proporciones múltiples (§ 18, 19) condujeron á Dalton á examinar y desarrollar la hipótesis de los filósofos antiguos sobre la constitución de la materia. Según esta doctrina, que imaginó Demócrito y que luego sostuvieron Epicuro y Lucrecio, todos los cuerpos de la naturaleza, sólidos, líquidos ó gaseosos, están formados por la reunión de partículas invisibles, llamadas *átomos*; y movidos estos por las fuerzas que les son propias, atracción molecular, calor, electricidad, etc., producen de este modo todos los fenómenos químicos y la mayor parte de los fenómenos físicos que pueden presentar los cuerpos brutos y organizados.

Pero á estas vagas ideas que hasta su tiempo originaron tantas inútiles é interminables discusiones, les dió Dalton sentido preciso, admitiendo que los átomos de cada cuerpo simple ó de cada especie de materia tienen peso invariable (peso atómico), y que se unen entre sí por *yuxtaposición* para formar grupos rigurosamente determinados, que son las *moléculas*.

Por más que esta teoría se funda en una sencilla hipótesis, tiene sin embargo la ventaja de explicar, sencilla y racionalmente á la vez, la constitución íntima de los cuerpos.

En efecto, si la combinación entre los cuerpos resulta de la yuxtaposición de sus átomos en número rigurosamente determinado, y si cada uno de estos átomos tiene peso invariable, es evidente por una parte que los cuerpos no pueden unirse sino en proporciones definidas, y por otra que si un mismo cuerpo A puede combinarse con otro B, en diversas proporciones, dado el mismo peso de A, los pesos de B no pueden estar entre sí más que en la relación de 1, 2, 3, 4..., es decir, en proporciones múltiples.

La doctrina de Dalton ó *teoría atómica* suministra según esto la explicación más satisfactoria y en cierto modo la prueba matemática de las leyes que rigen las combinaciones de los cuerpos entre sí.

25. Hipótesis de Avogadro y de Ampère. — *Los gases y vapores simples que están sometidos á las leyes de Mariotte y*

de Gay-Lussac, esto es, que se encuentran en estado de gases perfectos, contienen el mismo número de átomos en igualdad de volumen.

Los gases y vapores compuestos contienen el mismo número de moléculas dada la igualdad de volumen, si se encuentran en las mismas condiciones.

Esta hipótesis fundamental puede formularse también de la manera siguiente: Todos los cuerpos contienen, dado el mismo volumen, el mismo número de moléculas cuando se encuentran en estado de gases perfectos. Ya hemos visto que los cuerpos simples pueden considerarse compuestos de moléculas (§ 5); cada una de estas moléculas simples está formada en general por dos átomos.

Observación. — Según las leyes de Mariotte y de Gay-Lussac (véase la *Física* de Langlebert publicada por nuestra casa) todos los gases tienen la misma compresibilidad y el mismo coeficiente de dilatación próximamente. Acabamos de ver que un gas se encuentra en estado perfecto cuando obedece á esas leyes. Ahora bien, se puede suponer que los vapores de la mayor parte de los cuerpos pueden ser conducidos, mediante condiciones apropiadas de temperatura ó de presión, á tener los caracteres de un gas perfecto¹.

26. Pesos atómicos y moleculares. — Si con arreglo á la teoría de Ampère los gases y los vapores simples contienen, dado el mismo volumen, cuando se encuentran próximos al estado perfecto, análogo número de átomos, es evidente que los átomos de todos los cuerpos son iguales entre sí, que ocupan el mismo volumen (esto es, *un volumen*) y que sólo se diferencian en el peso.

Es claro también que el peso de un volumen de un gas simple referido al del mismo volumen de hidrógeno ó, dicho de otro modo, la *densidad* de ese gas con relación al hidrógeno, expresará el peso relativo del átomo constituyente respecto del átomo de hidrógeno tomado como unidad; he ahí lo que se llama *peso atómico*.

1. En el cálculo de los pesos atómicos ó moleculares se toma la *densidad límite*. Si se calientan, bajo presión constante, un vapor ó un gas fácilmente liquidables, y que estén cercanos a su punto de liquefacción, su densidad disminuye. Pero cuando llega a cierta temperatura en que el gas y el vapor siguen casi exactamente la ley de Mariotte, esta densidad se hace constante ó poco menos; entonces se la llama *densidad límite* ó *normal* del gas ó del vapor.

Así pues, siendo 1 el peso del átomo de hidrógeno, el del oxígeno será 16, el del azufre 32, el del nitrógeno 14, etc.; de donde se deduce esta proposición:

EL PESO ATÓMICO DE LOS GASES Y VAPORES SIMPLES ESTÁ DADO POR LA DENSIDAD DE LOS MISMOS REFERIDA Á LA DEL HIDRÓGENO, QUE SE TOMA COMO UNIDAD ¹.

Cuando se trata de un gas ó de un vapor compuestos, sabemos según la hipótesis de Ampère que esos gases ó vapores contienen, al aproximarse al estado perfecto, análogo número de moléculas. En consecuencia, éstas tienen todas el mismo volumen, como los átomos ².

Pero si el átomo de los cuerpos simples ocupa un volumen, la molécula de los cuerpos compuestos ocupa dos.

Este principio, capital en la teoría atómica, de que *el volumen de la molécula es doble que el del átomo*, resulta claramente de las leyes de Gay-Lussac, de la combinación de 1 vol. de cloro y de 1 hidrógeno que dan 2 vol. de ácido clorhídrico; de 2 volúmenes de hidrógeno y 1 de oxígeno que dan 2 vol. de vapor de agua; de la combinación de 1 vol. de nitrógeno con 3 de hidrógeno para constituir 2 vol. de gas amoniaco.

Supongamos, en efecto, que un volumen de oxígeno contiene n átomos, que dos volúmenes de hidrógeno iguales al precedente contienen también n átomos cada uno; al combinarse, producirán n moléculas de vapor de agua. Como este vapor ocupará un volumen doble del que tenía cada uno de los componentes, es necesario que sus moléculas, cuyo número es igual al de los átomos de cada volumen de oxígeno y de hidrógeno tomados separadamente, tengan volumen doble que los átomos.

Como la *densidad* de los gases compuestos respecto del hidrógeno es el peso de un *volumen único* de estos gases comparado con el peso del mismo volumen de hidrógeno,

1. El estudiante recuerda que en general las densidades de los gases y vapores se calculan con relación al aire.

2. Esta identidad de volumen de las moléculas, sea cual fuere el número de átomos que las componen, está justificada por las leyes de Gay-Lussac sobre las condensaciones que se producen en las combinaciones gaseosas de volúmenes desiguales.

resulta evidente que el *peso de la molécula* (total de los pesos de los átomos que la constituyen) debe ser doble de dicha densidad, lo cual se expresa en los siguientes términos:

EL PESO MOLECULAR DE LOS GASES Y VAPORES COMPUESTOS ES DOBLE DE SUS DENSIDADES REFERIDAS Á LA DEL HIDRÓGENO, QUE SE TOMA POR UNIDAD.

Gran número de químicos tienen en cuenta el peso molecular de los cuerpos simples. Este, que corresponde á dos volúmenes, es en general doble del peso atómico. Tal ocurre con el hidrógeno, el oxígeno, el nitrógeno, etc.; pero es cuádruple en el fósforo y el arsénico.

De modo que los pesos moleculares son los pesos de volúmenes iguales de los cuerpos reducidos á gases perfectos, y este volumen, ó sean 22^{lit},32, es doble del que ocupa 1 gr. de hidrógeno á 0° y á la presión de 760 milímetros.

Como los pesos atómicos son los pesos de un mismo volumen de los diferentes cuerpos simples en estado gaseoso, constituyen un sistema de números proporcionales.

El átomo es la parte más pequeña de un cuerpo simple que puede entrar en una combinación química.

La molécula es la parte más pequeña de un cuerpo compuesto que se puede concebir en estado de libertad.

27. De la densidad de los gases y de los vapores respecto del hidrógeno. — Como según hemos dicho las densidades de los gases y vapores se calculan generalmente respecto del aire atmosférico, precisa referirlas á la del hidrógeno, tomada por unidad, para obtener el peso atómico, ó de un volumen, de los cuerpos simples, y el peso molecular, ó de dos volúmenes, de los cuerpos compuestos.

Parâ ello basta multiplicar estas densidades por el cociente de la densidad del hidrógeno respecto del aire ó

$$\text{sea } \frac{1}{0,0693} = 14,44.$$

El producto expresará la densidad de un volumen del gas ó del vapor respecto del hidrógeno, ó sea su peso atómico cuando se trata de un cuerpo simple.

Ejemplo: La densidad referida al aire del vapor de azufre á 1000° próximamente y bajo la presión atmosférica ordina-

ría es 2,22; su peso atómico será por consiguiente: $2,22 \times 14,44 = 32,0368$, en números redondos 32.

Para averiguar el peso molecular, peso de dos volúmenes, de un gas ó de un vapor compuestos, habrá que multiplicar su densidad respecto del aire por el doble del número precedente, esto es 28,88.

Ejemplo : La densidad, respecto del aire del anhídrido carbónico es 1,529; su peso molecular será, pues, $1,529 \times 28,88 = 44,268$, en números redondos 44.

PESOS ATÓMICOS DE LOS CUERPOS SÓLIDOS Y LÍQUIDOS; LEY DE LOS CALORES ESPECÍFICOS. — Como en la práctica es imposible reducir al estado gaseoso perfecto gran número de cuerpos simples ó compuestos, se acostumbra determinar su peso atómico fundándose en la *ley de Dulong y Petit sobre los calores específicos*, que se enuncia del siguiente modo: *El producto del calor específico de un cuerpo simple por su peso atómico es un número sensiblemente constante é igual á unos 6,4*. Dicho número 6,4 se divide por el que representa el calor específico, y el cociente obtenido es el peso atómico.

Observación. — Se determina también en los laboratorios el peso molecular de ciertos cuerpos solubles, pero no reducibles al estado de vapor, por medio de la *CRIOSCOPIA*; es decir, haciendo constar la temperatura de congelación del disolvente puro, sea agua ó cualquiera otro líquido, y el rebajamiento de la temperatura de congelación después que se ha disuelto en ella una masa exactamente pesada, del cuerpo en experiencia. (Véase el § 601 de nuestro curso de Física: Congelación de las soluciones salinas diluidas. — Crioscopia; leyes de Raoult.)

28. Atomicidad. — Más adelante veremos, con motivo de la clasificación de los metaloides, que los átomos de los diferentes cuerpos no poseen la misma potencia, *valor ó valencia* de combinación respecto del hidrógeno; los hay que no pueden fijar sino un solo átomo; otros fijan dos, tres, cuatro y hasta cinco átomos.

La fuerza ó potencia de combinación que poseen los átomos es, pues, distinta según su naturaleza. Esta fuerza, que ha recibido el nombre de *atomicidad*, no es después de todo sino la misma afinidad química representada en sus distintos modos de actividad.

29. Cuadro de los principales cuerpos simples, que contiene sus símbolos y sus pesos atómicos.

NOMBRES.	SÍMBOLOS.	PESOS ATÓMICOS.
Aluminio,	Al	27,5
Antimonio,	Sb	120
Arsénico,	As	75
Azufre,	S	32
Bario,	Ba	137
Bismuto,	Bi	210
Bóro,	Bo	11
Bromo,	Br	80
Calcio,	Ca	40
Carbono,	C	12
Cloro,	Cl	35,5
Cromo,	Cr	52,2
Cobalto,	Co	59
Cobre,	Cu	63
Estañó,	Sn	118
Fluor,	Fl	19
Fósforo,	P	31
Hidrógeno,	H	1
Hierro,	Fe	56
Magnesio,	Mg	24
Manganeso,	Mn	55
Mercurio,	Hg	200
Nickel ó Niquel,	Ni	59
Nitrógeno,	N	14
Oro,	Au	197
Oxígeno,	O	16
Plata,	Ag	108
Platino,	Pt	195
Plomo,	Pb	207
Potasio,	K	39
Silicio,	Si	28
Sodio,	Na	23
Yodo,	I	127
Zinc,	Zn	66

Notación atómica.

30. — La notación química tiene por objeto en la teoría atómica indicar la manera como se agrupan los átomos en la formación de los cuerpos

Como los gases y vapores que se encuentran próximos al estado de gases perfectos contienen en el mismo volumen el mismo número de gases ó de moléculas, la fórmula que indica la composición atómica de un cuerpo expresa al mismo tiempo su composición en volumen.

Los símbolos de los pesos atómicos de los cuerpos sirven para formar mediante su reunión esas sencillas fórmulas que representan la composición de los cuerpos compuestos, así como las reacciones que ejercen unos sobre otros. Esto es lo que se denomina *notación química*; he aquí sus principales reglas :

Cuando un compuesto está formado por la unión de dos átomos, su fórmula se compone de los dos símbolos de los elementos que lo constituyen empezando en general por el más *electro-positivo*; así,

El ácido clorhídrico tendrá como fórmula HCl .

Cuando un metal se combina con un metaloide, su símbolo se coloca siempre primero.

El cloruro de sodio será representado por la fórmula NaCl .

El protosulfuro de hierro tendrá como fórmula FeS .

Si el compuesto está formado de un átomo de un cuerpo y de varios átomos de otro, se pone á la derecha y como exponente del símbolo de este último un número que indica los átomos que entran en combinación : así,

El vapor de agua, que está formado por dos átomos de hidrógeno unidos á uno de oxígeno, tendrá como fórmula H^2O .

El gas amoniaco, compuesto de tres átomos de hidrógeno unidos con uno de nitrógeno, será representado por NH^3 .

Observación. — H^2O , fórmula atómica del vapor de agua, expresa al mismo tiempo : que la molécula de este vapor está compuesta de un átomo de oxígeno unido con dos de hidrógeno, y que el agua está formada por dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno.

NH^3 fórmula atómica del gas amoniaco, expresa al mismo tiempo : que la molécula de este gas está formada de un átomo de nitrógeno unido con tres átomos de hidrógeno, y que el amoniaco está compuesto de un volumen de nitrógeno y tres de hidrógeno.

Esta es una de las principales ventajas de la teoría atómica respecto de la de los equivalentes.

Cuando se quieren representar varias moléculas de un cuerpo compuesto se pone á su izquierda una cifra que indica su número, así :

4 moléculas de ácido sulfúrico se escriben $4\text{SO}^4\text{H}^2$.

La fórmula $6\text{NO}^3\text{H} + 2\text{KOH}$ indica seis moléculas de ácido nítrico, más dos de potasa cáustica.

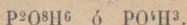
Para formular la combinación de un ácido con una base se escribe en general primero el símbolo del ácido y después el del metal sin separación :

NO^3K expresa el nitrato de potasio.

SO^4K^2 expresa el sulfato de potasio.

31. Observación.—Es costumbre en la teoría atómica emplear el *sistema unitario*, es decir, agrupar los cuerpos simples que forman el compuesto, sin nada que indique la separación de sus elementos constituyentes. Así, el ácido sulfúrico formado por la combinación del anhídrido sulfúrico con el agua, se escribe SO^4H^2 y no $\text{SO}^3, \text{H}^2\text{O}$.

Análogamente, la combinación del anhídrido fosfórico con tres moléculas de agua, no se escribe $\text{P}^2\text{O}^5, 3\text{H}^2\text{O}$, sino



Si se trata de representar dos ó más moléculas de una sal, se pone á la izquierda de la fórmula de la sal la cifra que indica el número de moléculas: así, la fórmula $4\text{SO}^4\text{Na}^2$ representa 4 moléculas de sulfato neutro de sodio.

Mecánica química y termoquímica. — Combinaciones químicas.

32. Principio de la equivalencia del calor y del trabajo molecular. — El principio de la equivalencia mecánica del calor (véase nuestra *Física*, cap. XI y XIV), fácil de demostrar por medio de experimentos directos, cuando se trata de

fuerzas vivas inmediatamente conmensurables y del trabajo exterior y visible de las máquinas ¿es aplicable también á los cambios de fuerza viva molecular, á los trabajos efectuados en las acciones químicas por las partículas últimas de los cuerpos? En dos palabras, ¿obedecen los movimientos que regulan los fenómenos químicos á las mismas leyes que los movimientos de las máquinas motoras?

Estaba reservado al ilustre autor de la *Síntesis química*, M. Berthelot, dar la solución afirmativa de este elevado problema de filosofía experimental y crear de este modo una ciencia nueva, la *Mecánica química*, que también podría llamarse *Mecánica molecular*.

33. Desprendimiento ó absorción de calor en las combinaciones químicas. — En toda combinación química se produce desprendimiento ó absorción de calor.

El desprendimiento se debe sobre todo á las *energías químicas*, esto es, á la precipitación de las moléculas unas contra otras, á su choque, que produce la destrucción de las fuerzas vivas, transformándolas en calor. También se debe, aunque en menor grado, á las *energías físicas*, á que se refiere el calor desprendido ó absorbido por la liquefacción de los gases, la solidificación de los líquidos, la cristalización, los cambios de tensión de vapor, etc.

La absorción de calor se produce cuando dos cuerpos forman al combinarse un compuesto que acumula nuevas energías. Así, el yodo, el cloro y el nitrógeno no se combinan sino absorbiendo calor; pero sus compuestos, el yoduro de nitrógeno y el cloruro de nitrógeno, detonan con la mayor violencia sin el menor choque.

M. Berthelot divide las combinaciones químicas en *exotérmicas* y *endotérmicas*, según emiten ó absorben calor.

COMBINACIONES EXOTÉRMICAS. — Estas son reacciones *directas*, que se producen sin la ayuda permanente de una energía extraña, y por el simple efecto de los cuerpos puestos en presencia ó por la intervención mecánica ó calorífica momentánea de un rayo de luz, de una chispa eléctrica.

Así, arrojando arsénico en polvo en un frasco lleno de cloro, el polvo arde inmediatamente, poniéndose incandescente por contacto con el arsénico; pero el hidrógeno y el oxígeno reunidos en proporciones debidas dentro de un reci-

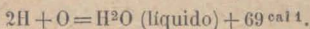
piente, no se combinarán sin la intervención momentánea de una temperatura elevada ó de una chispa eléctrica. Análogamente, el cloro y el hidrógeno muy secos podrían permanecer mezclados durante largo tiempo en la oscuridad sin combinarse, mientras que la acción instantánea de un rayo solar produce la combinación inmediata de los dos gases con explosión.

Todas estas enérgicas reacciones se producen con *un gran desprendimiento de calor* y son, por consiguiente, *exotérmicas*.

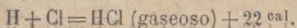
Si la combinación se efectúa lentamente, como la del cloro y del hidrógeno encerrados, á igualdad de volumen, dentro de un frasco húmedo mantenido en la oscuridad, el desprendimiento de calor es el mismo que en la combinación brusca; pero como este calor se desprende lentamente, va disipándose, los cuerpos inmediatos lo absorben y resulta imperceptible.

Vese, pues, que estos fenómenos térmicos son absolutamente análogos á las combustiones ú oxidaciones vivas y lentas, que no son sino reacciones exotérmicas.

En las fórmulas termoquímicas se marca con el signo + las cantidades de calor emitidas y con el — las absorbidas. Así, para expresar el calor que resulta de la combinación del hidrógeno con el oxígeno, se escribe :



El calor emitido por la combinación del cloro y del hidrógeno:

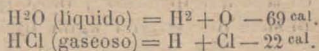


Reacción inversa. — Recíprocamente, la descomposición de estos compuestos no puede obtenerse sin que absorban calor. Para reproducir los cuerpos primitivos se necesita devolver al sistema la cantidad de calor perdida durante la combinación; de donde se sigue que el *calor de descomposición* es rigurosamente igual al *calor de combinación*.

Ya entonces no basta la acción momentánea de la chispa eléctrica ó de un rayo luminoso, sino que se necesita *la intervención constante, mientras dura la operación, de una energía exterior*, esto es, del calor ó de la electricidad.

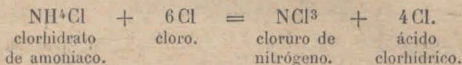
1. Aquí nos valemos de la caloría grande, que vale mil pequeñas, ó unidades de calor. La pequeña caloría es la cantidad de calor necesario para elevar de 0° á 1 grado 1 gramo de agua.

Indicaremos esta absorción de calor por la descomposición del agua y del ácido clorhídrico mediante las fórmulas :



COMBINACIONES ENDOTÉRMICAS. — Estas son las que se efectúan con absorción de calor. Necesitan para producirse la *intervención permanente de una energía extraña*, calor ó electricidad.

Pueden ser *directas* : así, la acción del arco voltaico logra combinar directamente el carbono y el hidrógeno; la corriente eléctrica une el oxígeno con el nitrógeno. Pero la mayor parte de las veces las combinaciones endotérmicas son *indirectas*, y el compuesto toma el calor que necesita para reconstituirse de una reacción exotérmica concomitante. Haciendo actuar cloro sobre clorhidrato de amoníaco, se obtiene cloruro de nitrógeno, que roba el calórico que le es indispensable para formarse, tomándolo del desprendimiento concomitante de calor que resulta de la producción de ácido clorhídrico :



La mayor parte de estos cuerpos (óxidos de nitrógeno, cloruro y yoduro de nitrógeno, compuestos oxigenados del cloro, ácido pírico, que entra en la composición de la melinita, etc., etc.), son *explosivos*. Para constituirse han recibido una suma más ó menos grande de energía exterior; esta es la que vuelve á aparecer cuando se descomponen bruscamente por una causa cualquiera.

34. Principios de termoquímica. — M. Berthelot ha formulado los tres principios siguientes, base de la mecánica química :

1º. Principio de los trabajos moleculares. — *La cantidad de calor emitida por una reacción cualquiera es la medida de la suma de trabajos químicos y físicos realizados en esta reacción.*

Ejemplo: La combinación del oxígeno con el hidrógeno á 0º, produce vapor de agua gaseosa á una temperatura muy elevada y emite 58^{cal}2; he ahí un trabajo químico.

La condensación de este vapor de agua en líquido, á 0° emite $10^{\text{cal}},8$; este es un trabajo físico.

La suma de los trabajos químico y físico efectuados en la reacción que consiste en obtener agua líquida á 0° por la combinación de una mezcla de oxígeno y de hidrógeno, también á 0°, equivaldrá, pues, á :

$$58^{\text{cal}},2 + 10^{\text{cal}},8 = 69^{\text{cal}},$$

2°. Principio del estado inicial y del estado final. — *Si un sistema de cuerpos simples ó compuestos, tomados en condiciones determinadas, experimenta cambios físicos ó químicos capaces de llevarlo á un nuevo estado, sin dar lugar á ningún efecto mecánico exterior al sistema, la cantidad de calor emitida ó absorbida por efecto de estos cambios, depende únicamente del estado inicial y final del sistema, y es la misma sean cuales fueren la naturaleza y sucesión de los estados intermedios. Así, el calor emitido en una transformación química permanece constante, lo mismo que la suma de los pesos de los elementos.*

Es posible probar experimentalmente la invariabilidad del calor que se desprende en una combinación química, sean cuales fueren los estados intermedios por que pasa en el transcurso de su estado inicial al final.

Ejemplo: 12 gr. de carbono combinados con 32 gr. de oxígeno producen 44 gr. de anhídrido carbónico y emiten $94^{\text{cal}},$

Si se combinan primitivamente los 12 gr. de carbono con 16 de oxígeno para formar 28 gr. de óxido de carbono, se desprenderán $25^{\text{cal}},8$; después, al combinar estos 28 gr. de óxido de carbono con los 16 restantes de oxígeno, se obtendrán por esta segunda reacción 44 gr. de anhídrido carbónico y un desprendimiento de $68^{\text{cal}},2$. Así pues, en el estado final tendremos $25^{\text{cal}},8 + 68^{\text{cal}},2 = 94^{\text{cal}},$ número de grandes calorías idéntico al que resultaba de la combinación directa del carbono y del oxígeno para formar el anhídrido carbónico.

3°. Principio del trabajo máximo. — *Todo cambio químico realizado sin la intervención de una energía exterior tiende á la producción del cuerpo ó del sistema de cuerpos que emite más calor. El siguiente ejemplo, que tomamos del libro de*

M. Berthelot, va á hacernos comprender inmediatamente la importancia práctica de este principio.

Ejemplo: El cloro, el bromo y el yodo al combinarse con el hidrógeno, forman tres ácidos gaseosos: el ácido clorhídrico, HCL, el ácido bromhídrico HBr y el ácido yodhídrico HI.

Diversas medidas exactas de calorimetría han probado que el calor emitido por la formación del compuesto de cloro y de hidrógeno es mayor que la del compuesto bromado, y ésta mayor que la del compuesto yodado. En consecuencia, el cloro deberá reemplazar al bromo y al yodo en los ácidos bromhídrico y yodhídrico gaseosos, y este último deberá ser también descompuesto por el bromo que desaloja el yodo. Así lo demuestra la experiencia.

Otro ejemplo:

El calor de formación de los cloruros metálicos, tomados en estado anhidro, es superior en general al de los óxidos correspondientes. Por esto el cloro gaseoso debe descomponer á la mayor parte de los óxidos metálicos anhidros, con formación de cloruros metálicos y de oxígeno gaseoso. Así lo prueba la experiencia, y esto es lo que los principios térmicos permiten prever é interpretar.

Descomposición.

35. Descomposición. — La descomposición de los cuerpos minerales puede obtenerse por agentes químicos llamados *reactivos* que, al apoderarse de uno ó varios elementos del cuerpo que se trata de descomponer, ponen en libertad su otra parte constituyente. Este es uno de los procedimientos que utiliza el *análisis químico*.

La electricidad y el calor, que hemos visto antes contribuyendo á la combinación de los cuerpos, son también á menudo agentes de descomposición.

Electricidad; cuerpos electro-positivos, cuerpos electro-negativos. — La mayor parte de los cuerpos compuestos pueden ser analizados, es decir, descompuestos por medio de la pila. Se llama *electro-negativo* al elemento que en este caso se dirige al polo positivo, y *electro-positivo* al que va al polo negativo. Así, en la descomposición del agua por la pila,

se ve que el oxígeno es el cuerpo electro-negativo y el hidrógeno el electro-positivo.

Sin embargo, estas denominaciones no indican sino propiedades relativas. Por ejemplo, el azufre, que es electro-positivo en sus combinaciones con el oxígeno, se hace electro-negativo al combinarse con otros cuerpos, tales como el carbono, el hierro, el plomo, etc.

El oxígeno es el más electro-negativo de todos los cuerpos.

Calor. — El calor es un poderoso agente de descomposición de las sustancias químicas. La descomposición se llama *ilimitada* cuando los elementos de la sustancia compuesta no vuelven á combinarse directamente á la misma temperatura y en las condiciones en que la separación de los elementos se produce. Tal ocurre con los explosivos.

La descomposición es *limitada* cuando una *reacción inversa*, esto es, la nueva combinación de los elementos del cuerpo se produce á la misma temperatura y en las condiciones en que se produjo su separación. La sustancia queda sometida entonces á las leyes de la *disociación*.

Disociación.

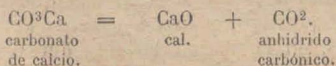
36. Disociación. — Hay *disociación* cuando la descomposición de un cuerpo está limitada por la combinación nueva de los elementos de este cuerpo, que se efectúa á la temperatura y en las mismas condiciones en que ocurrió su descomposición. H. Sainte-Claire Deville fué quien primero señaló estas descomposiciones limitadas, á que dió el nombre de *disociación*. Distínguense dos casos según que los cuerpos ó sistemas por disociar son *heterogéneos* ú *homogéneos*.

En los *sistemas heterogéneos* el cuerpo que se disocia es sólido, y uno de los productos de su descomposición por lo menos es gaseoso.

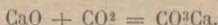
En los *sistemas homogéneos*, el cuerpo que se disocia y los productos de su descomposición, que son todos gaseosos, forman una mezcla homogénea.

SISTEMAS HETEROGÉNEOS. — Examinemos el caso más sencillo, la disociación del carbonato de calcio.

Á la temperatura del rojo, el carbonato de calcio se descompone en cal y en anhídrido carbónico :



Pero inversamente, á la misma temperatura, la cal y el anhídrido carbónico se combinan para formar carbonato de calcio :



Como estas dos reacciones son inversas, opuestas una á otra, se comprende que la descomposición por el calor, en un vaso cerrado, del carbonato de calcio, no podrá ser completa. Á una temperatura y presión determinadas, se establecerá un *equilibrio químico ó de presión* entre las sustancias contenidas en el vaso : carbonato de calcio, cal, anhídrido carbónico, y la descomposición acabará.

Introduzcamos, en efecto, fragmentos de carbonato de calcio en un recipiente cerrado, expulsemos el aire de este por medio de una bomba neumática de mercurio, pongámoslo en comunicación con un manómetro, calentemos por ciertos métodos que permiten obtener una temperatura constante (ebullición del estaño, del cadmio, del zinc) y veamos qué va á ocurrir (experimento de Debray).

Calentando á 860° (temperatura de la ebullición del cadmio), se ve que la presión sube en el manómetro á 85^{mm} de mercurio. Dicha tensión permanecerá constante para esa misma temperatura de 860° mientras ésta persista, la cual indica que la descomposición del carbonato de calcio á ese grado de calor, y á esa presión, es contenida por la reacción inversa, toda vez que ya no se desprende gas carbónico. Se ha formado, en consecuencia, un equilibrio químico.

Si se disminuye lentamente la temperatura, la presión baja poco á poco, y esto indica la desaparición de cierta cantidad de gas carbónico por la regeneración equivalente de carbonato de calcio.

Calentando más, la presión aumenta y se detiene en 520^{mm} de mercurio para una temperatura fija de 930° (ebullición del zinc).

De estas diferentes condiciones de experimentación resulta que á temperaturas determinadas y que se mantienen constantes T, T', T'', corresponden tensiones gaseosas llamadas *tensiones de disociación* F, F', F'', que son siempre idénticas para las mismas temperaturas y los mismos cuerpos, y que indican el límite de presión á que se detiene para una temperatura dada la descomposición de un cuerpo contenido en un vaso cerrado.

También se puede definir la tensión de disociación diciendo que es *el límite de los fenómenos inversos de descomposición y de combinación*.

Se ve además que las tensiones de disociación, comparables en absoluto á las tensiones máximas de los vapores, suben rápidamente con la temperatura; que son independientes de la cantidad del cuerpo que se disocia, con tal sin embargo de que éste se en-

cuentre en exceso, así como de la magnitud del espacio en que la reacción se opera; y que dependen sólo de las temperaturas.

SISTEMAS HOMOGÉNEOS. — Gran número de gases y de vapores son descompuestos parcialmente por el calor; pero esta disociación es difícil de poner en evidencia, pues á medida que la temperatura del medio baja, los elementos disociados se unen de nuevo, según se ha visto para el carbonato de calcio, y reconstituyen el compuesto primitivo. Se necesita, pues, separarlos en el momento mismo de la disociación. He aquí diferentes métodos ideados por H. Sainte-Claire Deville para esta delicada operación.

Método por difusión para la disociación del vapor de agua. — Se hace pasar el vapor de agua por un tubo estrecho de porcelana porosa AB (fig. 12) mantenida en el centro y en el eje de otro

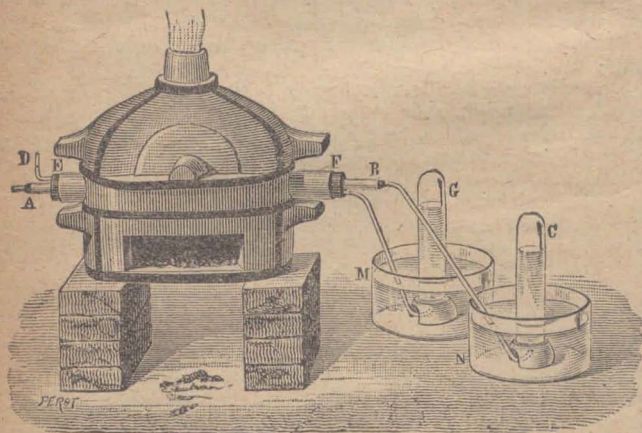


Fig. 12.

tubo más grueso EF de porcelana barnizada, por el cual circula una corriente de anhídrido carbónico que llega por el pequeño conducto D. Calientase fuertemente, hasta unos 1500° poco más ó menos, este sistema de tubos, en un hornillo de reverbero, y se recogen en probetas C y G, que descansan en disoluciones de potasa N y M, destinadas á absorber el anhídrido carbónico, los gases que salen de los tubos, á saber, el oxígeno en pequeña cantidad, del tubo estrecho interior, y un poco de hidrógeno del grueso tubo exterior.

De modo que el vapor de agua ha experimentado una descom-

posición parcial. El hidrógeno, muy ligero, se separa del oxígeno al pasar á través del tubo de porcelana porosa, no ha podido combinarse de nuevo con él y, arrastrado por la corriente de gas carbónico, que ha desaparecido en la disolución potásica, va á alojarse en la probeta G.

Método del tubo caliente y frío. — Este ingeniosísimo método se utiliza para la disociación de los gases y vapores (anhidrido sulfuroso, óxido de carbono, ácido clorhídrico, etc., etc.). Se toma un tubo estrecho AB (*fig. 13*), de latón plateado y de paredes finas,

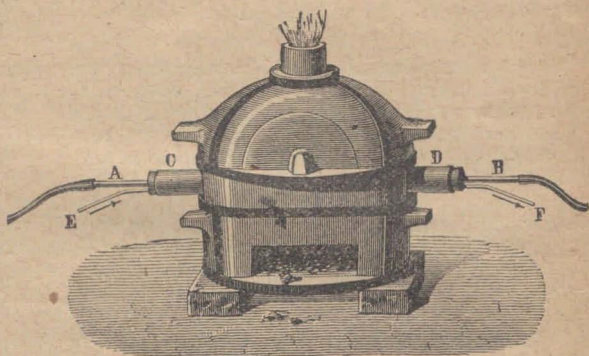


Fig. 13.

por el cual pasa una corriente rápida de agua fría y se le mantiene en el centro y el eje de otro tubo grueso de loza barnizada CD, que se puede elevar á alta temperatura en un hornillo de reverbero, mientras que el pequeño tubo interior sigue siendo enfriado por la corriente de agua que lo baña. De este modo se logra que mientras una pared llega á 1200° y 1500°, la otra permanezca á 10° ó 12°.

Dirigiendo por el tubo grueso una corriente de anhídrido sulfuroso de E hacia F, se observa la disociación de este gas á una temperatura elevada. El azufre, que se enfría en el momento de separarse del oxígeno por el exceso de temperatura, no ha podido combinarse de nuevo inmediatamente con él y forma una capa negruzca de sulfuro de plata alrededor del tubo frío, en el cual se nota además una ligerísima película de anhídrido sulfúrico procedente de la combinación del oxígeno libre con una parte del anhídrido sulfuroso. Sábese que á la temperatura baja del tubo frío el anhídrido sulfuroso no ataca la plata.

Observación. — Según H. Sainte-Claire Deville hay identidad entre la acción del tubo caliente y frío y de la chispa eléctrica, que es también un agente de disociación para los gases y vapores antes indicados.

Gracias á su temperatura elevada, la chispa eléctrica produce en un espacio muy limitado que está en contacto con ella la disociación; pero los elementos disociados se enfrían de pronto en la masa gaseosa ambiente, cuya temperatura no ha cambiado, y no pueden combinarse de nuevo.

Resumen.

I. Cuando se combinan dos gases, los volúmenes gaseosos, considerados á idéntica temperatura y presión, se encuentran siempre en relación sencilla unos respecto de otros. Así, dos volúmenes de ácido clorhídrico contienen uno de cloro y otro de hidrógeno; dos volúmenes de vapor de agua contienen uno de oxígeno y dos de hidrógeno, etc.

II. Cuando dos gases ó vapores se combinan en volúmenes iguales, el del gas compuesto que de ahí resulta es generalmente igual á la suma de los volúmenes de los componentes: 1 volumen de cloro y 1 de hidrógeno = 2 volúmenes de ácido clorhídrico.

III. Cuando dos gases ó vapores se combinan en volúmenes desiguales, el compuesto tiene un volumen inferior á la suma de los componentes. Si la combinación se efectúa en relación de 1 á 2, la contracción es de $\frac{1}{3}$; ejemplo: 1 vol. de oxígeno y 2 de hidrógeno producen 2 de vapor de agua; si la combinación se practica en la relación de 1 á 3, la contracción es de $\frac{1}{2}$; ejemplo: 1 vol. de nitrógeno y 3 vol. de hidrógeno dan 2 vol. de gas amoníaco.

IV. Se llaman equivalentes en volúmenes á los volúmenes relativos de gases ó de vapores susceptibles de desalojarse y reemplazarse en las combinaciones químicas.

V. La teoría atómica, exposición de la constitución y reacciones químicas de los cuerpos según el sistema de los átomos y de las moléculas, se funda en la hipótesis de Avogadro y de Ampère: « Los gases y vapores que obedecen de manera visible á las leyes de Mariotte y de Gay-Lussac, contienen en un mismo volumen igual número de átomos ó de moléculas, según que son simples ó compuestos. »

VI. El volumen de la molécula es doble del volumen del átomo : un átomo ocupa 1 vol. y una molécula 2.

VII. El peso atómico de los gases y vapores simples está dado por la densidad de estos gases y vapores referida á la del hidrógeno que se toma como unidad.

VIII. El peso molecular de un cuerpo compuesto es igual á la suma de los pesos atómicos de los componentes.

IX. El peso molecular de los gases y vapores compuestos es doble de su densidad referida á la del hidrógeno que se toma como unidad.

X. Los pesos atómicos y moleculares forman un sistema de números proporcionales.

XI. El producto del peso atómico de un cuerpo multiplicado por su calor específico es casi constante é igual á 6,4.

XII. La notación atómica tiene por objeto indicar la agrupación de los átomos en la formación de los cuerpos ; al mismo tiempo da su composición en volúmenes.

XIII. El principio fundamental de la equivalencia del calor y del trabajo mecánico subsiste lo mismo tratándose de trabajos moleculares efectuados en las reacciones químicas que en el de las máquinas motoras. M. Berthelot es quien ha puesto en evidencia esta identidad.

XIV. Los cuerpos emiten ó absorben calor al componerse ó descomponerse. Esta cantidad de calor emitida ó absorbida es siempre rigurosamente equivalente á la suma de las energías químicas y físicas perdidas ó adquiridas en la combinación ó descomposición química que acaba de efectuarse.

XV. Se dice que una combinación es exotérmica cuando viene acompañada de desprendimiento de calor.

XVI. Una combinación se llama endotérmica si absorbe calor, esto es, cuando necesita el auxilio permanente de una energía extraña (calor ó electricidad) para producirse. Á esta clase de cuerpos pertenecen los explosivos.

XVII. M. Berthelot ha formulado los tres principios siguientes, que son la base de la mecánica química :

- 1.º El principio de los trabajos moleculares ;
- 2.º El del estado inicial y del estado final ;
- Y 3.º El del trabajo máximo.

XVIII. Si la descomposición de un cuerpo efectuada por el calor en vaso cerrado y que da origen al desprendimiento de un gas, es detenida por la tensión (tensión de disociación) que adquiere este gas bajo la influencia de una temperatura elevada, se dice que hay disociación (Sainte-Claire Deville). Al volver á la temperatura inicial, se produce una combinación inversa á la descomposición, y el cuerpo es reconstituido.

CAPÍTULO IV

Hidrógeno. — Propiedades físicas. — Propiedades químicas.
— Preparación.

HIDRÓGENO

Peso atómico (1 vol.) $H = 1$

37. **Historia.** — El descubrimiento del *hidrógeno* data de principios del siglo XVII; pero hasta 1776 no lo estudió el físico inglés Cavendish. El nombre de este gas viene de dos voces griegas ὕδωρ, *agua*, γεννώ, *yo engendro*, porque el hidrógeno entra en la composición del agua.

38. **Propiedades físicas.** — El hidrógeno puro es un gas incoloro, insípido é inodoro. Es el más ligero de todos los gases. Su densidad, comparado con el aire, á 0° y bajo la presión 0^m,76, es de 0,0695. El peso de un litro de hidrógeno, en las mismas condiciones, — siendo el peso de un litro de aire 1^{gr},293 — es de $0,0695 \times 1,293 = 0,0898$, es decir 14 veces y 1/2 más ligero que el aire; por eso las pompas de jabón llenas de hidrógeno se elevan rápidamente en el aire. Su solubilidad en el agua es muy débil, 20^{cme} por litro.

Condensado en neblina por Cailletet, el hidrógeno ha sido completamente liquidado por el físico inglés James Dewar. Sus constantes, muy bajas, son : punto crítico — 241°; punto de licuefacción bajo la presión atmosférica, — 252°; punto de congelación — 257°.

DIFUSIÓN DEL HIDRÓGENO. — Se llama *difusión* la propiedad que tienen los líquidos y sobre todo los gases de atravesar las vasijas porosas, un vaso de pila por ejemplo. La rapidez de la difusión está en razón inversa de la raíz cuadrada de la densidad de los gases. El hidrógeno, siendo 16 veces más ligero que el oxígeno, tiene una difusión cuatro veces más rápida que la de este gas á través de la misma vasija.

Se demuestra la difusión rápida del hidrógeno por el experimento siguiente: un vaso de pila A (fig. 13 bis), de porcelana porosa, lleno de aire, está cerrado herméticamente con un tapón de caucho, á través del cual

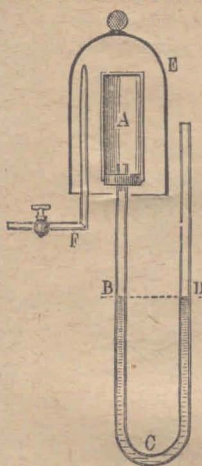


Fig. 13 bis.

pasa un extremo de un tubo en forma de U lleno en parte de un líquido colorado BCD, subiendo al mismo nivel en las dos ramas. Bajo la campana E, que cubre el vaso de pila, se hace llegar una corriente de hidrógeno por el tubo encorvado F. En virtud de la difusión, el hidrógeno tiene la tendencia de penetrar en el vaso de pila y el aire la de salir; así es que, tan pronto como el hidrógeno se esparce bajo la campana, se ve que el nivel del líquido colorado baja del lado del vaso de pila y sube en el otro. La presión en el vaso resulta superior á la presión atmosférica; lo cual prueba que el *hidrógeno penetra mucho más pronto que sale el aire*. Inversamente, si se suprime la campana con la corriente de hidrógeno, veremos en seguida que el líquido colo-

rado sube hasta establecer el nivel en las dos ramas. La presión disminuye en el vaso porque el *hidrógeno sale más pronto que el aire penetra*. Por su gran potencia de difusión, el hidrógeno llega á pasar á través de las membranas de caucho impermeables y á través del hierro y el platino enrojecidos.



39. Propiedades químicas. — El hidrógeno es un gas eminentemente combustible é inflamable: arde en contacto del aire con llama pálida y poco iluminante, pero no sirve para mantener la combustión. En efecto, si se sumerge una bujía encendida en una probeta invertida y llena de hidrógeno (fig. 14), la capa exterior del gas se enciende al pasar la bujía; pero ésta se apaga una vez que está dentro de la probeta.

La combustión del hidrógeno en contacto del aire se debe á que se combina con el oxígeno. De ahí resulta agua.

Fig. 14.

Para demostrarlo se hace pasar una corriente de hidrógeno, preparado en la forma que pronto indicaremos, á través de un tubo AB (*fig. 15*) lleno de cloruro de calcio, y después se

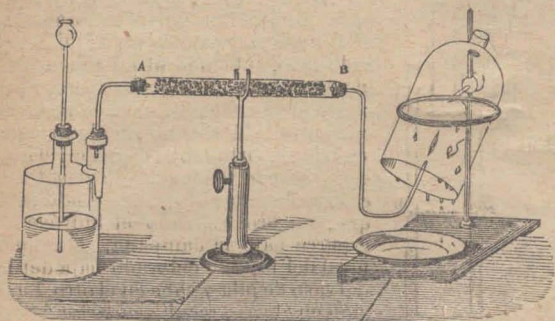


Fig. 15.

prende fuego al gas que de esta manera se secó, en la extremidad de un nuevo tubo terminado en punta. Colocando encima de la llama una campana tubular y algo inclinada se ve que las gotecillas de agua producidas por la combustión corren por las paredes, y aun es fácil recoger el líquido en una cápsula puesta debajo de la campana. Para que este experimento sea concluyente, es necesario secar completamente el gas hidrógeno antes de quemarlo; pues sin esta precaución se podría creer que el agua depositada en las paredes de la campana ha sido llevada allí por el gas y que procede del líquido empleado para prepararlo.

La combinación del hidrógeno con el oxígeno no se efectúa nunca directamente á la temperatura ordinaria; pero se produce bajo la acción de calor elevado, de una chispa eléctrica y en contacto de la *esponja* ó *musgo* de platino, la cual posee, lo mismo que otros cuerpos del mismo género, la propiedad de condensar el gas en sus poros y de elevar súbitamente la temperatura.

Estos gases se combinan en la proporción de dos partes de hidrógeno en volumen por una de oxígeno, lo cual se prueba valiéndose del eudiómetro. En efecto, si se mezclan en este instrumento (véase § 81) dos *volúmenes* de hidrógeno con *uno* de oxígeno, y se hace pasar á través la chispa eléctrica,

los dos gases se combinan y desaparecen totalmente. Si uno de ellos está en exceso, queda subsistente después de la combinación la proporción de gas que pasaba de lo antes indicado.

El oxígeno y el hidrógeno forman una *mezcla detonante*. Así, cuando se ponen en un frasco dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno, si se acerca después al orificio la llama de una bujía, se oye una violenta detonación, debida á dos causas: la expansión del vapor de agua y su condensación inmediata, de donde resulta el vacío, y la súbita penetración del aire en el frasco, que puede romperse por efecto de la sacudida. Por esto conviene en esta experiencia envolver las paredes del recipiente con una servilleta mojada, á fin de evitar daños.

Una mezcla de hidrógeno y de aire atmosférico es también explosiva; esta mezcla debe prepararse en las proporciones de dos volúmenes de hidrógeno y de cinco de aire para producir la explosión más fuerte posible.

La combustión del hidrógeno en el aire atmosférico desarrolla mucho calor. Para convencerse de ello basta inflamar este gas en la extremidad de un tubo puntiagudo y fijo en el tapón tubular de un frasco donde se produce hidrógeno (*fig. 16*). Un trozo de vidrio sumergido en la llama, entra en fusión rápidamente. Conócese este aparato por el nombre de *lámpara filosófica*. La llama que suministra es débil y de escaso poder iluminante; pero se puede hacerla más brillante poniéndola en contacto con un pedacito de creta ó de cal; este cuerpo se pone pronto incandescente y proyecta entonces resplandor vivo y deslumbrador.

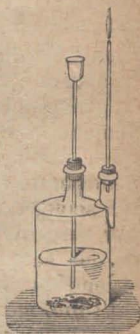


Fig. 16.

Ciertas sales pueden colorear la llama del hidrógeno de diferentes maneras; así, las sales de potasio le comunican tonos violados; las de sodio, amarillo intenso; las de bario, verde claro; las de estroncio, rojo vivo; las de calcio, rosado; las de cobre, verde.

Cuando se rodea la llama del hidrógeno con un ancho tubo abierto en sus dos extremos, no tarda en oírse un sonido musical cuyo tono é intensidad varían con la lon-

gitud y diámetro del tubo. Este sonido es el resultado de una serie de pequeñas detonaciones que hacen vibrar la columna de aire contenida en el tubo. El aparato con que se ejecuta este experimento recibe el nombre de *armónica química*.

40. Soplete oxhídrico. — El calor producido por la combustión del hidrógeno adquiere mucha intensidad cuando se la alimenta con oxígeno puro. Obtiénese el resultado apetecido mediante un pequeño instrumento que se conoce con el nombre de *soplete oxhídrico* (fig. 17), compuesto esencial-

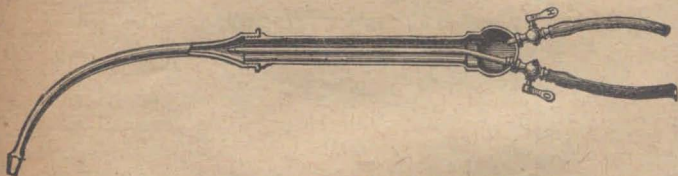


Fig. 17.

mente de dos tubos concéntricos, cada uno de los cuales comunica con un depósito especial, de hidrógeno uno y de oxígeno el otro. Á fin de evitar todo peligro de explosión se adoptan las disposiciones necesarias para que los dos gases no se mezclen en la proporción de dos volúmenes de hidrógeno por un volumen de oxígeno más que hacia la extremidad del soplete, que es de platino. La temperatura de la llama que surge del mechero del aparato después de inflamada la mezcla gaseosa, es la más elevada de cuantas se pueden obtener por la combustión y sube á unos 2000°.

El hidrógeno es, en efecto, el combustible conocido que, dada igualdad de peso, emite más calor : 1 gramo de este gas emite al arder en el oxígeno 34,5 grandes calorías, esto es, una cantidad de calor capaz de elevar un kilogramo de agua de 0° á 34°,5. La mencionada propiedad se utiliza para obtener la fusión del platino y de otros cuerpos refractarios que resisten á la temperatura de los fuegos de forja. Un pedazo de creta sobre el cual se dirige el chorro inflamado y apenas visible de una mezcla de hidrógeno y de oxígeno, le comunica brillo que la vista casi no puede soportar y que se ha utilizado, con el nombre de *luz Drummond* para iluminar los aparatos de proyecciones luminosas.

41. Propiedades reductoras del hidrógeno. — Como el hidrógeno produce mucho calor al combinarse con el oxígeno, roba este último gas á los óxidos, cuya formación da origen á un desprendimiento de calor más pequeño. Así es como se reducen los óxidos de hierro, de cobre, etc., apoderándose de su oxígeno para constituir agua, y poniendo el metal en libertad.

42. Combinaciones del hidrógeno con los metaloides y los metales. — El hidrógeno se combina con la mayor parte de los metaloides, dando origen á cuerpos compuestos que se pueden agrupar en tres clases completamente distintas. En la primera se encuentran los compuestos neutros, agua, bióxido de hidrógeno, hidrógeno protocarbonado, bicarbonado, etc.; en la segunda compuestos ácidos, ácidos clorhídrico, yodhídrico, bromhídrico, etc.; en la tercera está un compuesto alcalino llamado amoniaco.

Bajo la influencia del calor ó de la electrolisis, el hidrógeno se combina con ciertos metales. Con el potasio y el sodio lo hace á la temperatura de 350° . El paladio presenta todavía mayor afinidad por el hidrógeno, pues lo absorbe en la proporción de mil veces su volumen. Si en la descomposición

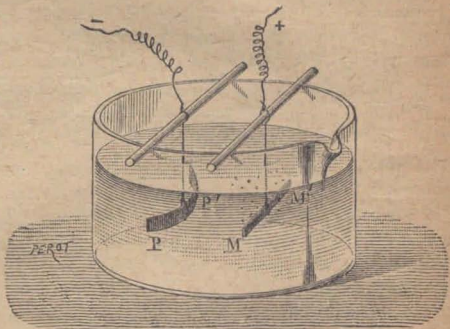


Fig. 18.

del agua por la electrolisis se utiliza una delgada cinta de paladio PP (*fig. 18*), barnizada por una de sus caras, como electrodo negativo, se ve que apenas pasa la corriente esta lámina se encorva de manera que su cara barnizada es interior y la otra desnuda, que absorbe el hidrógeno, se dilata y queda siendo exterior.

43. Estado natural. — Las erupciones volcánicas ponen á

veces en libertad hidrógeno, que resulta probablemente de la descomposición de las aguas subterráneas. Fuera de esta circunstancia, el hidrógeno no se encuentra nunca libre en la naturaleza, pero abunda mucho en combinación. Forma el agua con el oxígeno; con el carbono, el oxígeno y el nitrógeno; constituye todas las materias de origen orgánico, vegetales y animales.

44. Preparación del hidrógeno. — El hidrógeno se prepara descomponiendo por medio del zinc el ácido sulfúrico dilatado en agua. Se toma un frasco de dos bocas (*fig. 19*),

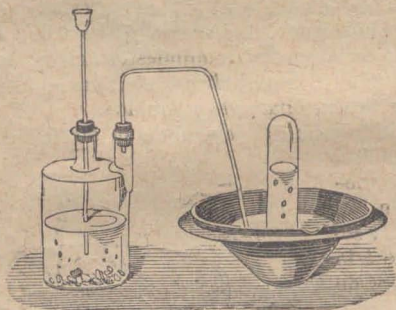
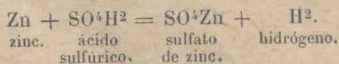


Fig. 19.

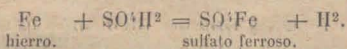
una de las cuales sostiene un tubo recto de embudo, que penetra hasta el fondo del frasco, hallándose en la otra un segundo tubo encorvado que se dirige á la probeta encargada de recoger el gas. Se llena el frasco de agua hasta la mitad y después se añade cierta cantidad de limadura ó de láminas de zinc, agregando al fin ácido sulfúrico por el tubo recto. La reacción se efectúa inmediatamente, produciéndose en el frasco viva efervescencia debida al desprendimiento del gas, y en algunos instantes se pueden llenar de hidrógeno varias probetas.

Teoría. — Es fácil darse cuenta de esta reacción, representada por la fórmula atómica ¹:

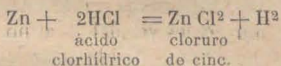


El hidrógeno del ácido sulfúrico es puesto en libertad y reemplazado por el zinc para formar sulfato de zinc, que se queda disuelto en el agua.

Si en vez de zinc se pone hierro, tendremos exactamente lo mismo; el ácido sulfúrico dilatado es descompuesto, el hidrógeno se desprende, y en el líquido queda sulfato ferroso



También se prepara hidrógeno poniendo cinc en contacto con ácido clorhídrico. La reacción es sumamente viva; el cinc se apodera del cloro del ácido clorhídrico para formar cloruro de cinc que permanece en el licor, y el hidrógeno se desprende.



Aparato de Deville. — Este aparato se compone de dos anchos frascos iguales de vidrio, que comunican por un tubo de caucho fijo á dos tubos interiores. Uno de los frascos contiene ácido clorhídrico diluído en agua y el otro limaduras de cinc puestas sobre una capa de fragmentos de vidrio. Este segundo frasco tiene en el gollete superior un tubo de salida con una llave, mientras que el otro queda abierto.

Puesto el primer frasco un poco más arriba que el otro, el ácido clorhídrico penetra en él, moja el cinc y se produce hidrógeno. Cuando se cierra la llave del tubo de salida, el hidrógeno, no pudiendo salir, se comprime. Su fuerza elástica rechaza entonces al ácido clorhídrico al primer frasco y cesa la reacción.

Purificación. — Como el cinc del comercio contiene sulfuro y arseniuro, y como el ácido sulfúrico no ataca ó ataca mal al cinc *perfectamente puro*, resulta que el hidrógeno está más ó menos sulfurado ó arseniado, lo cual le da mal olor y le vuelve tóxico. Se le purifica haciéndole pasar por limaduras de cobre enrojadas.

MÉTODOS INDUSTRIALES. — 1º *Por la electrolisis del agua* — Se alcaliza el agua y se la vuelve conductora con sosa (15 p. 100), disposición que permite reemplazar los electrodos de platino del voltámetro (ver p. 80) por dos planchas de palastro separadas por una capa de amianto, y se hace pasar la

corriente. El hidrógeno va al cátodo y el oxígeno al ánodo, y estos gases, recogidos por separado, se comprimen á 120 atmósferas en cilindros de acero, de diez litros de capacidad, para venderlos al comercio.

2º *Por la descomposición de vapor de agua* haciéndole pasar por trenzas de alambre enrojecido en un tubo de barro vidriado. El agua se descompone en parte, se forma óxido de hierro magnético Fe^3O^4 , y sale del tubo una mezcla de vapor de agua que se condensa, é hidrógeno que se recoge.

45. Acción catalítica. — La mezcla $2\text{H} + \text{O}$ puede permanecer indefinidamente en una probeta de vidrio sin que resulte combinación á la temperatura ordinaria; pero si se echa en la probeta musgo ó negro de platino, este metal se calienta hasta el rojo, y se produce la combinación explosiva. Esta fuerza de atracción excesiva del platino, del paladio sin elevación de temperatura sensible para el hidrógeno, cuya naturaleza no se conoce, ha recibido el nombre de *catalisis*; de *fuerza catalítica*.

45 bis. Usos. — Se emplea para llenar globos aerostáticos; para el soplete oxihídrico; para la luz Drummond; para reducir óxidos (hierro, pirofórico, véase p. 372).

45 ter. Hidrolito. — El hidrolito, inventado como el oxígeno (p. 66) por M. G. F. Jaubert, es una piedra destinada á producir hidrógeno por simple inmersión en el agua.

Su fabricación exige dos fases sucesivas: 1º se descompone por electrólisis el cloruro de calcio; 2º se hace pasar una corriente de hidrógeno sobre el calcio metálico fundido, mantenido á alta temperatura en retortas de tierra refractaria. El hidrolito se presenta en forma de pedazos muy duros, porosos, de blanco grisáceo, insolubles en los disolventes ordinarios, pero que se descomponen instantáneamente en el agua.

Problema. — ¿Cuánto cinc y ácido sulfúrico se necesitan para llenar de hidrógeno un globo de 100 metros cúbicos? El peso de un metro cúbico de hidrógeno es de 96 gramos, suponiendo la temperatura á 0º y la presión atmosférica á 0^m,76.

El peso del hidrógeno empleado es de $96^{\text{gr}} \times 100 = 9^{\text{kg}},600$.

En la fórmula $\text{Zn} + \text{SO}^4\text{H}^2 = \text{SO}^4\text{Zn} + \text{H}^2$ reemplacemos los símbolos por sus pesos atómicos y resulta:

$$66 + 98 = 162 + 2;$$

y designando por x é y las cantidades de cinc y de ácido sulfúrico necesarios, resulta por fin :

$$x = \frac{9600 \times 66}{2} = 316 \text{ kg. } 800 \text{ gr. de cinc;}$$

$$y = \frac{9600 \times 98}{2} = 470 \text{ kg. } 400 \text{ gr. de ácido sulfúrico.}$$

Compuestos oxigenados del hidrógeno.

46. **Combinaciones del hidrógeno con el oxígeno.** — El hidrógeno forma con el oxígeno dos combinaciones :

El agua ordinaria ó protóxido de hidrógeno H^2O ,
El agua oxigenada ó bióxido de hidrógeno H^2O^2 .

Resumen.

I. El *hidrógeno* es un gas incoloro, insípido é inodoro cuando está puro. Su densidad es 0,0695, ó sea unas 14 veces y media inferior á la del aire. Sometiéndolo á una presión de 280 atmósferas y dándole luego expansión, se liquida bajo forma de una neblina, á la temperatura de -215° próximamente.

II. El hidrógeno es eminentemente combustible é inflamable. Su llama es pálida y poco iluminante.

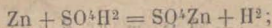
III. Cuando arde en contacto del aire y del oxígeno, el hidrógeno forma agua. La combinación de los dos gases se efectúa constantemente en la relación de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno.

IV. El oxígeno y el hidrógeno constituyen una mezcla detonante. Para determinar la explosión de esta se necesita, sea la llama de una bujía, sea una chispa eléctrica, sea el contacto de ciertos cuerpos porosos, tales como la esponja ó musgo de platino, en los cuales se condensa el gas, calentándose hasta el grado necesario para su combustión.

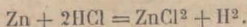
V. El hidrógeno forma al combinarse con otros metaloides, ya compuestos neutros (hidrógeno protocarbonado, bicarbonado); ya compuestos ácidos (ácidos clorhídrico, yodhídrico, etc.); ya compuestos alcalinos (amoníaco).

También se combina con los metales : el potasio, el sodio, el hierro y sobre todo el paladio.

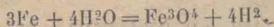
VI. Se prepara el hidrógeno descomponiendo, por medio del zinc, el ácido sulfúrico dilatado en agua :



ó descomponiendo el ácido clorhídrico por medio del zinc :



También se le puede obtener descomponiendo el agua mediante la pila eléctrica ó el hierro elevado á la temperatura del rojo :



CAPÍTULO V

Oxígeno y ozono. — Combustión. Ejemplos de combustión viva y lenta. — Calor emitido por la combustión de los principales cuerpos combustibles.

OXÍGENO

Peso atómico (1 vol.) O = 16.

47. Historia. — El descubrimiento del oxígeno se efectuó en 1774 y se debe á los químicos Scheele y Priestley, que lograron aislar este cuerpo sometiendo al calor del sol, concentrado por un vidrio de aumento muy poderoso, el óxido rojo de mercurio. Pero el gas de que hablamos no se conoció bien hasta los trabajos de Lavoisier, quien puso de manifiesto su papel preponderante en el fenómeno de la combustión y el de la respiración. Este sabio fué quien le dió el nombre de oxígeno, que se deriva de dos vocablos griegos, *ὀξύς*, ácido y *γενέω*, yo engendro.

48. Propiedades físicas. — El oxígeno es un gas incoloro, inodoro é insípido. Su densidad llega á 1,1050, tomando como unidad la del aire. Siendo el peso de un litro de aire á 0° y bajo la presión 0^m,76 de mercurio 1^{gr},293, el de un litro de oxígeno será :

$$1^{\text{gr}},293 \times 1,1050 = 1^{\text{gr}},429.$$

Este gas es muy poco soluble en el agua. Cuando se descompone en la pila un cuerpo que contiene oxígeno, éste se dirige siempre al polo positivo, porque el oxígeno es el más electronegativo de todos los cuerpos.

La temperatura crítica del oxígeno, más allá de la cual este gas no se puede licuar, es -118° . Cailletet ha sido el primero que ha licuado el oxígeno por detonación brusca después de haberle sometido en su aparato (véase § 73) á una compresión de 300 atmósferas. Es un líquido incoloro, que hierve á -182° bajo la presión atmosférica, y que se obtiene hoy en grande con el aparato de Linde (véase § 80 bis).

49. Propiedades químicas. — El oxígeno es el principal agente de la combustión y de la respiración animal. Puede combinarse directamente con la mayor parte de los cuerpos simples emitiendo calor y luz. Demuéstrase esta propiedad fundamental del gas que estudiamos sumergiendo en una probeta llena de él una pajuela que se acaba de apagar y cuya parte carbonizada presenta todavía algunos puntos incandescentes; en seguida se la ve inflamarse de nuevo y arder con viva luz.

Algunas experiencias muy conocidas sirven también para poner de manifiesto la vivacidad de la combustión en el oxígeno :

1º. Sábese que un pedazo de carbón incandescente se apaga pronto en el aire si se le mantiene aislado. Pues bien, sumergiéndolo en un frasco lleno de oxígeno, se le ve arder en seguida con grandes resplandores y consumirse en breve (*fig. 20*). El producto de esta combustión es el anhídrido carbónico CO^2 .

2º. El azufre y el fósforo inflamados é introducidos de la misma manera en un frasco lleno de oxígeno, arden allí de manera sumamente enérgica. El azufre se transforma en anhídrido sulfuroso SO^2 ; el fósforo en anhídrido fosfórico P^2O^5 .

3º. Si se introduce en un frasco lleno de oxígeno un alambre de hierro arrollado en espiral y que sostenga en su extremidad libre un pedazo de yesca encendida, se observa que el hierro se inflama en seguida (*fig. 21*), lanzando á derecha é izquierda chispas numerosas y brillantes. De tiempo en tiempo se desprenden glóbulos fundidos de óxido de hierro Fe^2O^3 , que caen al fondo del recipiente incrustándose



Fig. 20.

allí á pesar de la ligera capa de agua que se deja en el fondo para impedir la rotura del aparato.



Fig. 21.

50. Estado natural del oxígeno. — El oxígeno existe en la naturaleza en estado de mezcla y en el de combinación. Mezclado con el nitrógeno se encuentra en el aire atmosférico, formando 21 por 100 próximamente de su volumen; también lo hay disuelto en el agua. Las plantas lo producen en gran cantidad cuando descomponen el gas carbónico bajo la influencia de la luz. En estado de combinación, el oxígeno es el cuerpo más universalmente extendido en la naturaleza. Casi todas las sustancias mine-

rales lo contienen: en el agua forma las ocho novenas partes de su peso. Combinado con el carbono, el hidrógeno y el nitrógeno, constituye la mayor parte de las sustancias animales.

51. Preparación del oxígeno. — En los laboratorios se prepara el oxígeno por los dos procedimientos siguientes: 1º. se descompone por el calor el bióxido de manganeso MnO_2 ; 2º. se calcina el clorato de potasio ClO_3K .

1º. Descomposición por el calor del bióxido de manganeso. — El aparato usado para efectuar esta operación se compone (fig. 22) de un hornillo de reverbero, de una retorta de asperón, de un tubo de desprendimiento ó tubo abductor, de una cubeta de agua y de una probeta. El hornillo de reverbero se hace con barro y se forma de un fogón F, coronado por el laboratorio L y del reverbero R. La retorta es de asperón; en ella se introducen unos 500 gramos de bióxido de manganeso, colocándola después en el hornillo, según indica la figura. Al cuelló de la retorta se adapta por medio de un tapón el tubo de desprendimiento T, provisto de un aparato de seguridad S; la extremidad de este tubo, convenientemente encorvada, va á sumergirse en la cuba de agua C y llega hasta debajo de una probeta llena del mismo líquido y que descansa en la tableta perforada de la cuba.

Dispuesto de esta manera el aparato, se colocan sobre la reja del hornillo algunos carbones encendidos y después se rodea la retorta de carbón apagado, á fin de elevarla poco á poco hasta la temperatura del rojo. El aire atmosférico que contiene la retorta se desprende primero con un poco de nitrógeno y de gas carbónico, procedente de la descomposición de algunos rastros de nitrato y de carbonato de calcio que casi siempre existen en el bióxido de manganeso. Por esto se dejan perder las primeras porciones del gas, á fin de no recoger sino oxígeno puro. Si todavía contuviere un poco de anhido carbónico, se le podría librar de él haciéndolo pasar á través de una disolución de potasa.

Teoría. — Sea cual fuere la temperatura á que se eleve el bióxido de manganeso no se puede obtener más que la tercera parte del oxígeno que contiene : así, de 100 partes de bióxido, en que hay 36 de oxígeno, sólo se recogen 12 partes de este gas.

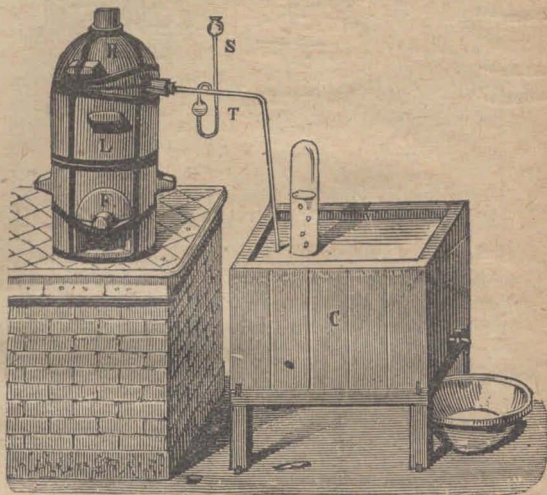
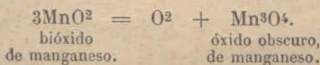
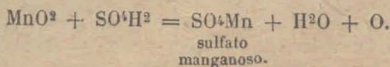


Fig. 12.

En la retorta queda un óxido obscuro de manganeso que tiene como fórmula Mn^3O^4 :



Observación. — La descomposición del bióxido de manganeso se produce á una temperatura mucho más baja cuando se le mezcla con ácido sulfúrico concentrado. Entonces puede efectuarse la operación en una retorta de vidrio calentada por medio de una lámpara de alcohol. Este procedimiento peligroso para el operador, por lo fácil de que reviente el aparato, no se usa ya. Fórmase sulfato manganoso con desprendimiento de la mitad del oxígeno :



2º. *Descomposición por el calor del clorato de potasio.* — Este es el medio más sencillo para obtener oxígeno puro. Se introduce

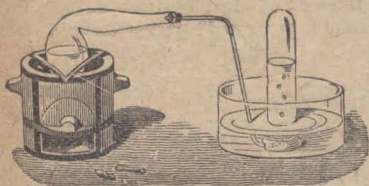
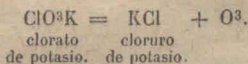


Fig. 23.

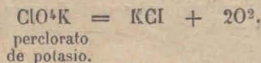
el clorato de potasio en una retorta de vidrio que se coloca sobre un hornillo (fig. 23), y á la cual se adapta un tubo de desprendimiento, que va á terminar en una probeta llena de agua. La descomposición se efectúa á la temperatura del rojo obscuro. El

clorato de potasio empieza por entrar en fusión y pronto se ven desprenderse burbujas de oxígeno, que se reúnen en la probeta.

Teoría. — El clorato de potasio es poco estable; de modo que su descomposición es fácil; el oxígeno se desprende enteramente y el cloruro de potasio queda en la retorta. Una molécula de clorato de potasio dará, pues, tres átomos de oxígeno:



Observación. — Al principiar la operación, el desprendimiento de oxígeno es poco considerable, lo que depende de que parte de este gas puesto en libertad se dirige hacia el clorato de potasio todavía no descompuesto para constituir perclorato de potasio ClO_4K , que se descompone á su vez cuando la temperatura sube algo más:



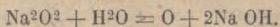
Es posible facilitar mucho la descomposición é impedir la formación de este perclorato, mezclando el clorato de potasio con la mitad de su peso de óxido obscuro de manganeso ó de bióxido de cobre. Estas sustancias no parecen sufrir ninguna alteración; actúan por simple presencia, en virtud de una ley hasta ahora desconocida.

Para preparar grandes cantidades de oxígeno en los laboratorios se usa este último procedimiento. Empléase al efecto una retorta de fundición llamada inexplosible, cuya tapadera, simplemente adaptada al recipiente con yeso ó arcilla, puede saltar sin explosión en el caso de que la tensión del gas sea demasiado grande.

52. *Preparación del oxígeno por el bióxido de sodio; regeneración del aire en los barcos submarinos.* — Cuando un barco submarino debe estar sumergido mucho tiempo es indispensable

regenerar y purificar el aire que contiene, para que no se asfixie la tripulación. La solución de esta cuestión comprende dos partes distintas : 1º renovar el oxígeno; 2º quitar al aire encerrado el exceso de gas carbónico, el vapor de agua y los residuos orgánicos impuros y tóxicos que resultan de la respiración. Según Desgrez y Balthazar (Academia de Ciencias, 6 de febrero de 1899), se obtiene fácilmente este resultado mediante el *bióxido de sodio*.

El *bióxido de sodio* Na_2O_2 , que se prepara haciendo pasar oxígeno en exceso por sodio caliente á 500°, es un cuerpo sólido, blanco, muy delicuescente, muy soluble en el agua, á cuyo contacto se descompone, en frío y con gran aumento de temperatura, en oxígeno y en sosa hidratada :



La sosa producida absorbe el ácido carbónico en exceso, y vertiendo *ácido crómico* en una fuente absorbe el vapor de agua y destruye á la vez los residuos orgánicos.

Para facilitar el desprendimiento del oxígeno é impedir la producción de agua oxigenada, se vende en el comercio, con el nombre de *oxilita*, una sustancia comprimida compuesta de una mezcla de bióxidos de sodio y de potasio con un poco de sulfato de cobre, que ejerce una mera acción de presencia, llamada *catalítica*, la cual regulariza la producción del oxígeno. En los cursos se prefiere actualmente preparar el oxígeno con la oxilita, que es un procedimiento muy sencillo, puesto que se hace en frío, y menos peligroso que el de clorato de potasio.

Mezclas oxidantes. — En química se usa generalmente para producir oxidaciones una mezcla de bicromato de potasio y de ácido sulfúrico, que, calentada, desprende oxígeno produciendo alumbre de cromo.

53. Procedimientos industriales. — 1º *Por la electrolisis del agua sodada.* — Descomponiendo el agua, alcalizada por la sosa á 15 p. 100, mediante una corriente eléctrica de dos voltios por lo menos, se obtiene, como ya hemos visto en la preparación electrolítica del hidrógeno, oxígeno en el ánodo é hidrógeno en el cátodo. Luego se recogen estos dos gases separadamente y se purifican haciéndolos pasar por musgo de platino poco caliente. Como una pequeña cantidad de hidrógeno va hacia el ánodo y otra de oxígeno hacia el cátodo, se forma un poco de agua, que se absorbe con anhídrido fosfórico. De este modo se obtiene oxígeno é hidrógeno perfectamente puros que se venden, comprimidos á 120 atmósferas, en cilindros de acero de una capacidad de diez litros.

2° *Por la destilación del aire líquido* — Sometiendo aire liquidado á la destilación fraccionada, pierde su ázoe, cuyo punto de ebullición — $194^{\circ}5$ es inferior al del oxígeno — 181° Este gas acaba por quedar casi puro en el recipiente en estado líquido, tan pronto como se evapora el ázoe

54 Usos del oxígeno. — El oxígeno del aire atmosférico entretiene la respiración de los animales y de las plantas, y es también el agente de las combustiones ordinarias, vivas y lentas. Este gas, con el cual se pueden obtener temperaturas muy elevadas, está llamado á desempeñar un gran papel en la industria, si un día se llega á extraerlo con abundancia y barato. En medicina se le utiliza para combatir la asfixia por submersión y sobre todo la intoxicación por los gases del carbono, y particularmente del óxido de este cuerpo.

Problemas. — 1°. Se pregunta cuantos litros de oxígeno daría 1 kilogramo de bióxido de manganeso, sabiendo que el litro del gas mencionado pesa, á la temperatura de 0° y á la presión ordinaria, 1 gr. 43.

Si en la fórmula : $3\text{MnO}^2 = 2\text{O} + \text{Mn}^3\text{O}^4$, reemplazamos los símbolos por sus pesos atómicos, resultará :

$$261 = 32 + 229,$$

lo cual puede interpretarse, toda vez que los pesos atómicos son números proporcionales, diciendo que 261 kilogramos de bióxido de manganeso darían 32 de oxígeno.

Un kilogramo de este cuerpo dará, pues,

$$\frac{32}{261} = 123 \text{ gr. de oxígeno.}$$

Ahora bien, dividiendo 123 por 1,43, peso de un litro de oxígeno á 0° , se tendrán 86^{litros},01.

2°. Se pregunta cuantos litros de oxígeno darían 100 gramos de clorato de potasio, á 0° y á la presión ordinaria.

Si en la fórmula : $\text{ClO}^3\text{K} = \text{KCl} + \text{O}^3$, sustituimos los símbolos por sus pesos atómicos, encontramos

$$122,50 = 74,50 + 48,$$

lo cual puede interpretarse, por ser los pesos atómicos números

proporcionales, diciendo que 122^{gr},50 de clorato de potasio darian 48 gramos de oxígeno.

100 gramos de este cuerpo darán pues

$$\frac{48 \times 100}{122,50} = 39^{\text{gr}},18 \text{ de oxígeno.}$$

Ahora bien, dividiendo 39,18 por 1,43, peso de un litro de oxígeno á 0° se tendrán 27^{litros},39.

3°. Se pregunta qué cantidad de bióxido de manganeso sería necesario emplear para obtener 25 litros de oxígeno á 0° y á la presión ordinaria.

Según la fórmula $3\text{MnO}^2 = 2\text{O} + \text{Mn}^3\text{O}^4$, 261 gr. de bióxido de manganeso dan 32 gr. de oxígeno.

Como el oxígeno pesa 1^{gr},43, por litro, 25 litros pesarán 35^{gr},75: luego

$$\frac{261}{32} = \frac{x}{35,75},$$

de donde

$$x = \frac{261 \times 35,75}{32} = 291^{\text{gr}},585.$$

Ozono.

Peso molecular (2 vol.) $\text{O}^3 = 48$.

55. Ozono. — Cuando se hace pasar á través de un tubo lleno de oxígeno una serie de chispas eléctricas, este gas adquiere olor particular que recuerda al mismo tiempo el del cloro mezclado con el aire, el del fósforo, y principalmente el del azufre en combustión. Este es el olor que se desarrolla en la atmósfera cuando cae el rayo, ó por efecto de las repetidas descargas de una botella de Leyden ó de una fuerte máquina eléctrica. Se llama *ozono* al oxígeno-electrizado de esta manera (de ὄζω, yo huelo).

Durante mucho tiempo se creyó que el ozono era un cuerpo particular, de naturaleza sutil y desconocida, que el paso del rayo producía en el aire. Sólo en 1851 lograron dos profesores de Ginebra, de Marignac y de la Rive, demostrar, por medio de una serie de operaciones ingeniosas, que el ozono no es sino *oxígeno en un estado especial de actividad química que le imprime sobre todo la electricidad*.

56. Preparación. — El ozono se prepara generalmente en los laboratorios, sometiendo una corriente de oxígeno al efluvo eléctrico, esto es, á la descarga lenta que se produce entre las dos láminas de un condensador. Para esto se usa el aparato de la *fig. 24*, ideado por M. Berthelot. Se toman dos

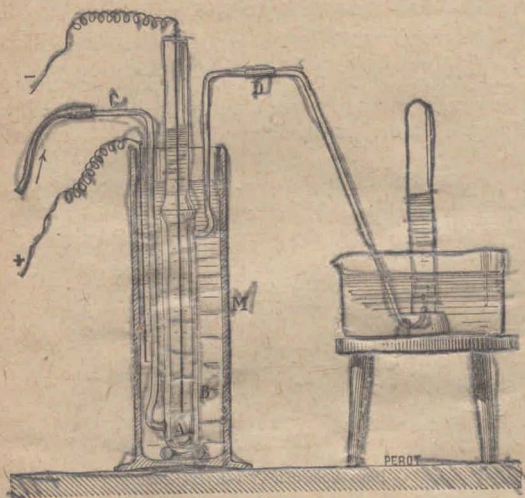


Fig. 24.

tubos de vidrio *concéntricos* A y B cerrados por su parte inferior y se les suelda uno con otro por el borde de su abertura superior. Por el tubo C se hace llegar poco á poco una corriente de oxígeno al espacio anular que separa los dos primeros tubos, y este oxígeno sale bajo forma de una mezcla de oxígeno y de ozono, ó de oxígeno ozonizado por el tubo D. Se le recoge en la cuba, dentro de una probeta, ó de un frasco. Para someter el aparato á la acción del efluvo eléctrico, se le introduce en una probeta M llena de ácido sulfúrico. Viértese también este líquido en la cavidad del tubo concéntrico A, y se sumergen en el ácido, en A y en M, los electros de platino de un carrete de Rhumkorff. Se ve que este aparato forma un verdadero condensador, cuya lámina aisladora está constituida por las pare-

des de vidrio de los tubos concéntricos y por el oxígeno que entre ellas circula.

Cuando el carrete se encuentra en actividad, no se producen chispas; pero en la oscuridad los tubos aparecen iluminados por un resplandor continuo, procedente de la combinación lenta, sin elevación sensible de temperatura, de las dos electricidades en el espacio anular donde el oxígeno se ozoniza. A este fenómeno eléctrico se le llama *efluvio*.

Las oxidaciones lentas producen pequeñas cantidades de ozono: así, el oxígeno del aire atmosférico se ozoniza en contacto del fósforo húmedo.

57. Propiedades físicas. — El ozono, visto en masas espesas, es azulado. Comprimido en un frasco de vidrio se le ha podido liquidar sumergiéndole en el hidrógeno líquido á — 200°, apareciendo entonces con color de añil.

Su olor es muy fuerte y penetrante: un millonésimo de este gas en la atmósfera basta para comunicarlo. Es muy irritante y peligroso de respirar. Su densidad, calculada por Soret, parece ser de 1,658, esto es, vez y media la del oxígeno.

Debe considerarse al ozono como oxígeno condensado; tres volúmenes de oxígeno se contraen bajo la acción de una serie de chispas eléctricas, formando dos volúmenes de ozono. En consecuencia, la molécula de ozono puede considerarse como constituida por tres átomos de oxígeno y tiene como símbolo atómico O^3 .

58. Propiedades químicas. — Una temperatura de 100° á 200° basta para destruir el ozono y volverlo al estado de oxígeno.

Es uno de los oxidantes más fuertes que se conocen. Con el agua oxida directamente el cloro, el bromo, el yodo y ciertos metales, tales como el mercurio y la plata. Transforma los ácidos sulfhídrico y sulfuroso en ácido sulfúrico; quema el caucho y destruye generalmente todas las mate-

rias orgánicas. Descompone el yoduro de potasio para formar potasa y pone al yodo en libertad.

Papel ozonoscópico. — Un papel almidonado é impregnado de una solución de yoduro de potasio (*papel ozonoscópico*) azulea en aire ozonizado al desprenderse el yodo que reacciona sobre el almidón para formar yoduro de almidón de color azul característico. Siendo la intensidad de la coloración muy proporcional á la cantidad de ozono atmosférico, es fácil poderla medir. Un papel rojo de tornasol empapado en yoduro de potasio azulea, en idénticas condiciones, por la formación de la potasa.

Desinfectante. — Por lo mismo que el ozono puede destruir todas las materias orgánicas, es un desinfectante enérgico. En Lille (Francia) le emplean hoy en gran escala para purificar el agua de alimentación.

Combustión.

59. Combustión. — El fenómeno de la combustión no fué bien estudiado hasta 1775, época en que el gran químico Lavoisier lo definió del siguiente modo: *Un fenómeno que resulta de la combinación de un cuerpo combustible con el oxígeno.* Esto ocurre efectivamente en la combustión ordinaria: cuando el carbón, el azufre, el fósforo, etc., arden en el aire, se combinan con el oxígeno para formar anhídridos carbónico, sulfuroso, fosfórico, etc.

Sin embargo, la definición que dió Lavoisier resulta hoy demasiado restringida, pues conocemos otros muchos cuerpos que pueden, como el oxígeno, dar origen á combustiones muy vivas. Así, echando antimonio en polvo dentro de un frasco lleno de cloro, se ve al metal arder con brillo deslumbrador, combinándose al metaloide; análogamente, si se calienta un poco en un globo de vidrio una mezcla de azufre en polvo y de limadura de hierro ó cobre, aquella se pone de

pronto incandescente por la combinación que se efectúa entre el azufre y dichos metales. En estos dos ejemplos, el cloro y el azufre reemplazan al oxígeno, es decir, hacen de *cuerpos comburentes* respecto de los *cuerpos combustibles con que se combinan*. Por consiguiente, en el estado actual de la ciencia debe definirse la combustión diciendo que es: *Un fenómeno que resulta de la combinación de dos ó más cuerpos cualesquiera, con desprendimiento de calor y de luz.*

Al lado de las combustiones vivas, precisa admitir otra *combustión lenta*, sin desprendimiento de luz y de calor sensible, pues este se produce ahí en cantidad demasiado pequeña, respecto de un tiempo dado, para que resulte elevación aparente de la temperatura: tal es, por ejemplo, la oxidación del hierro en contacto con el aire húmedo. Pero sea viva ó lenta la combustión, la cantidad de calor emitida por la producción de un mismo cuerpo, óxido, cloruro ó sulfuro, es la misma, según hemos visto con motivo de las combinaciones exotérmicas (§ 33).

60. Circunstancias que favorecen el fenómeno de la combustión ordinaria. — Entendemos por *combustión ordinaria* la que se produce en el aire atmosférico á expensas del oxígeno.

Las circunstancias que favorecen este fenómeno son cuatro: 1º. la expulsión rápida de los productos de la combustión; 2º. las corrientes de aire; 3º. el estado de división de los cuerpos combustibles; y 4º. la elevación de la temperatura.

61. Teoría de la combustión. — La causa que produce el fenómeno de la combustión es evidentemente la afinidad química. Una teoría ya antigua, la de Berzelius, atribuía el desprendimiento del calor y de la luz á la neutralización de los fluidos eléctricos que se verifica en todas las combinaciones. Sábese, en efecto, que las moléculas de dos cuerpos colocados en condiciones favorables á su combinación, se encuentran siempre en estado eléctrico contrario. Ahora bien, cuando dos cuerpos se combinan, sus electricidades se neutralizan y producen, á la manera de los fluidos contrarios emanados de los dos polos de la pila, los fenómenos de calor y de luz que acompañan la combustión.

La doctrina de Berzelius ha sido abandonada en nuestra época por la mayor parte de los físicos, que prefieren una hipótesis dependiente de la *teoría mecánica del calor*. Todos

sabemos que el choque de un martillo sobre un yunque ó contra cualquier otro cuerpo resistente tiene por efecto calentar el martillo y el yunque. ¿Qué sucede entonces? En el instante del contacto, se detiene el movimiento del martillo, transformándose en seguida en un movimiento vibratorio de las moléculas que constituyen la masa del martillo y la del yunque. De este movimiento vibratorio nace el calor, que se reproduce indefinidamente á cada nuevo choque del martillo¹.

Esta teoría, ó por mejor decir este importantísimo hecho, que hoy admiten y tienen por indudable todos los físicos, permite darse cuenta fácilmente del calor producido por la combustión, que en realidad no es más que la acción química de un cuerpo sobre otro. En esta acción, los átomos que constituyen las moléculas de uno de dichos cuerpos se páranse y precipítanse sobre los átomos del otro, para dar origen á moléculas nuevas. De aquí resulta un choque y, por consiguiente, un movimiento vibratorio de los átomos, que engendra el calor observado, el cual es tanto mayor cuanto más pronta y enérgica es la colisión entre los átomos.

62. Calor emitido por la combustión de los principales cuerpos combustibles. — He aquí el número de grandes calorías que produce la combustión en el oxígeno de un gramo de las materias siguientes:

Hidrógeno.....	34 ^{cal} ,462
Esencia de trementina.....	10 ,852
Éter sulfúrico.....	9 ,027
Carbón.....	8 ,000
Alcohol.....	7 ,184
Óxido de carbono.....	2 ,402

62 bis. Preparación instantánea del agua oxigenada por el boroxilito de sodio y su uso en fotografía. — Ya veremos más adelante (p. 89) la preparación clásica del agua oxigenada por el bióxido de bario y el ácido clorhídrico (método de Thenard), así como sus muchas aplicaciones higiénicas, terapéuticas é industriales. Aquí vamos á estudiar solamente

1. Véase para más detalles la *Física*, cap. XI.

un procedimiento rápido de preparación del agua oxigenada y de su aplicación á la fotografía.

En estos últimos años, el profesor A. Robin llamó la atención de la Academia de Medicina sobre la propiedad que poseen cierto número de sales de lijar el agua oxigenada en su agua de cristalización, para devolver en seguida esta agua oxigenada cuando se hacen disolver estas sales en agua destilada, ó sencillamente, en agua hervida.

El perborato de sodio, cargado así de agua oxigenada, y conocido en el comercio con el nombre de *boroxilito*, presenta el aspecto de un polvo blanco inalterable al aire. Basta con disolverle en el agua para producir agua oxigenada. Un kilogramo de boroxilito da 80 litros de oxígeno. Veinticinco gramos de boroxilito, disueltos en un litro de agua, producirán, pues, una agua oxigenada de 2 volúmenes, lo bastante oxigenada para numerosos usos. Con un ácido inofensivo, como el ácido cítrico ó el ácido tártrico, se puede obtener una disolución mucho más concentrada de boroxilito y de agua oxigenada de 10 ó 12 volúmenes.

El agua oxigenada quita rápida y completamente los menores vestigios de hiposulfito de sodio adherido á una placa fotográfica que se ha empleado para fijar. Basta con echar cinco á diez gramos de boroxilito en un litro de agua para tener suficiente cantidad de líquido para lavar doce placas 9×12. A los cinco minutos de inmersión no queda ningún vestigio de hiposulfito. Se termina con un lavado en agua corriente y en menos de un cuarto de hora se tiene un *cliché* perfectamente limpio de todo rastro de hiposulfito; operación que exigía antès cuatro horas de lavado en agua corriente.

Resumen.

I. El oxígeno es un gas incoloro, inodoro é insípido. Su densidad es 1,1050 ; su peso atómico $O = 16$, tomando como unidad el hidrógeno. Sometiéndolo á una presión muy grande (unas 300 atmósferas) y dejándolo dilatarse de pronto, se convierte en un líquido incoloro, que hierve á -182° .

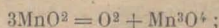
II. El oxígeno es el agente principal de la combustión y respiración de los animales. Se le reconoce en la propiedad que tiene de volver á encender instantáneamente una cerilla ó una bujía que aun presente algunos puntos en ignición.

III. El carbón, el azufre, el hierro y el fósforo, encendidos y sumergidos en una atmósfera de oxígeno, arden con gran energía.

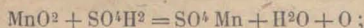
IV. El oxígeno existe en el aire atmosférico, de cuyo volumen forma el 21 por 100; en el agua, y en la mayor parte de las sustancias minerales ú orgánicas.

V. Se prepara el oxígeno de tres maneras:

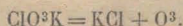
1º. Descomponiendo por el calor el bióxido de manganeso:



2º. Descomponiendo este mismo óxido por la acción combinada del calor y del ácido sulfúrico (procedimiento poco usado en la actualidad):



3º. Descomponiendo por el calor el clorato de potasio:



VI. El oxígeno puede ser extraído del aire atmosférico. Hoy no se usa en la industria más procedimiento que el de Boussingault, que consiste en hacer que la barita absorba primero el oxígeno y lo emita luego.

VII. El oxígeno puro se utiliza poco en la industria, por causa de lo cara que sale su extracción dados los actuales métodos. En mezcla con el nitrógeno, forma el aire atmosférico y preside los fenómenos de la respiración de los animales, de la vegetación y de la combustión ordinaria.

VIII. El *ozono* no es más que oxígeno en estado especial de actividad química que le comunica la electricidad. Un calor moderado le hace perder sus propiedades características y lo vuelve al estado de oxígeno ordinario; una temperatura elevada, transforma por el contrario el oxígeno en ozono. Este es el oxidante más poderoso conocido.

El ozono tiene como símbolo atómico O^3 , y se encuentra formado por 3 vol. de oxígeno condensados en 2 vol. bajo la influencia del paso de una serie de chispas eléctricas ó del *efluvio* (Berthelot).

IX. Se entiende *por combustión* la combinación de dos cuerpos cualesquiera con desprendimiento de calor y de luz. Al lado de las combustiones vivas precisa admitir otra lenta, sin desprendimiento de calor sensible y de luz; ejemplo: la oxidación del hierro al aire libre.

X. Las circunstancias que favorecen la combustión de los cuerpos en el aire son cuatro : 1º. la expulsión rápida de los productos de la combustión ; 2º. las corrientes de aire ; 3º. el estado de división de los cuerpos combustibles ; 4º. la elevación de la temperatura.

XI. Berzelius atribuía á la electricidad la producción del calor y de la luz que se manifiestan en la combustión. Hoy se considera este fenómeno como producto de la colisión de los átomos, que se precipitan unos contra otros al combinarse, tomando entonces movimiento vibratorio que engendra calor, del mismo modo que lo produce el choque de un martillo ó de cualquier otro cuerpo que encuentra en su movimiento un obstáculo y se para de pronto.

CAPÍTULO VI

Agua. — Análisis y síntesis. — Aguas potables. —
Agua oxigenada.

Agua ó protóxido de hidrógeno.

Peso molecular (2 vol.) $H_2O=18$.

63. **Historia.** — El *agua* era considerada por los antiguos químicos como uno de los cuatro elementos de la naturaleza. Su composición no fué conocida hasta fines del siglo último. Priestley observó en 1781 que la combustión del hidrógeno á expensas del aire produce agua ; pero la verdadera composición de este líquido no fué descubierta sino en 1789, cuando Lavoisier logró producirlo combinando directamente en un matraz oxígeno é hidrógeno mediante una serie de chispas eléctricas.

64. **Propiedades físicas.** — El agua pura es á la temperatura ordinaria un líquido sin sabor ni olor ; cuando su masa es pequeña, resulta transparente é incolora del todo ; pero considerándola en grandes masas y al abrigo de todas las causas que pueden alterar su aspecto, presenta tonos azules muy pronunciados.

Solidificase el agua á la temperatura de 0º ; sin embargo en algunos casos puede llegar sin congelarse á fríos mucho

más bajos: así sucede cuando se la deja ir perdiendo su calor en un vaso de vidrio colocado al abrigo de toda agitación y cuya superficie interior no presente ninguna aspereza; en este caso el agua puede llegar hasta 10 y aun 12 grados bajo cero. Entonces se dice que se encuentra en estado de *sobrefusión*. Pero la menor sacudida basta para determinar súbitamente su congelación en masa y hacer que suba de nuevo la temperatura á cero.

La congelación del agua es una verdadera cristalización; las formas regulares que adopta el líquido son fáciles de observar en los copos de nieve. Casi siempre constituyen agujas hexaédricas agrupadas simétricamente en rededor de un centro, de modo que resulten radios separados por ángulos de 60 grados y en cada uno de los cuales se implantan otras agujas más pequeñas también de forma idéntica. De modo que el hielo cristaliza en el sistema del prisma hexagonal (*fig. 8*). Esta forma tipo se modifica y da origen á infinitud de formas secundarias, en donde se observa siempre el hexágono regular como figura fundamental. La *fig. 25* representa algunas de las formas más comunes.

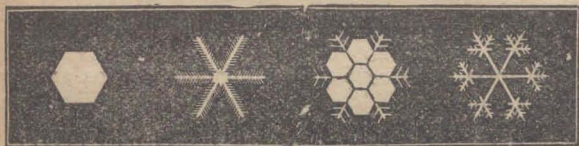


Fig. 25.

El agua aumenta mucho de volumen al congelarse.

Su fuerza de expansión es tan grande que los vasos donde se encuentra estallan hechos pedazos. La consecuencia de este aumento de volumen es que el hielo tiene menor peso específico que el agua líquida; su densidad baja á 0,916.

Á la temperatura de 100° y bajo la presión barométrica de 0^m,76, el agua entra en ebullición y pasa al estado de vapor, que es inodoro, incoloro, transparente y menos pesado que el aire atmosférico. En efecto, su densidad es de 0,622, tomando como unidad la del aire. De manera que cuando el agua se convierte en vapor toma volumen igual á 1700 veces el primitivo.

La *caloría mayor* ó cantidad de calor necesaria para elevar

desde 0° á 1° centigrado un kilogramo de agua, es la unidad adoptada para calcular los calores específicos. El calor latente¹ de fusión de un kilogramo de hielo fundente es igual á 79^{cal},25; el calor latente de vaporización de un kilogramo de agua á 100° es de 540^{cal}.

En el aire atmosférico hay siempre cierta cantidad de vapor de agua, cuya condensación produce los fenómenos del rocío, de las nieblas, de la nieve, de la escarcha, de la lluvia y otros accidentes meteorológicos.

El agua presenta en un punto de la escala termométrica excepción notable á las leyes generales de la dilatación. Si se toma una masa de agua á 100° y se la enfría progresivamente, se observa que su volumen va disminuyendo cada vez más, con arreglo á las indicadas leyes, hasta la temperatura de 4° bajo cero. Pero si se continúa enfriándola á partir de ahí, lejos de contraerse se dilata y disminuye de densidad hasta su punto de congelación que es cero. De modo que el *máximum de densidad* del expresado liquido se encuentra á 4°; ese máximum es el que se ha convenido en tomar como unidad cuando se calcula el peso específico de los demás cuerpos, sólidos ó líquidos. De manera que cuando se dice, pongamos por ejemplo, que el platino tiene densidad igual á 22, queremos significar que, dado el mismo volumen, pesa este metal 22 veces más que el agua pura á 4°.

Observación. — La ligereza específica del hielo y el máximum de densidad del agua son fenómenos providenciales. Ambos tienen por consecuencia hacer que los mares y los ríos no se congelen sino en su superficie, y conservar debajo de esa costra helada, que los cubre y protege contra el excesivo enfriamiento, la fluidez necesaria á la existencia de los seres animados que viven en sus profundidades. Además, según observa con motivo Alfredo Riche en su excelente *Tratado de Química*, si el hielo fuera más denso que el agua, caería al fondo de los ríos, que no tardarían en desbordarse. En los de cauce profundo no bastaría el calor del verano á fundir los témpanos acumulados en su madre, y las inundaciones serían cada vez frecuentes en los inviernos subsiguientes.

65. Propiedades químicas del agua. — El agua puede ser

1. Véase la *Física*, cap. XIII.

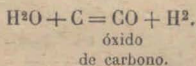
PVTD 70

considerada como un cuerpo neutro, en el sentido de que carece de acción sobre los reactivos coloreados. Sin embargo, es susceptible de combinarse en proporciones definidas, sea con anhídridos, sea con óxidos, dando origen en compañía de los primeros á los ácidos y formando bases ó hidratos con los óxidos.

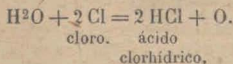
Se descompone el agua por acción del calor. En efecto, Grove puso de manifiesto que si se vierte lentamente, en un mortero de fundición que contenga agua, platino fundido á unos 2000°, en seguida se ven desprenderse burbujas gaseosas, formadas por una mezcla detonante de oxígeno y de hidrógeno. Á una temperatura algo más baja (1200° próximamente) el vapor de agua experimenta descomposición parcial que Enrique Sainte-Claire Deville llamó *disociación* (véase el párrafo 36).

Entre los metaloides, hay algunos, como el oxígeno, el hidrógeno, el nitrógeno, que carecen de acción sobre el agua; por el contrario, otros la descomponen, apoderándose ya de su oxígeno, ya de su hidrógeno.

Así, cuando se hace pasar vapor de agua en contacto de carbones colocados en un tubo de porcelana calentado hasta la temperatura del rojo, el carbón se apodera del oxígeno para formar el óxido de carbono, que se desprende en compañía del hidrógeno libre :



Por el contrario, si se hace pasar una mezcla de cloro y de vapor de agua por un tubo de porcelana calentado hasta el rojo, el cloro se apodera del hidrógeno para constituir ácido clorhídrico, que se desprende en compañía del oxígeno libre :



La mayor parte de los metales descomponen el agua, unos en frío, como el potasio y el sodio; otros á temperatura más ó menos elevada, apoderándose de su oxígeno para constituir óxidos y dejando el hidrógeno en libertad. Entre los metales que carecen de acción química sobre el agua,

citaremos la plata, el mercurio, el oro, el platino, el paladio, el rodio y el iridio.

Cuando se arrojan en un vaso lleno de agua algunos fragmentos de potasio, el desprendimiento de calor producido por esta reacción es tal que el hidrógeno emitido se inflama y arde con una llama purpurina.

Composición, análisis y síntesis del agua.

66. Composición del agua. — Según ya hemos dicho, el agua se compone de oxígeno y de hidrógeno en las proporciones siguientes:

<i>En volumen :</i>		<i>En peso :</i>	
Oxígeno.....	1	Oxígeno.....	16
Hidrógeno.....	2	Hidrógeno.....	2

De modo que con arreglo á la hipótesis de Ampère una molécula de agua se compone de dos átomos de hidrógeno unidos con uno de oxígeno, lo cual da como fórmula H^2O .

Esta composición se demuestra por el *análisis* y por la *síntesis*.

67. Análisis del agua. — El análisis del agua se verifica, sea por medio de la pila, sea descomponiendo aquel líquido mediante el hierro elevado á la temperatura del rojo.

1º. Análisis del agua por la pila. — El aparato que se utiliza para efectuar este análisis recibe el nombre de *voltámetro*, porque sirve en física para medir la intensidad de las corrientes eléctricas¹. Compónese (*fig. 26*) de un vaso de vidrio, cuyo fondo está atravesado por dos vástagos de platino que se elevan dentro del vaso á 3 ó 4 centímetros de altura, terminando exteriormente en dos garfios destinados á recibir los reóforos ó alambres conductores de la pila. Se vierte en el vaso agua ligeramente acidulada y se ponen encima de los vástagos

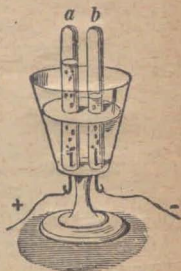


Fig. 26.

1. Véase la *Física*, pág. 386.

de platino dos pequeñas probetas *a* y *b*, graduadas y llenas del mismo líquido. Desde que empieza á circular la corriente voltaica, se ven desprenderse de toda la extensión de los hilos de platino pequeñas burbujas de gas que van á alojarse en la parte alta de las probetas. El gas que se produce en el polo positivo y que va á la probeta *a*, es oxígeno puro; el que nace en el polo negativo, y que se reúne en la probeta *b*, es hidrógeno puro también. Al cabo de algún tiempo es fácil observar que *el volumen del hidrógeno es doble que el del oxígeno*.

Observación. — Si se echara en el vaso agua pura, no se efectuaría la descomposición, porque ese líquido no conduce suficientemente la electricidad: de aquí la necesidad de acidularla, á fin de hacerla conductora. Para esto se emplea el ácido sulfúrico, cuyos elementos SO^4H^2 no son descompuestos por la corriente.

2º. *Análisis del agua por el hierro.*—Esta experiencia se debe á Lavoisier, que la efectuó por primera vez. En un tubo de por-

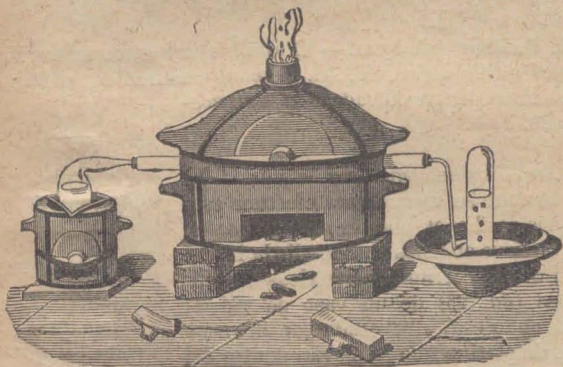
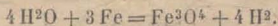


Fig. 27.

celana AB (fig. 27) se introducen varios haces de alambre fino, y después se dispone este tubo en un hornillo largo y de reverbero. Uno de los extremos A del tubo comunica con una pequeña retorta de vidrio C, llena de agua; la otra extremidad B se

prolonga por medio de un tubo encorvado hasta una probeta graduada D, llena también de agua.

Se calienta hasta la temperatura roja el tubo de porcelana y se hace hervir el agua contenida en la retorta. Entonces el vapor pasa junto al hierro incandescente, que le roba su oxígeno, y el hidrógeno queda libre, yendo á alojarse en la probeta. Después basta medir el volumen del hidrógeno obtenido y el peso del oxígeno absorbido por el hierro para determinar la composición del agua. Recordemos que el óxido de hierro que se forma en esta experiencia tiene composición idéntica á la del óxido magnético Fe_3O_4 . La reacción se representa en la fórmula siguiente :



óxido de
hierro magnético.

68. Síntesis del agua. — Lavoisier ejecutó también antes que nadie la síntesis del agua. Esta operación puede efectuarse, sea por medio del eudiómetro, sea reduciendo un peso conocido de óxido de cobre por el hidrógeno puro y seco.

1º. Síntesis del agua con el eudiómetro. — Para efectuar este experimento se introducen en el eudiómetro de mercurio (véase el párrafo 81) 200 volúmenes de hidrógeno y 200 de oxígeno y después se hace pasar á través de la mezcla una chispa eléctrica. La combinación se produce inmediatamente : obsérvase que las paredes del instrumento se cubren interiormente de una capa de humedad y quedan libres 100 volúmenes de oxígeno puro ; lo cual prueba que dichos gases se han combinado para formar agua en la relación de 2 volúmenes de hidrógeno á 1 de oxígeno.

2º. Síntesis del agua por la reducción con óxido de cobre. — Este método, imaginado por Berzelius y Dulong, perfeccionado por Dumas, es susceptible de mayor precisión que el precedente. Consiste en producir hidrógeno en un frasco F (fig. 28) por la acción del zinc sobre el ácido sulfúrico diluido en agua, purificándolo después y secándolo por su paso á través de una serie de tubos en forma de U, que contienen diversas sustancias apropiadas al efecto. Después se hace pasar esta corriente de hidrógeno sobre un peso conocido de óxido de cobre calentado hasta el rojo en un matraz de vi-

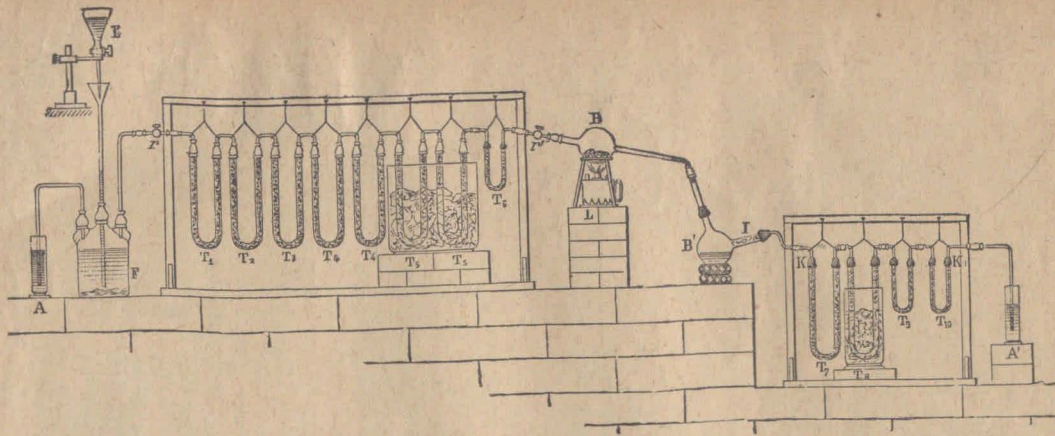


Fig. 28.

Síntesis del agua por la reducción del óxido de cobre. — Los tubos en forma de U, situados inmediatamente á la derecha del aparato F productor del hidrógeno, y que están destinados á purificar y secar el gas, contienen : los tubos 1, 2, 3 y 4 nitrato de plomo, sulfato de plata, potasa cáustica y piedra pómez sulfúrica ; los dos tubos 5, metidos en hielo, anhídrido fosfórico ; el pequeño tubo 6 es un *tubo testigo* (tubo normal que se pone para comparar con los que sufren alteración) de anhídrido fosfórico.

Los tubos situados á la derecha del matraz B' están destinados á retener el vapor de agua que no se condensare ; están llenos con anhídrido fosfórico. El pequeño tubo 10 es un *tubo testigo* de anhídrido fosfórico, que no debe cambiar de peso.

drio B. El hidrógeno se apodera del oxígeno del óxido de cobre para constituir agua, que se recoge en un segundo matraz B', donde se deposita en gran parte, y en una serie de tubos de figura de U, llenos de anhídrido fosfórico, que absorbe la pequeña cantidad de agua no condensada en el matraz. Los tubos acodillados que entran en las probetas A y A' sirven para el desprendimiento del hidrógeno que hay en exceso.

Nada más fácil que determinar por este medio la composición del agua en peso. Se pesa el óxido de cobre antes y después del experimento, es decir, cuando se encuentra reducido al estado de cobre metálico; la diferencia entre estas dos pesadas indicará el peso del oxígeno que contenía el óxido. Pesando exactamente el agua que se ha formado y restando de su peso el del oxígeno abandonado por el óxido de cobre, se tendrá el peso del hidrógeno que se ha combinado con este oxígeno para formar la cantidad de agua obtenida. De manera que por este procedimiento se sabrán los pesos relativos de los dos elementos del agua. De esta manera es como Dumas al perfeccionar el procedimiento de Dulong y Berzelius para evitar toda causa de error, encontró que el agua se compone en peso de

Hidrógeno.....	11gr,11	ó	2gr.
Oxígeno.....	88gr,89	ó	16gr.
	100gr,00	ó	18gr.

La composición del agua puede comprobarse fácilmente mediante la comparación de las densidades del vapor de agua, del hidrógeno y del oxígeno. En efecto,

Si á la densidad del hidrógeno.....	0,069
Se agrega la semi-densidad del oxígeno...	0,553
Se obtiene el número.....	0,622

que representa exactamente la densidad del vapor de agua.

En esto tenemos una nueva prueba de que el agua está formada por dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno, condensados en dos volúmenes de vapor de agua; de donde la fórmula H^2O .

Determinación del peso atómico del oxígeno. — Como el peso atómico del oxígeno forma parte integrante del peso mole-

cular del vapor de agua H^2O , basta calcular este y restar 2 para obtener el primero.

Ahora bien, el peso molecular de H^2O , ó sea el de dos volúmenes, es igual á la doble densidad del vapor de agua, calculada tomando como unidad la del hidrógeno.

Siendo la densidad del vapor de agua referida al aire 0,622, tendremos, llamando P al peso molecular buscado :

$$P = 0,622 \times 28,88 = 17,91,$$

en números redondos 18 (véase pág. 34), de donde

$$O = 18 - 2 = 16.$$

69. Composición del agua en el estado natural. — La composición que acabamos de indicar es la del agua pura. Pero este liquido no se encuentra nunca en la naturaleza en semejante estado. La de lluvia, la de los mares, de los ríos, arroyos y manantiales contiene siempre en disolución aire, gas carbónico y sustancias salinas.

Aire disuelto en el agua. — Este aire no tiene la misma composición que el atmosférico ordinario ; pues presenta en

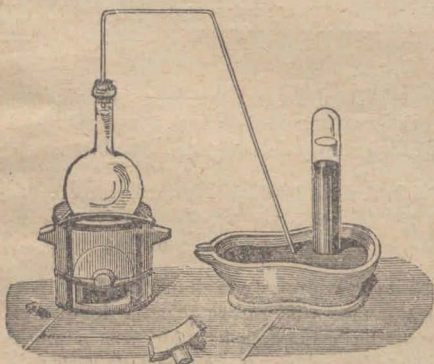


Fig. 29.

volumen 33 por 100 de oxígeno en vez de 20, 8, y 67 de nitrógeno en lugar de 79, 2. Es por consiguiente, mucho más

rico en oxígeno, lo cual depende de la solubilidad relativamente mayor de este último gas.

Para recoger el aire que está disuelto en el agua, se llena muy bien de este líquido un matraz (*fig. 29*), que comunique por medio de un tubo encorvado, lleno también de agua, con una probeta llena de mercurio.

Calientase poco á poco el agua hasta hacerla hervir. Cuando llega la temperatura á unos 45° , se ven formarse en las paredes del matraz multitud de pequeñas burbujas, que se dirigen hacia la probeta, arrastradas por el vapor desprendido durante la ebullición.

Un litro de agua de lluvia analizado por Peligot le dió 23 centímetros cúbicos de gas formados por 7^{cc} , 4 de oxígeno, 15^{cc} , 1 de nitrógeno y 0^{cc} 5 de gas carbónico.

Un litro de agua del Sena suministró 57 cent. cúb. de gas, formados por 10^{cc} , 1 de oxígeno, 24^{cc} , 3 de nitrógeno, 22^{cc} , 6 de gas carbónico.

El agua que ha permanecido algún tiempo en la superficie del suelo, contiene más gas carbónico que la de lluvia, lo cual depende de la descomposición de las materias orgánicas, cuyo carbono se elimina en estado de anhídrido carbónico.

El aire disuelto en el agua es el que mantiene la respiración de los peces, de los moluscos y de gran número de zoófitos y hace además posible la vegetación de las plantas acuáticas.

Sustancias salinas disueltas en el agua. — Las sustancias salinas disueltas en las aguas de la superficie del suelo y en las subterráneas, son muy numerosas; citaremos como principales: el *carbonato de calcio*, el *sulfato de calcio* y diversos *cloruros*, entre los cuales figura como más importante el de sodio.

El *carbonato de calcio*, insoluble en el agua pura, no se disuelve en la ordinaria sino por contener ésta gas carbónico. Se prueba su presencia vertiendo en el líquido algunas gotas de una disolución alcohólica de *palo de campeche*. Entonces el agua toma tonos violados más ó menos oscuros, según es más ó menos considerable la proporción de carbonato disuelto.

El *sulfato de calcio* se reconoce por medio del nitrato de bario y del oxalato de amoníaco. Vertiendo en el agua una

pequeña cantidad del primero de estos reactivos, se forma un precipitado blanco de sulfato de bario; el segundo reactivo da precipitado blanco de oxalato de calcio.

Los *cloruros* se reconocen por medio del nitrato de plata, que forma en el agua ordinaria un precipitado blanco de cloruro de plata, insoluble en el ácido nítrico y soluble en el amoniaco. Este precipitado empieza por ponerse azulado, y después se ennegrece al ser expuesto á la luz.

Observación. — Cuando las sustancias salinas que las aguas contienen en disolución son tan escasas que no les comunican ningún sabor, se usa para calificarlas la expresión *aguas dulces*. Si el liquido lleva disueltas grandes proporciones de cloruro de sodio, se le llama *agua salada*: tal es la del mar y la de diversos lagos. Existen, por fin, ciertas aguas naturales que contienen sustancias cuyas propiedades se utilizan en medicina; estas son las *aguas minerales*, divididas en sulfurosas, alcalinas, ferruginosas, etc.

Aguas potables.

70. Caracteres de las aguas potables. — Para que un agua sirva de bebida ha de ser viva, limpida, aereada, sin olor y sin sabor. Deberá además disolver fácilmente el jabón y cocer bien las legumbres. Para el desarrollo y nutrición del sistema óseo se necesita la presencia de cierta cantidad de sales calcáreas.

Si el sulfato de calcio que un agua contiene es demasiado, según ocurre en las de los pozos de París, entonces es difícil de digerir y no se la puede considerar potable. También cesa de ser á propósito para la cocción de legumbres, pues forma con algunos de los elementos que las componen compuestos que las endurecen. El jabón da en ellas un precipitado grueso; estos cuajarones resultan de una doble descomposición entre el sulfato de calcio y el jabón, pues este cuerpo no es sino una mezcla de ácidos grasos (ácidos esteárico, margárico y oleico) combinados con la sosa ó la potasa. Las aguas saturadas de sulfato de calcio se llaman *selenitosas*.

La primera cualidad que ha de tener un agua potable es la ausencia de residuos orgánicos, de gérmenes ó microbios,

que son causa de las epidemias y sobre todo de la fiebre tifoidea (PASTEUR). El agua de alimentación debe en consecuencia captarse lo más cerca posible de sus orígenes y ha de filtrarse bien con el filtro Chamberland. A falta de ese filtro, una fuerte ebullición durante diez minutos, seguida de la aireación del agua, ya enfriada, por golpeo ó por cuida en cascada, es también un medio muy seguro de sancarla. (*Véase al fin de los complementos de química, el análisis de las aguas potables con relación á los productos nitrosos y á los microorganismos, que pueden contener.*)

El filtro Chamberland (*fig. 30*) se compone de una bujía hueca, de porcelana bruñida, de unos veinte centímetros de largo por tres de diámetro, encerrada en un tubo metálico de modo que el agua que tray que filtrar llegue *bajo presión* entre ese tubo y la bujía. El líquido pasa entonces lentamente á través de la porcelana, cuyos poros, muy compactos, detienen los microorganismos, más finos, como bacterias y microbios, y llega enteramente puro al canal interior de la bujía. Para que funcionen bien, esos filtros, compuestos de una ó de varias bujías, deben ser limpiados con frecuencia.

Destilación del agua. — Cuando se quiere obtener agua lo más pura que se conoce y no aireada, se la somete á la destilación en el aparato llamado *alambique* cuya descripción puede verse en nuestro curso de *Física* (pág. 215).

Cuando no hace falta más que una pequeña cantidad de agua destilada, se la puede obtener con más facilidad sirviéndose de una retorta (*fig. 31*), cuyo cuello penetra en un matraz de vidrio sumergido en un barreño lleno de agua y hielo.

Observación. — Conviene perder las primeras cantidades del agua que se destila, ó sea 1/20 próximamente, porque en ellas hay aire y á veces también rastros de carbonato de amoníaco procedente de la descomposición de las materias orgánicas que suele contener el agua. Debe suspenderse la operación así que se haya efectuado en tres cuartas partes, á fin de evitar que las sales de calcio y el cloruro de sodio que el agua tiene en disolución,



Fig. 30.

sean arrastradas mecánicamente por las últimas partes de este líquido.

Hidrotimetría. — Vertiendo una pequeña cantidad de disolución alcohólica de jabón en agua destilada y agitando un poco, se forma en la superficie del líquido una espuma, que dura lo menos diez minutos. Si el agua, en vez de estar químicamente pura, contiene sales calcáreas en disolución, conviene, para que se produzca la espuma persistente, que las sustancias calcáreas

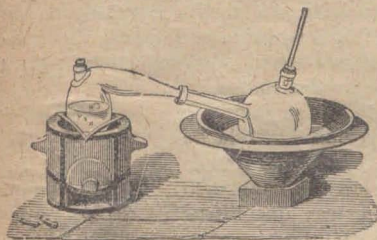


Fig. 31.

sean precipitadas por el jabón. Luego en este caso se necesita mayor cantidad de disolución alcohólica de jabón para obtener la espuma persistente. En estos datos se funda el método *hidrotimétrico* de Boutron y Boudet para apreciar la calidad de un agua, es decir la cantidad de carbonato y de sulfato de calcio que contiene.

Según este método, para determinar el grado hidrotimétrico de un agua, se emplean los líquidos y aparatos siguientes :

1º. Un *líquido de prueba* ó *hidrotimétrico* preparado disolviendo 100 gramos de jabón blanco en 1600 gramos de alcohol de 90º, añadiendo, después que se haya filtrado, 1000 gramos de agua destilada.

2º. Un *líquido normal* preparado disolviendo 0 gr. 25 de cloruro de calcio en 1000 gramos de agua.

3º. Un *frasco de ensaye* de una cabida de unos 80^{cc} que lleve cuatro rayas circulares, que marquen desde el fondo 10, 20, 30, 40^{cc}.

4º. Una *alcuza hidrotimétrica* con 60 divisiones, de las cuales cada *grado hidrotimétrico* debe corresponder á una cantidad de sal de calcio ó de magnesio equivalente á 0 gr. 01 de carbonato de calcio por litro.

Para saber la exactitud del grado de concentración del líquido jabonoso, se empieza por echarlo en la alcuza y verterlo lentamente en el frasco de ensaye sobre 40^{cc} de líquido normal de cloruro de calcio. Para obtener la espuma persistente se deben emplear 22 divisiones.

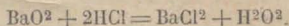
Vertiendo luego en el frasco vacío 40^{cc} del agua que se quiere ensayar, se echa poco á poco la disolución jabonosa, agitándola, y se deja de echar cuando se haya obtenido una espuma persistente durante unos diez minutos por lo menos. El número de divisiones empleadas que marque la alcuza, da el grado hidrotimétrico del agua sometida al experimento.

El agua destilada corresponde á 0°; la pequeña cantidad de agua jabonosa contenida en la alcuza entre la raya superior, á donde debe llegar el líquido, y el 0°, es la cantidad necesaria para hacer que espume el agua destilada. El agua es potable hasta los 30°; de los 30° á 60° es *cruda* y mala; pasando de los 60° no sirve siquiera para los usos domésticos é industriales. El agua del pozo de Grenelle marca 9°, el agua del Sena tomada en Ivry 15°, el agua de la Vanne 18° y la de la Dhuys 24°.

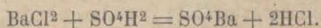
Agua oxigenada ó bióxido de hidrógeno.

H²O² = 34.

71. Preparación: *por el bióxido de bario y el ácido clorhídrico (método de Thénard).* Se vierte lentamente una lejía de agua y de bióxido de bario en ácido clorhídrico diluido en agua, contenido en un vaso rodeado de hielo. Así resultan agua oxigenada y cloruro de bario, que se mantienen en disolución:



Añadiendo ácido sullúrico, el cloruro soluble se precipita en estado de sulfato de bario insoluble, y el ácido clorhídrico se regenera:



Se filtra y se vuelve á empezar la operación añadiendo una nueva lejía de bióxido de bario, luego de ácido sullúrico y, repitiendo estas reacciones varias veces, se obtiene agua oxigenada cada vez más fuerte.

La preparación se termina vertiendo en la mezcla, en vez de ácido sullúrico, una disolución de sulfato de plata. Entonces se forma un precipitado doble de sulfato de bario y de cloruro de plata: $\text{BaCl}^2 + \text{SO}^4\text{Ag}^2 + 2\text{AgCl} + \text{SO}^4\text{Ba}$, que se separa filtrándolo por última vez.

Entonces queda una mezcla de agua y de agua oxigenada que Thénard concentraba, por evaporación en el vacío, hasta consistencia de jarabe.

El agua oxigenada del comercio se llama de 8 á 12 volúmenes. Esto quiere decir que es capaz, por el oxígeno que contiene, de desprender 8 á 12 veces su volumen de oxígeno. Congelándola y retirando el hielo compuesto exclusivamente de agua pura, se puede concentrar el agua oxigenada del comercio á 20 volúmenes.

Propiedades físicas. — En el máximum de concentración es un líquido incoloro, ligeramente viscoso, de densidad 1,452. Pura, desprende 500 veces su volumen de oxígeno.

Propiedades químicas. — Las propiedades químicas del agua oxigenada resultan de su tendencia á perder fácilmente la mitad de su oxígeno ($\text{H}^2\text{O}^2 = \text{O} + \text{H}^2\text{O}$); de aquí su fuerza de oxidación, demostrada por los experimentos siguientes :

1º Da color moreno á una disolución de yoduro de potasio por precipitación del yodo y formación de potasa cáustica ($2\text{KI} + \text{H}^2\text{O}^2 = 2\text{KOH} + \text{I}^2$). — 2º Cambia el sulfuro negro de plomo en sulfato blanco; por eso se emplea para restaurar cuadros y pinturas. — 3º Oxida y destruye las materias orgánicas; de ahí su poder antiséptico muy utilizado en medicina y cirugía y su acción para descolorar los cabellos y las plumas. — 4º Descolora una solución de permanganato de potasio.

Un fragmento de bióxido de manganeso echado en agua oxigenada provoca un rápido desprendimiento de oxígeno por acción catalítica, es decir sin sufrir ninguna alteración. Lo mismo sucede con el oro, la plata, el platino en polvo y el sesquióxido de hierro.

Para dosificar el oxígeno de agua oxigenada se introduce 1^{cinc} en una probeta graduada metida en mercurio, y luego se hacen pasar algunos fragmentos de bióxido de manganeso. El volumen de oxígeno desprendido indica el grado.

Resumen.

I. El agua se compone de 2 volúmenes de hidrógeno y 1 de oxígeno.

II. El agua se compone en peso, de 1 de hidrógeno y 8 de oxígeno.

III. El análisis del agua se efectúa, sea por medio de la pila, sea descomponiéndola por el hierro á la temperatura del rojo. La síntesis de dicho líquido se ejecuta en el eudiómetro ó por la reducción del óxido de cobre.

IV. El agua en estado natural contiene siempre en disolución ciertas sustancias, entre las cuales citaremos como más comunes el aire, el gas carbónico, el carbonato de calcio, el sulfato de calcio y el cloruro de sodio. Se separa el líquido de estas materias por medio de la *destilación*.

V. El *agua oxigenada ó bióxido de hidrógeno* H_2O_2 se obtiene haciendo reaccionar uno sobre otro ácido clorhídrico y bióxido de bario en presencia del agua: $\text{BaO}^2 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}^2 + \text{H}_2\text{O}_2$. El calor y ciertos cuerpos la descomponen en agua y en oxígeno.

CAPÍTULO VII

Nitrógeno. — Argón. — Aire atmosférico; análisis cualitativo y cuantitativo del aire.

NITRÓGENO Ó ÁZOE.

Peso atómico (1 vol.) $\text{N} = 14$.

72. **Historia.** — El *nitrógeno*, llamado así porque entra en la composición del *nitro* ó salitre (nitrato de potasio), fué descubierto en 1772 por el doctor Rutherford. Lavoisier reconoció antes que nadie en 1777 que existe en estado de libertad en el aire atmosférico, cuyo 79 por 100 forma. Le dió el nombre de *ázo*e Guytón de Morvau, uno de los reformadores de la nomenclatura química; esta voz se deriva de dos vocablos griegos, α , partícula privativa y $\zeta\omega\eta$, *vida*, porque no sirve para mantener la vida en los animales que lo respiran ¹.

73. **Propiedades físicas.** — El nitrógeno es un gas incoloro, inodoro é insípido, algo más ligero que el aire, del cual forma parte; su densidad, según Regnault, está representada por 0,971. Su solubilidad en el agua es muy escasa; este líquido no puede absorber más que veinte milésimos de

1. Aunque en los diccionarios españoles se encuentran las dos voces *nitrógeno* y *ázo*e, hemos adoptado el primer nombre en esta traducción porque ninguna autoridad abona el uso de las palabras *azotatos* y *azotitos*. Desde el momento que se ha de decir *nitrato* y *nitrito*, nos parece más lógico, y menos expuesto á errores, el vocablo *nitrógeno*. En las fórmulas del original francés se ha sustituido la fórmula Az (abreviatura de *azote*) por N, que lo es de nitrógeno. N. del T.

su volumen próximamente. Sometido á una presión de 200 atmósferas en el aparato Cailletet y dándole expansión de pronto, el nitrógeno se convierte en un líquido incoloro, que hierve á -194° y que puede solidificarse en copos de aspecto de nieve á -205° .

Aparato Cailletet. — Este aparato (fig. 32), que ha sido construido por Ducretet y Lejeune, de París, sirve para li-

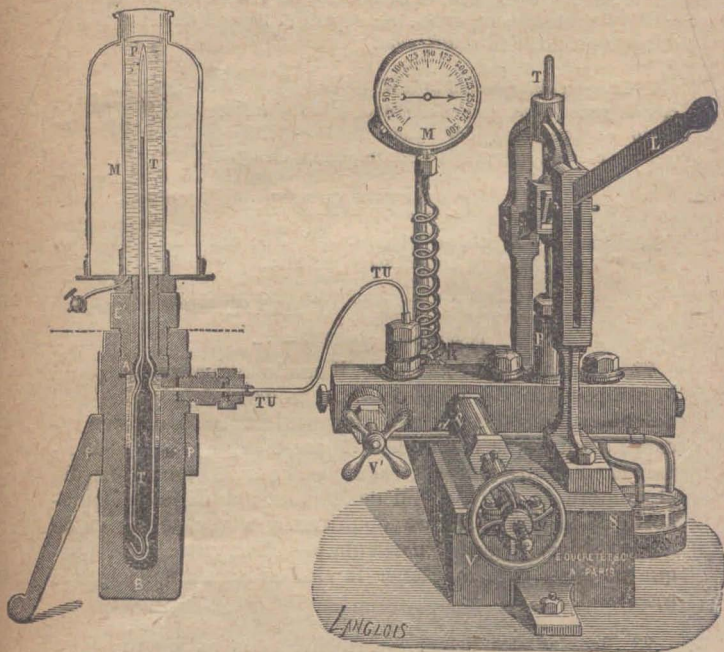


Fig. 32.

quidar todos los gases sin excepción y solidificar la mayor parte de ellos, sometiéndolos á presiones y á un enfriamiento considerables.

El gas que se trata de liquidar es introducido, después de purificarlo y secarlo, en un tubo estrecho de cristal T, llamado *tubo-laboratorio*, cerrado en su parte superior y que por la inferior, que está abierta, penetra en un depósito de acero AB lleno de mercurio. Este tubo, sólidamente soste-

nido por un tornillo, está rodeado por un mango de cristal M, que contiene una mezcla frigorífica muy transparente, á fin de que se pueda ver lo que pasa dentro del tubo. Las enormes presiones á que el gas ha de someterse se obtienen por medio de una poderosa prensa hidráulica TLP y son transmitidas directamente al mercurio por el tubo TU. Este metal va elevándose poco á poco en el tubo y al hacerlo comprime el gas. De esta manera se logra reducir á líquido gran número de gases. Cuando se trata de los que toman difícilmente dicho estado, como el hidrógeno, el oxígeno, el nitrógeno, hay que darles expansión súbita al llegar al máximo de presión y el enfriamiento así obtenido se puede calcular en -200° . En seguida se observa que el gas toma la forma de una neblina ó de delgadas gotecillas que hasta pueden, en ciertos casos, solidificarse en forma de copos de nieve.

74. Propiedades químicas.— Las propiedades químicas del nitrógeno son más bien negativas :

1^o Este gas no se inflama como el hidrógeno ;

2^o Lejos de ser comburente como el oxígeno, apaga los cuerpos en combustión, á semejanza del gas carbónico, del que sólo se distingue en que no enturbia el agua de cal, ni enrojece la tintura de tornasol.

Bajo la influencia de una serie de chispas eléctricas, el nitrógeno se une : al hidrógeno húmedo para formar amoníaco NH^3 ; al oxígeno seco para producir vapores amarillentos de peróxido de nitrógeno NO^2 ; al oxígeno húmedo para dar ácido nítrico NO^3H . Luego la electricidad atmosférica es la que produce ácido nítrico en el aire. Este ácido se combina con el amoníaco, que existe en cierta cantidad en la atmósfera, para transformarse en nitrato de amoníaco, el cual se encuentra generalmente en disolución en las lluvias de nublados, que contribuyen á fertilizar la tierra.

A una temperatura elevada, el nitrógeno se combina con el boro (nitruro de boro), con el magnesio y el titano.

75. Estado natural.— El nitrógeno está muy extendido en la naturaleza, formando las cuatro quintas partes del aire atmosférico; también se encuentra en combinación con todos los compuestos amoniacales, con todos los nitratos, etc. Como entra en la constitución de los tejidos vegetales y animales, por esta razón es uno de los elementos esenciales de los alimentos y de los abonos.

76. Argón, Metargón, Helio, etc. — A más del nitrógeno atmosférico, existe otro gas, ó mejor dicho otros gases que tienen menos afinidades químicas. El más importante es el *argón*, llamado así (de *Ἀργόν*, inactivo) á causa de su inercia casi absoluta. El argón fué descubierto en 1894 por dos químicos ingleses, lord Raleigh y M. Ramsay. Después de haber combinado estos señores el nitrógeno del aire con el magnesio á elevada temperatura, recogieron el residuo gaseoso que el magnesio no podía absorber : éste era el argón. La densidad de este gas incoloro, inodoro é insípido, es 1,4 superior á la del oxígeno. Mezclado en la proporción de 1,25 por 100 con el nitrógeno, se deduce que forma la centésima parte del aire atmosférico. Solidificado en el aire líquido, se disuelve á -190° y hierve á -187° . Su temperatura crítica es -121° . Berthelot y Troost han conseguido combinarle directamente, á pesar de su inercia, con el vapor de bencina y el magnesio (1), sirviéndose de poderosos efluvios eléctricos.

El mismo argón es una mezcla de varios gases inertes que se obtienen sucesivamente por la evaporación del argón licuado. Al principio se forman copos de nieve de *metargón* en suspensión del líquido ; luego resulta el *neón* más ligero que el argón, que comienza por evaporarse, y por fin viene el *criptón* que forma el residuo de la destilación.

El análisis espectral ha revelado aún en el nitrógeno atmosférico algunos rastros de *helio*, gas muy ligero, de densidad casi doble de la del hidrógeno y que se puede desprender directamente de los óxidos de uranio, formando el mineral conocido con el nombre de *cleveita*.

77. Los procedimientos de preparación del nitrógeno se

(1) Lord Raleigh y M. Ramsay notaron desde luego una ligera diferencia de densidad entre el nitrógeno retirado del aire atmosférico (0,9717), y el nitrógeno obtenido por una descomposición química, la del nitrito de amonio, por ejemplo (0,9669). No ejerciendo el efluvo eléctrico ninguna acción sobre el nitrógeno, este aumento de densidad no se podía explicar por un nitrógeno condensado, análogo al ozono, existente en la atmósfera, sino solamente por la mezcla de este nitrógeno con otro gas de densidad más elevada.

Repitiendo los experimentos de Cavendish, es decir combinando directamente, el nitrógeno atmosférico con el oxígeno, ó combinándole á elevada temperatura con el magnesio, esos sabios ingleses recogieron siempre un residuo gaseoso que no obtenían cuando empleaban el nitrógeno químico. Era una prueba evidente de que ese residuo era un gas diferente del nitrógeno, que no podía entrar en la combinación. Este nuevo gas descubierto de esa manera, era el argón.

pueden reducir á dos métodos, según se quiera tener este gas mezclado de *argón*, es decir tal como existe en la atmósfera, ó al contrario, tenerlo puro.

I. MÉTODO PARA OBTENER EL NITRÓGENO MEZCLADO DE ARGÓN. — La cuestión se reduce sencillamente á absorber el oxígeno atmosférico mediante un cuerpo muy combustible, ó muy oxidable; de donde resultan dos procedimientos principales.

1^{er} procedimiento, por la combustión viva del fósforo en un volumen de aire limitado. — Colócase una cápsula de porcelana que contenga un fósforo encendido en una gran rodaja de corcho, la cual flota bajo una campana en el agua de una cubeta (*fig. 33*). Al arder el fósforo absorbe el oxígeno del aire para formar vapores blancos de anhídrido fosfórico, que se disuelven muy pronto en el agua cuyo nivel se eleva dentro de la campana para reemplazar el oxígeno absorbido. El gas que queda proviene del nitrógeno que contiene aún rastros de oxígeno, así como un poco de gas carbónico, que se elimina con un pedazo de potasa.

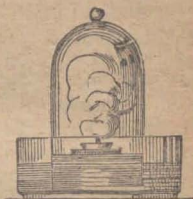


Fig. 33.

2^o procedimiento, por la absorción del oxígeno del aire mediante limaduras de cobre calentadas hasta el rojo. — El

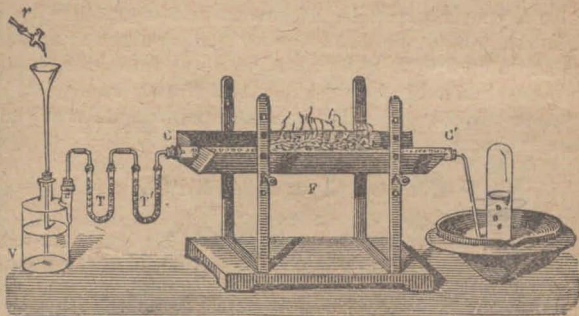


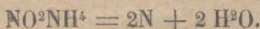
Fig. 34.

aparato se compone (*fig. 34*) de un tubo CC' de vidrio grueso, poco fusible, calentado hasta el rojo en un hornillo de gas F. Por ese tubo se hace pasar una corriente de aire desde el

frasco de dos aberturas V, en el cual cae un hilo de agua que empuja lenta y uniformemente el aire á los dos tubos encorvados T y T' llenos de fragmentos de piedra pómez empapada de una disolución concentrada de potasa cáustica, para absorber el gas carbónico. El aire llega de este modo á las limaduras de cobre enrojecidas que toman el oxígeno para formar óxido de cobre, y el nitrógeno pasa á la probeta E.

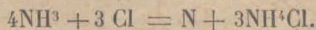
II. MÉTODO PARA OBTENER EL NITRÓGENO QUÍMICAMENTE PURO. — Se descompone un cuerpo en cuyos elementos entre el nitrógeno. Este método comprende también dos procedimientos principales.

1^{er} procedimiento, por la descomposición en caliente del nitrito de amonio. — Se pone á calentar en una retorta una disolución concentrada de nitrito de amonio. El gas depositado en una probeta sobre el cubo de agua, es nitrógeno muy puro :



nitrito
de amonio.

2^o procedimiento, por la descomposición del amoniaco por medio del cloro. — En un tubo de vidrio de un metro de largo y cerrado por un extremo se vierte una disolución acuosa de cloro hasta llegar á las nueve décimas partes de su altura y se le acaba de llenar con una solución amoniacal. Tapando entonces el tubo con el dedo pulgar, se le mete boca abajo en la cubeta de agua. Como el amoniaco es más ligero tiende á subir, se mezcla con el cloro y en seguida se ve que se elevan en el tubo muchas pompas de nitrógeno para reunirse en la superficie :



cloruro
de amonio.

Antes de todo se forma ácido clorhídrico, el cual se combina en seguida con el amoniaco en exceso, para formar cloruro de amonio, que queda en disolución en el líquido.

Aire atmosférico.

78. Experimento de Lavoisier. — Habiendo calentado La-

voisier en 1775 mercurio hasta temperatura próxima á su punto de ebullición dentro de un matraz de vidrio (*fig. 35*), cuyo cuello, encorvado en forma de S penetraba debajo de una campana graduada, llena en sus tres cuartas partes de aire y colocada sobre una cubeta de mercurio, observó, al cabo de los doce días que duró esta memorable experiencia, que parte del aire contenido en el aparato, próximamente la sexta, había desaparecido, formándose

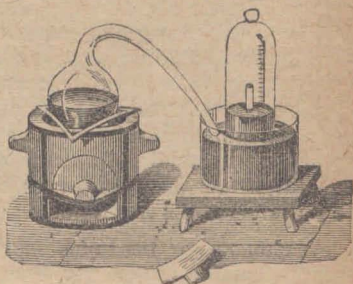


Fig. 35.

gran número de películas rojas que nadaban en la superficie del mercurio. El gas restante en el aparato era impropio para la respiración y la combustión: este gas era el nitrógeno. Cuanto á las películas rojas (óxido de mercurio), una vez recogidas y calentadas en una retorta de vidrio, suministraron mercurio metálico y un gas que, según la frase de Lavoisier, era mucho más apto que el aire atmosférico para mantener la combustión y la respiración de los animales: llamósele oxígeno.

De este modo se descubrieron y se analizaron por primera vez los elementos del aire. Por la misma época, el químico sueco Scheele llegó á resultados análogos absorbiendo el oxígeno del aire por medio de sulfuros alcalinos.

79. Propiedades físicas. — El aire es un gas transparente é incoloro en pequeña cantidad; pero visto en grandes masas parece azulado. Un litro de aire privado del anhídrido carbónico y del vapor de agua, pesa 1^{er}, 293 á la temperatura de 0° y bajo la presión de 0^m,76; en consecuencia, el aire es 770 veces más ligero que el agua. El aire seco es mal conductor del calor y de la electricidad.

80. Propiedades químicas. — Las propiedades químicas del aire atmosférico son las mismas que las del oxígeno menos la intensidad. Así, el aire atmosférico mantiene la combustión en nuestros hogares y la respiración de los animales; oxida á la mayor parte de los metales y produce otros muchos fenómenos que iremos estudiando sucesivamente.

80 bis. Aire líquido. — **Historia.** — Cailletet fué quien liquidó por primera vez el aire sirviéndose de su aparato (véase p. 92), pero solamente en estado de rocío visible apenas durante algunos segundos. El profesor Dewar, de Londres, ha conseguido cambiar el aire en verdadero líquido sometiendo un serpentín de acero que contenía este gas comprimido á 150 atmósferas, á la temperatura de -65° de hielo carbónico. En seguida dejaba salir este aire por un pequeño agujero, resultando un enfriamiento suficiente para su licuación parcial. El aparato del Dr. Linde, de Munich, que luego vamos á describir, es el más empleado hoy para la preparación del aire líquido.

Preliminares. — Desde los experimentos del físico inglés Andrews, nadie ignora que para licuar un gas, es preciso someterle á su *temperatura crítica*, generalmente muy baja (véase *Física*, p. 216); porque, si no se ha llegado á ese límite del estado gaseoso absoluto, es imposible la licuación, por fuerte que podamos suponer la compresión ejercida. Respecto del aire, esta temperatura crítica es -141° . Luego se puede tener aire licuado bajo una fuerte presión á esta temperatura. Pero, como la ebullición del aire líquido no se produce, bajo la presión atmosférica, sino á -191° , es preciso bajar aún esa temperatura unos grados, ó sea á -200° , para obtener aire perfectamente líquido, que no hierve bajo la presión barométrica normal.

Aparato de Linde. — Este aparato (*fig. 35 bis*) se compone principalmente de tres tubos de cobre concéntricos CC..., arrollados en forma de serpentín. El aire comprimido á 200 atmósferas en el compresor de alta presión P, recorre de arriba abajo el tubo interior del serpentín, dilatándose á 30 ó 50 atmósferas al atravesar la llave especial *a*. Considerablemente enfriado por esta fuerte expansión de 150 atmósferas lo menos, el aire vuelve á subir por el espacio anular comprendido entre el tubo interior y el tubo intermedio. Entonces enfría por contacto el tubo interior y su contenido. Volviendo luego este aire por el tubo TT' al compresor de alta presión, es comprimido otra vez á 200 atmósferas y regresa al tubo interior del serpentín, en cuya llave *a* sufre otra nueva expansión. El aire comprimido recorre así varias veces el mismo ciclo hasta que á fuerza de enfriamientos sucesivos llega á liquidarse. Entonces se abre la llave *b*, por

la cual cae el aire licuado al recipiente R, mientras que el resto gaseoso sube por el tubo exterior del serpentín enfriando por contacto el tubo intermedio antes de salir afuera por U.

El aire ambiente es aspirado en el primer compresor P' de baja presión, el cual le comprime á 50 atmósferas. De ahí

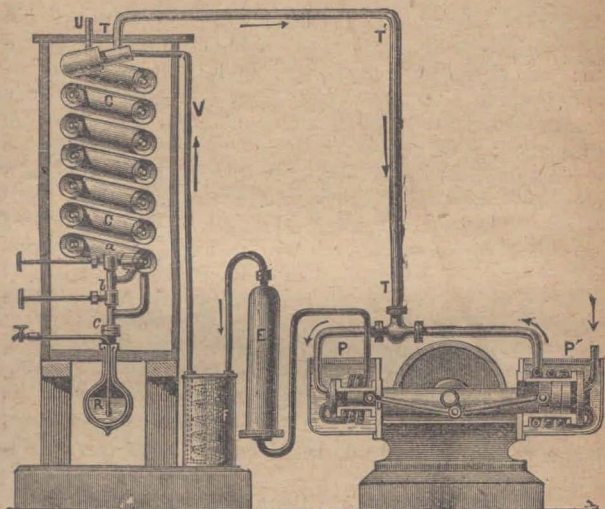


Fig. 35 bis.

pasa, con el aire enfriado que viene á la misma presión del tubo intermedio del serpentín, al compresor de alta presión P, más pequeño, regado de agua fría lo mismo que P' para que no se calienten, en donde es comprimido á 200 atmósferas. Este aire es repelido entonces al *desecante* E que contiene cloruro de calcio, pasando de ahí al *refrigerante* F que contiene una mezcla de hielo machacado y sal marina á -11° , antes de entrar en el estrecho tubo interior donde debe convertirse en líquido.

Recipiente de Arsonval. — Aunque se puede recoger el aire líquido en cualquier vaso de vidrio ó de metal, se emplea con preferencia un recipiente R de vidrio de dos paredes imaginado por M. Arsonval. En el espacio comprendido entre las

dos paredes se hace el vacío casi absoluto por medio del vapor de mercurio, y el aire líquido aislado de este modo se conserva mucho tiempo. En el recipiente que se ve en la *figura 35 bis*, hay una llave *c* por donde se puede extraer la cantidad de aire líquido que se quiera.

Propiedades físicas. — El aire líquido á -200° es muy fluido y algo turbio por los copos de nieve de argón y de gas carbónico; pero si se le filtra en papel de filtro, resulta enteramente limpio y un poquito azulado. Este aire destruye y quema como el fuego. No se puede meter en él el dedo sino un instante; y el recipiente que lo contiene se cubre de una capa de hielo debida á la congelación del vapor de agua atmosférico. Los microbios patógenos son los únicos organismos que resisten á esta temperatura. El mercurio, el alcohol contenidos en tubos delgados de vidrio y sumergidos en el aire líquido se congelan en dos ó tres minutos: el caucho se vuelve duro y quebradizo, y el hierro colado se vuelve tan friable, que se quiebra á un ligero choque.

El vapor de agua atmosférico condensado por el frío forma un vaho espeso blanco encima y alrededor del recipiente. Si se echan algunas gotas de aire líquido en la mesa de experimentos, toman el estado esferoidal y ruedan sobre sí mismas por el fenómeno de la calefacción hasta que se evaporan completamente.

Como el nitrógeno líquido tiene un punto de ebullición (-194°) inferior al del oxígeno líquido (-182°), se evapora más pronto; de suerte que el aire licuado se convierte rápidamente en oxígeno líquido, en la proporción de 75 por 100. Mezclado con polvo de carbón, el aire líquido oxigenado constituye una mezcla explosiva tan poderosa como la dinamita, pero con la ventaja de ser más económica y sobre todo de tiempo limitado, pues el oxígeno se evapora dejando solo el carbón. Con este explosivo que se debe emplear inmediatamente después de preparado, no hay que temer esas detonaciones tardías que obligan al barrenero á ir á ver, después de un tiempo determinado, el petardo que no haya estallado. Tampoco es fácil robar y conservar cartuchos de este explosivo para perpetrar un atentado.

En resumen, las aplicaciones industriales del aire líquido llegarán á ser numerosas. Entre las más importantes ahora, señalaremos: el temple de aceros á muy bajas temperaturas

para aumentar su dureza ; su fuerza expansiva que puede servir para impulsar torpedos y barcos submarinos ; y en fin, la creación de un explosivo industrial económico y sin peligro.

Composición y análisis del aire atmosférico.

81. Composición y análisis del aire atmosférico. — Según los análisis más exactos que se han hecho, el aire atmosférico se compone en volumen :

- de 20,8 de oxígeno,
- de 79,2 de nitrógeno conteniendo 1,25 por 100 de argón,
- de 3 diezmilésimas de anhídrido carbónico, proporción casi constante,
- de una mínima cantidad de vapor de agua, muy variable según las estaciones, la temperatura y la situación geográfica.

1º. Determinación del oxígeno y del nitrógeno. — La determinación de las cantidades relativas de oxígeno y de nitrógeno que entran en la composición del aire atmosférico puede efectuarse por tres métodos principales : el primero consiste en absorber el oxígeno por medio del fósforo ó del ácido pirogálico ; el segundo en hacer detonar en un eudiómetro una mezcla de aire y de hidrógeno en exceso ; el tercero, que es el de Dumas y de Boussingault, consiste en hacer pasar una corriente de aire privada de su vapor de agua y de su gas carbónico por encima de cobre calentado á la temperatura del rojo. Este tercer método más riguroso que los dos precedentes, que sólo dan la composición del aire en volumen, da su composición en peso.

Primer método : 1º análisis por el fósforo en frío. — Se introduce en una probeta graduada y colocada en la cuba de mercurio (*fig. 36*) un volumen de aire que se mide exactamente y después se hace penetrar en esa probeta un pedazo de fósforo atado á un hilo de platino. Como el fósforo absorbe el oxígeno á la temperatura ordinaria, para formar ácido

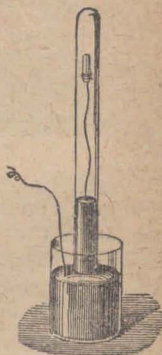


Fig. 36.

fosforoso que se disuelve en la delgada capa de agua que le cubre, se ve que el volumen de aire va disminuyendo poco á poco, subiendo en la probeta el nivel del mercurio. Se necesitan veinticuatro horas próximamente para que la absorción del oxígeno sea completa, lo cual se conoce en que el fósforo no despidе más humo ni resplandores azules en la obscuridad. Entonces se retira el pedazo de fósforo, y se mide el volumen de gas nitrógeno restante, el cual representa próximamente 79 centésimos del volumen de aire introducido en la probeta: luego el fósforo ha absorbido 21 partes de oxígeno.

2º *Análisis del aire por el fósforo en caliente.* — El análisis del aire se efectúa mucho más rápidamente operando del modo que sigue. En una campana encorvada (*fig. 37*), que se introduce en agua y que contiene un volumen de aire conocido, 100 centím. cúb. por



Fig. 37.

ejemplo, se introduce un fragmento de fósforo, que se calienta hasta inflamarlo. Entonces se ve que el agua sube en la campana y, una vez terminada la combustión, cuando la llama pálida del fósforo ha bajado progresivamente hasta el nivel del líquido, donde acaba por apagarse, se puede observar, reco-

giendo el residuo gaseoso en un tubo graduado, que sólo quedan 79 partes de nitrógeno, pues el fósforo absorbió las 21 de oxígeno restantes.

3º *Análisis del aire por el ácido pirogálico y la potasa.* — Una disolución de ácido pirogálico absorbe el oxígeno del aire en presencia de la potasa. Por medio de una pipeta se introducen en un tubo graduado, que se coloca sobre la cuba de mercurio, y donde hay 100 centímetros cúbicos de aire, algunos gramos de licor potásico y después una disolución muy fresca de ácido pirogálico. Se cierra el tubo con el pulgar, se agita fuertemente, y se observa que la disolución de pirogalato de potasa toma rápidamente tonos oscuros. Abriendo

entonces el tubo encima de la cuba de agua, se ve que no quedan en él sino 79 cent. cúb. de nitrógeno próximamente (LIEBIG).

Segundo método : análisis eudiométrico. — Para este método se usa un instrumento llamado *eudiómetro*, en el cual se puede hacer detonar una mezcla gaseosa por medio de la chispa eléctrica. Hay dos especies de eudiómetros : el *de mercurio* y el *de agua*, que ya no se emplea, pues presenta demasiados motivos de error.

El *eudiómetro de mercurio* consiste (fig. 38) en un tubo de cristal B dividido en partes de igual capacidad, y cuyo extre-

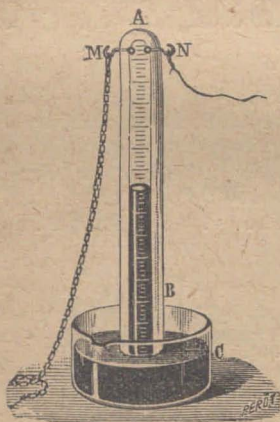


Fig. 38.

mo superior A está atravesado por dos pequeños vástagos de platino MN, que terminan en bolitas del mismo metal. Pónese el vástago M en comunicación con el suelo y N con una botella de Leyden ó un electróforo; de esta manera se hacen saltar entre las dos bolitas una ó más chispas, cuyo paso á través de la mezcla gaseosa determina la explosión.

Para hacer el análisis del aire atmosférico con el eudiómetro de mercurio (*eudiómetro de Bunsen*), se introduce en este instrumento, después de colocarlo en la cuba de mercurio, una mezcla de 100 volúmenes de aire y de 100 volúmenes de

hidrógeno puro. Hecho esto, se acerca al botón N del eudiómetro una botella de Leyden ó el platillo de un electróforo, y se hace pasar de esta manera una chispa á través de la mezcla. La explosión se produce inmediatamente con desprendimiento de resplandor muy vivo; entonces el mercurio sube en el aparato para llenar el vacío que se ha originado.

Si entonces se mide el gas restante en el eudiómetro, no se encuentran ya más que 137 volúmenes en vez de 200; han sido absorbidos 63 volúmenes de la mezcla. Ahora bien,

sábese que el hidrógeno y el oxígeno, al unirse para formar agua, se combinan en la proporción de 2 vol. de hidrógeno y 1 de oxígeno. Por consiguiente, la tercera parte de los 63 vol. de la mezcla que han desaparecido durante la explosión representa la cantidad de oxígeno que existía en los 100 vol. de aire introducidos en el eudiómetro. Luego, el aire sometido al experimento estaba formado en volumen de 21 por 100 de oxígeno y de 79 de nitrógeno.

Si se quisiera obtener este último gas, habría que introducir un exceso de oxígeno, 100 vol. por ejemplo, en los 137 de la mezcla de nitrógeno y de hidrógeno que quedan en el eudiómetro después de la primera explosión y hacer detonar por segunda vez. Ya entonces sólo quedaría en el instrumento una mezcla de nitrógeno y de oxígeno, del cual se aislaría fácilmente el nitrógeno absorbiendo el oxígeno por medio de un pedazo de fósforo.

Tercer método : procedimiento Dumas y Boussingault.— Este método, más riguroso que los precedentes, fué imaginado por Dumas y Boussingault, y permite pesar las cantidades relativas de oxígeno y de nitrógeno contenidas en el aire atmosférico. El aparato se compone : 1°. de un tubo A (fig. 39), que va á tomar el aire fuera del laboratorio ; 2°. de

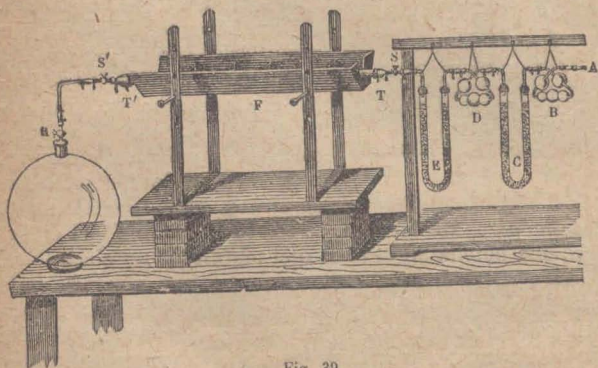


Fig. 39.

un aparato de bolas B de Liebig, que contiene una disolución concentrada de potasa cáustica ; 3°. de un tubo C, de

forma de U y lleno de fragmentos de potasa cáustica ¹; 4º. de un segundo aparato de bolas D, que contiene ácido sulfúrico concentrado; 5º. de un segundo tubo E, de la misma forma que el precedente, lleno de piedra pómez empapada en ácido sulfúrico concentrado; 6º. de un tubo recto TT' de vidrio refractario: este último se encuentra lleno de limaduras de cobre y está colocado encima de un hornillo largo de palastro E, de modo que se le pueda calentar en toda su longitud; además lleva en sus extremos dos llaves S y S', que permiten hacer el vacío en él; 7º. de un globo ó matraz de vidrio V, de 10 á 13 litros de capacidad, y cuyo cuello está provisto de una llave R. Dispuesto de este modo el aparato, se hace el vacío más completo posible en el tubo TT', y se le pesa con los cuidados necesarios. Después se hace el vacío en el matraz ó globo V, que también se pesa.

Entonces se ajusta el aparato en el orden que hemos descrito, y se calienta hasta el rojo el tubo TT'; después se abren sucesivamente las llaves S, S' del tubo y la R del matraz. El aire, que penetra por el tubo aspirador A, atraviesa primero el aparato de bolas B y el tubo C, donde pierde su gas carbónico, después pasa al segundo aparato de bolas D y al tubo E, y allí abandona al ácido sulfúrico la totalidad de su vapor de agua. Libre ya de su gas carbónico y de su vapor de agua, llega el aire al tubo TT', que contiene el cobre eurojecido; su oxígeno se combina con el metal y en el globo penetra nitrógeno mezclado con argón.

Cuando termina la operación, lo cual se advierte en que ya no pasan burbujas de aire por los aparatos de bolas, se cierran exactamente las llaves S, S' del tubo y la R del matraz y se desmonta el aparato; así que estos objetos están frios se les pesa separadamente. El aumento experimentado por el tubo expresa evidentemente el peso del oxígeno que se ha combinado con el cobre; la diferencia entre el peso del globo vacío y lleno ahora de nitrógeno indicará también el peso de este gas. Por medio de este análisis, que Dumas y Boussingault llevaron á cabo con todas las precauciones posibles, se probó que 100 partes de aire contienen:

Oxígeno,	23 en peso;	20,8 en volumen.
Nitrógeno,	77 —	79,2 —

1. En el aparato verdadero hay cuatro tubos C de fragmentos de potasa y dos tubos E de piedra pómez empapada en ácido sulfúrico concentrado.

El aire atmosférico recogido en distintos países del globo y á diferentes alturas, desde cero á 3 000 metros sobre el nivel del mar, y analizado por este método, ha presentado siempre la misma composición, con aproximaciones de un milésimo. Sin embargo, parece que el de la superficie de los mares tiene un poco menos de oxígeno que el de los continentes, lo que no tendría nada de extraño, toda vez que el oxígeno debe ser absorbido sin cesar por el agua para mantener la respiración de los peces y demás animales que pueblan los océanos.

Procedimiento de Boussingault para determinar simultáneamente el anhídrido carbónico y el vapor de agua. — Exponiendo al aire agua de cal durante cierto tiempo, se ve que su superficie se cubre de una telilla sólida de carbonato de calcio. Exponiendo igualmente al aire un vaso lleno de una mezcla refrigerante, se observa que sus paredes se cubren en seguida de vapor que se va condensando hasta formar una ligera capa de hielo. Estas dos experiencias bastan para demostrar que el aire atmosférico contiene gas carbónico y vapor de agua.

Boussingault imaginó un aparato muy sencillo con el cual se determinan al mismo tiempo las proporciones de anhídrido carbónico y de vapor de agua que contiene el aire.

Este aparato se compone (*fig. 40*) de una serie de tubos encorvados A, B, C, D, E, F, que comunican con un gran vaso aspirador V por medio de un tubo acodillado, cuya rama vertical GH penetra hasta su parte inferior. Este vaso, que realiza de esta manera las condiciones del *de Mariotte*¹, es de palastro galvanizado, de 50 á 100 litros de capacidad. Termina por su parte inferior en un gollete provisto de una llave *r*; otra llave *s* permite establecer ó interrumpir á voluntad la comunicación con los tubos encorvados. Este vaso contiene además un termómetro *t*, cuyo depósito penetra en su parte interior.

Para hacer el experimento se llena de agua el vaso V, cuya cabida se conoce con exactitud. Los tubos A, B, E, F están llenos de piedra pómez groseramente machacada y que se empapa en ácido sulfúrico concentrado; los tubos CD están llenos de fragmentos de la misma sustancia remojados en una solución concentrada de potasa cáustica. Los dos

1. Véase la *Física*, cap. XI

tubos A y B se pesan juntos; lo mismo se hace con los C, D y E. En cuanto al tubo F, no hay necesidad de pesarlo, pues no tiene más objeto que evitar la llegada al tubo E del vapor de agua que se desprende del vaso V.

Dispuestas las cosas de este modo, se abren las llaves *r* y *s*: el agua del vaso *V* sale con velocidad constante y el aire exterior que se desea analizar penetra en el aparato. Este aire, antes de penetrar en el vaso *V*, para reemplazar el agua vertida, atraviesa los tubos *A*, *B*, *C*, *D*, *E*, *F*. En los dos primeros, *A* y *B*, que contienen ácido sulfúrico, pierde su hume-

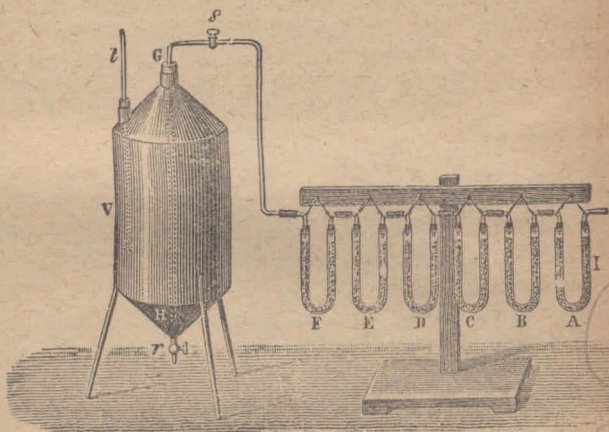


Fig. 40.

dad; en los C y D, donde hay potasa cáustica, abandona su gas carbónico. El tubo E, que contiene ácido sulfúrico, tiene por objeto retener la pequeña cantidad de vapor de agua que la solución de potasa cáustica de los dos tubos precedentes puede comunicar al aire.

Quando el vaso aspirador V se encuentra enteramente vacío, se quitan los tubos encorvados y se pesan de nuevo juntos los tubos A y B y los C, D y E. El aumento de peso que estos dos sistemas de tubos han tenido durante el experimento indica, respecto de A y B, la cantidad de vapor de agua y para los C, D y E la de anhídrido carbónico existente en el volumen de aire que ha pasado por el aparato.

Este análisis, repetido gran número de veces, ha demostrado, según ya se ha dicho: 1º. que el aire contiene cantidades muy variables de vapor de agua, cuyo volumen puede calcularse próximamente en unos 10 á 15 milésimos; 2º. que la proporción de gas carbónico en volumen se encuentra siempre comprendida entre 2 y 4 diez milésimos.

Observación. — La composición constante del aire atmosférico en todos los puntos del globo depende de la disolución permanente del gas carbónico que proviene de las combustiones y de la respiración de los animales, del vapor de agua atmosférico y de su desprendimiento por las lluvias. Los vegetales verdes descomponen también este gas, del cual se asimilan el carbono y desprenden el oxígeno.

82. Otros gases y sustancias que contiene el aire. Aire encerrado. — Aparte del argón (véase p. 94), del metargón, del neón, del criptón y del helio, hay en el aire atmosférico: rastros de hidrógeno sulfurado y carbonado; de carbonato y de nitrato de amoníaco en disolución en los nublados que arrastran consigo las lluvias para fecundizar la tierra, y de sustancias minerales y orgánicas. Estas últimas se componen de esporas, de microbios y de bacterias que producen cuando caen en un medio propio para su desarrollo, los mohos, las fermentaciones, las putrefacciones y ciertas enfermedades contagiosas.

Aire encerrado. — Si no se renueva bastante y frecuentemente el aire en una pieza habitada, no tarda en alterarse y en volverse impropio para la vida y para la combustión. Esta alteración proviene del exceso de gas carbónico procedente de la respiración, así como de las emanaciones pulmonares y cutáneas que dan su mal olor á los sitios poco ventilados.

83. El aire es una mezcla. — El aire atmosférico es una mezcla y no una combinación, como se ve por las pruebas siguientes:

1º El oxígeno y el nitrógeno con argón están mezclados en la proporción de $\frac{21}{79}$ que no es una proporción simple, y la mezcla existe sin contracción á pesar de ser desiguales los volúmenes; hechos que son contrarios á las leyes de Gay-Lussac sobre los volúmenes de las combinaciones gaseosas (véase p. 29).

2º La mezcla de oxígeno y de nitrógeno en las proporciones del aire atmosférico no produce ningún desprendimiento ni ninguna absorción de calor.

3º El aire disuelto en el agua contiene 33 por 100 de oxígeno en lugar de 21, toda vez que el coeficiente de solubilidad del oxígeno es mayor que el del nitrógeno.

84. Usos del aire atmosférico. — El aire sirve para mantener la respiración de los animales y de los vegetales, y es el agente principal de las combustiones vivas y lentas.

Resumen

I. El *nitrógeno* ó *ázo*, que de ambos modos se le llama, es un gas incoloro, inodoro é insípido. Su densidad es 0,971; es muy poco soluble en el agua. Licuado por primera vez por Cailletet el nitrógeno hierve á -194° y se solidifica en copos de nieve á -205° . Temperatura crítica : -146° .

II. Este gas es impropio para la combustión y la respiración de los animales; apaga inmediatamente una bujía encendida. Se le distingue del gas carbónico, que posee la misma propiedad, en que no enturbia el agua de cal ni enrojece la tintura de tornasol.

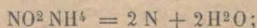
III. El *argón* descubierto en 1894 por lord Raleigh y M. Ramsay está mezclado con el aire en la proporción de 1 por 100, y con el nitrógeno atmosférico en la proporción de 1,25 por 100. Es un gas incoloro, inodoro, insípido, sin actividad química, y su densidad es 1,4. En copos de nieve en el aire líquido á -200° , se funde á -190° y hierve á -187° . Temperatura crítica -121° .

IV. Bajo la influencia de una serie de chispas eléctricas, el nitrógeno se combina : con el hidrógeno para formar amoniaco NH_3 ; con el oxígeno seco para producir vapores rutilantes de

peróxido de nitrógeno NO^2 ; con el oxígeno húmedo para dar ácido nítrico NO^3H .

V. El nitrógeno abunda mucho en la naturaleza; existe en el aire atmosférico, en el amoníaco, en el ácido nítrico. Entra también en la composición de casi todas las materias animales y de gran número de sustancias vegetales.

VI. Se prepara el nitrógeno por dos métodos diferentes :
 1^{er} *método*, absorbiendo el oxígeno del aire para conservar el nitrógeno mezclado de argón, sea por la combustión del fósforo bajo una campana llena de aire, sea absorbiendo el oxígeno de una corriente de aire que se hace pasar por limaduras de cobre enrojecidas; 2^o *método*, desprendiendo el nitrógeno puro de un cuerpo en que entra en combinación. Por descomposición en caliente del nitrito de amonio.



Por la acción del cloro sobre el amoníaco.



VII. El *aire atmosférico* es un gas inodoro, incoloro é insípido. Sus propiedades químicas son las mismas que las del oxígeno, menos la intensidad.

VIII. Licuado en el aparato del Dr Linde á -200° , es un líquido incoloro, muy variable, algo enturbado por copos de nieve de anhídrido carbónico y de argón. Bajo la presión atmosférica hierve á -192° ; su temperatura crítica es -141° . Se le recoge al salir del aparato en recipientes de vidrio de dos paredes, entre las cuales hay un vacío, de M. Arsonval, donde se le puede conservar mucho tiempo.

IX. El *aire atmosférico* se compone en volumen :

De 20,8 de oxígeno,

De 79,2 de nitrógeno mezclado con *argón*,

De 3 diezmilésimos de anhídrido carbónico,

De 10 á 15 milésimas de vapor de agua (muy variable).

Contiene, además, rastros de hidrógeno sulfurado y de amoníaco, así como muchas materias minerales y orgánicas, éstas últimas compuestas sobre todo de esporos y de microbios, agentes de las fermentaciones y de ciertas enfermedades contagiosas.

X. Los métodos empleados para determinar las cantidades relativas de oxígeno y de nitrógeno que entran en la composición del aire atmosférico son tres :

El primero consiste en absorber el oxígeno por medio del fósforo en frío ó en caliente, ó bien por el ácido pirogálico en presencia de una disolución de potasa (procedimiento de Liebig);

El segundo consiste en hacer detonar en un eudiómetro una mezcla de aire y de hidrógeno en exceso;

El tercero consiste en hacer pasar una corriente de aire exento de su vapor de agua y de su gas carbónico por limaduras de cobre enrojecidas (procedimiento de Dumas y Boussingault).

XI. Se demuestra la presencia del anhídrido carbónico en el aire por medio de agua de cal. Para medir la cantidad de este anhídrido se hace pasar un volumen determinado de aire seco por un sistema de tubos en forma de U llenos de piedra pómez empapada en una solución de potasa cáustica.

XII. Para probar la presencia del vapor de agua en la atmósfera, se expone al aire un vaso lleno de una mezcla refrigerante. Se mide la cantidad de este vapor haciendo pasar un volumen determinado de aire por un largo tubo encorvado en forma de U y lleno de piedra pómez empapada en ácido sulfúrico concentrado.

XIII. El aparato de Boussingault sirve para determinar al mismo tiempo las proporciones de anhídrido carbónico y de vapor de agua que el aire contiene.

XIV. El aire atmosférico no es una combinación, es una simple mezcla de los elementos que le componen.

CAPÍTULO VIII

Óxidos de nitrógeno. — Acido nítrico. — Amoniaco.

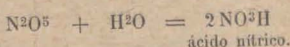
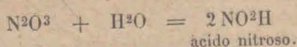
Óxidos de nitrógeno.

85. Combinaciones del nitrógeno con el oxígeno. — El nitrógeno forma seis compuestos al combinarse con el oxígeno :

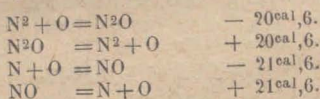
Protóxido de nitrógeno, N^2O
Bióxido de nitrógeno, NO
Anhídrido nítrico, N^2O^3

Peróxido de nitrógeno, NO^2
Anhídrido nítrico, N^2O^5
Anhídrido pernitrítico, NO^3

En contacto del aire, los anhídridos nitroso y nítrico se convierten en ácidos nitroso y nítrico¹:



Observación. — Los compuestos oxigenados anhídros del nitrógeno se descomponen todos, en ciertas condiciones, con explosión y desprendimiento de calor. Estos cuerpos explosivos son, pues, el resultado de combinaciones endotérmicas (véase § 33) y el calor que absorben para formarse es rigurosamente igual al que emiten cuando se descomponen:



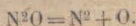
Protóxidos de nitrógeno ú óxido nitroso.

Peso molecular (2 vol.) $\text{N}^2\text{O} = 44$.

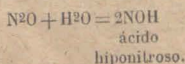
86. Historia. — El *protóxido de nitrógeno ú óxido nitroso* fué descubierto en 1772 por Priestley. También se le llama *gas hilarante*, con motivo de sus propiedades fisiológicas.

87. Propiedades físicas. — El *protóxido de nitrógeno* es un gas incoloro, inodoro, de sabor ligeramente azucarado y que tiene como densidad 1,527. Se le reduce fácilmente á un líquido incoloro y poco estable, á 0° y bajo la presión de 30 atmósferas. Este cuerpo hierve, cuando se encuentra en estado líquido, á — 88° y se solidifica en copos nevados á — 110° próximamente. El agua á la temperatura de 5° puede disolver su volumen de *protóxido de nitrógeno* poco más ó menos.

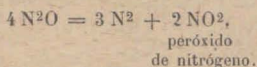
88. Propiedades químicas. — Haciendo pasar *protóxido de nitrógeno* por un tubo enrojecido, se descompone en *nitrógeno* y *oxígeno*:



1. El ácido *hiponitroso* puede ser referido al *protóxido*:



Bajo la acción de una serie de chispas eléctricas, se divide también en dichos cuerpos; pero la acción consecutiva del oxígeno sobre el nitrógeno produce peróxido de nitrógeno.



Berthelot ha obtenido la descomposición explosiva del óxido nitroso en nitrógeno y oxígeno bajo la influencia de una compresión violenta y brusca.

La mayor parte de los metaloides y de los metales lo descomponen igualmente, apoderándose de su oxígeno y dejando al nitrógeno en libertad.

El protóxido de nitrógeno forma con un volumen de hidrógeno igual al suyo una mezcla que detona cuando se acerca á ella una cerilla encendida, produciendo vapor de agua y nitrógeno. El óxido nitroso puede, lo mismo que el oxígeno, mantener la combustión; el carbón, el azufre y el fósforo arden en él con gran energía. Una pajuela ó cerilla que todavía presente algunos puntos en ignición se vuelve á encender instantáneamente al introducirla en este gas. Este último carácter podría hacer que se le confundiera con el oxígeno; pero es fácil distinguir estos dos gases echando algunas burbujas de uno ó de otro en una probeta llena de bióxido de nitrógeno: con el oxígeno toma inmediatamente el bióxido de nitrógeno tonos anaranjados, mientras que con el protóxido de nitrógeno sigue el bióxido siendo incoloro. Además el protóxido de nitrógeno es mucho más soluble en el agua que el oxígeno.

El protóxido de nitrógeno es impropio para la respiración. Pretenden algunos que produce en el hombre una especie de embriaguez agradable, por lo cual se le ha dado el nombre de *gas hilarante*.

89. Composición.—Para hacer el análisis del protóxido de nitrógeno, se hace arder un pedazo de potasio ó de sulfuro de bario en una campana



Fig. 41.

curva colocada en la cuba de mercurio y que contiene determinado volumen del gas (fig. 41). El potasio ó el sulfuro de

bario se apodera del oxígeno del protóxido y pone al nitrógeno en libertad. Cuando la combustión termina y una vez frío el aparato, se observa que el volumen del gas no ha cambiado : el protóxido de nitrógeno *contiene por tanto un volumen de nitrógeno igual al suyo*. Ahora bien,

Si de la densidad del protóxido de nitrógeno	1,527
Restamos la densidad del nitrógeno.....	0,971
Se obtiene el número.....	0,556

que equivale con corta diferencia á la mitad de la densidad del oxígeno. *De modo que un volumen de protóxido de nitrógeno contiene un volumen de nitrógeno y medio de oxígeno*. Luego, de la combinación de dos volúmenes de nitrógeno con uno de oxígeno condensados en dos volúmenes, resultan dos volúmenes de protóxido de nitrógeno; de donde la fórmula atómica N^2O .

90. Preparación del protóxido de nitrógeno. — El protóxido de nitrógeno no existe en la naturaleza. Prepárasele cal-

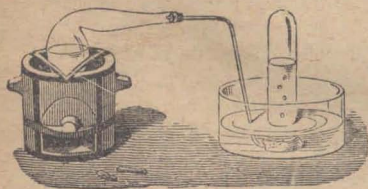
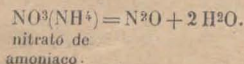


Fig. 42.

entando nitrato de amoníaco en una pequeña retorta de vidrio provista de un tubo encorvado (*fig. 42*). El nitrato de amoníaco se funde, entra después en ebullición y abandona gran cantidad de gas, que se recoge sobre el agua ó el mercurio. Al mismo

tiempo se ve que se condensa agua en las paredes de la retorta. La temperatura debe ser inferior á 250° para evitar una explosión.

Teoría. — El nitrato de amoníaco, cuya fórmula es $NO^3(NH^4)$, se desdobla exactamente en protóxido de nitrógeno y en agua, según indica la ecuación siguiente :



91. Usos. — El protóxido de nitrógeno se emplea algunas veces, á semejanza del cloroformo, como agente anestésico en operaciones de poca importancia y sobre todo en la cirugía dental.

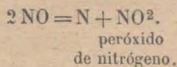
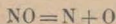
Bióxido de nitrógeno ú óxido nítrico. Nitrosilo.

(Peso molecular (2 vol.) $\text{NO} = 30$.)

92. Historia. — El *bióxido de nitrógeno* fué descubierto por Hales y estudiado por Priestley, Davy y Gay-Lussac.

93. Propiedades físicas. — El bióxido de nitrógeno es un gas incoloro, muy poco soluble en el agua, que sólo disuelve de ese cuerpo un vigésimo próximamente de su volumen. Su densidad es 1,039. Se le ha podido liquidar en el aparato Cailletet á -11° y bajo la presión de 104 atmósferas. Á la presión atmosférica ordinaria hierve con -154° y se solidifica hacia -170° en forma de copos nevados.

94. Propiedades químicas. — El calor descompone el bióxido de nitrógeno en nitrógeno y oxígeno, pero este último cuerpo, en presencia de bióxido en exceso, emite vapores rojos de peróxido de nitrógeno :

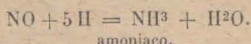


El óxido nítrico es descompuesto por casi todos los cuerpos que ejercen acción sobre el protóxido, y Berthelot ha obtenido su descomposición explosiva, haciendo detonar en cierto volumen de este gas una cápsula de fulminato de mercurio.

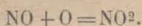
Este gas es impropio para la combustión; sólo algunos cuerpos muy ávidos de oxígeno, como el carbón, el fósforo, el potasio, pueden arder en él, lo cual prueba que el oxígeno y el nitrógeno están combinados con mayor fuerza en el bióxido que en el protóxido.

El hidrógeno no constituye con el bióxido de nitrógeno una mezcla detonante. Sin embargo, en presencia del musgo

de platino ligeramente calentado, se combinan estos dos gases para formar agua y amoniaco :



Pero la propiedad química más notable de cuantas posee el bióxido de nitrógeno es la que presenta cuando se le pone en contacto con el aire atmosférico ó con el oxígeno : en seguida se le ve ponerse *rutilante*, esto es, tomar tonos amarillos anaranjados. Entonces absorbe un átomo de oxígeno y se convierte todo él en peróxido de nitrógeno ó ácido hiponítrico :



Esta propiedad del bióxido de nitrógeno permite distinguirlo inmediatamente de todos los demás gases.

No se puede respirar el bióxido de nitrógeno por causa de su transformación inmediata en peróxido de nitrógeno al encontrarse en contacto con el aire.

95. Composición. — El análisis del bióxido de nitrógeno se efectúa de la misma manera que el del protóxido, esto es, haciendo arder un fragmento de potasio en un volumen determinado de este gas. Después de la operación se observa que el volumen del gas se ha reducido una mitad, y que este residuo es nitrógeno puro. Luego, un volumen de bióxido de nitrógeno *contiene medio volumen de nitrógeno*. Ahora bien,

Si de la densidad del bióxido de nitrógeno.....	1,039
Se resta la semi-densidad del nitrógeno.....	0,486
Se obtiene el número	0,553

que representa la semi-densidad del oxígeno. Luego, *un volumen de bióxido de nitrógeno contiene medio volumen de nitrógeno y medio de oxígeno.*

Por tanto, un volumen de oxígeno y otro de nitrógeno se combinan, sin condensación, para formar dos volúmenes de bióxido de nitrógeno ; de donde la fórmula atómica NO para representar este gas.

96. Preparación del bióxido de nitrógeno : 1°. *por reducción del ácido nítrico mediante el cobre.* — El bióxido de

nitrógeno no existe en la naturaleza. Prepárasele haciendo actuar á la temperatura ordinaria ácido nítrico dilatado sobre limaduras de cobre. El aparato que se usa (*fig. 43*) es

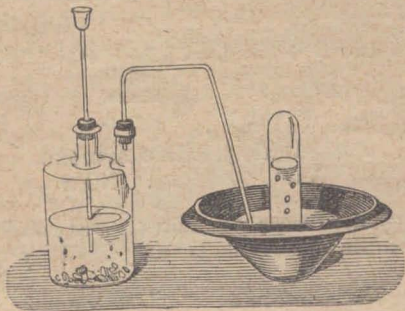
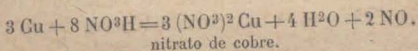


Fig. 43.

el mismo que ya hemos descrito para la preparación del hidrógeno. El gas puede recogerse en la cuba de mercurio ó en la de agua.

Teoría. — Una parte del ácido nítrico, cuya fórmula es NO^3H , se descompone en bióxido de nitrógeno, que se desprende, y en oxígeno, que ataca al cobre. La otra parte de ácido nítrico se combina con el hidrato de óxido de cobre á medida que este se forma; de manera que después de la operación queda en el frasco nitrato de cobre, disuelto en agua, á la cual da coloración azul :



Observación. — Al empezar la operación, el aire contenido en el frasco toma color anaranjado, que desaparece al cabo de algún tiempo. Este fenómeno se debe á la transformación en peróxido de nitrógeno de las primeras burbujas de bióxido de nitrógeno por el oxígeno del aire.

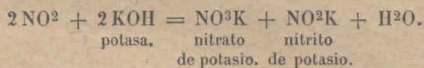
2º. *Por reducción del ácido nítrico mediante el sulfato de hierro (procedimiento de Berthelot).* — Se calienta en un matraz de vidrio una mezcla de sulfato ferroso y de ácido sul-

por Raimundo Lulio, en 1225. Débese el conocimiento exacto de su naturaleza y propiedades á los trabajos de Dulong y de Gay—Lussac.

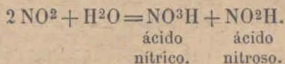
100. Propiedades físicas — El peróxido de nitrógeno es un líquido amarillento y muy cáustico. Cristaliza á -9° en prismas transparentes é incoloros y entra en ebullición á $+ 22^{\circ}$. Á la temperatura ordinaria difunde por el aire vapores rutilantes, de olor fuerte y característico, cuya densidad es 1,60.

101. Propiedades químicas. — De todos los compuestos del nitrógeno y del oxígeno, el peróxido de nitrógeno es el que resiste mejor á la acción del calor. Mancha el cutis de amarillo y lo desorganiza.

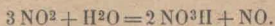
El peróxido de nitrógeno no se combina directamente con las bases; pero en presencia de éstas, por ejemplo con la potasa, se descompone y da origen á una mezcla de nitrato y de nitrito :



El carácter principal del peróxido de nitrógeno es descomponerse en ácido nitroso y en ácido nítrico desde que se le pone en contacto con pequeña cantidad de agua helada :



Pero el ácido nitroso que forma una capa azulada en el fondo del líquido, es poco estable y, si la temperatura pasa de 10° , se desprende bióxido de nitrógeno :



El peróxido de nitrógeno no es un ácido, y si su disolución enrojece el papel azul de tornasol, es porque siempre contiene algún ácido nítrico.

102. Composición. — Se determina la composición del peróxido de nitrógeno haciendo pasar su vapor en contacto de cobre elevado á la temperatura roja en un tubo de porcelana.

Fórmase óxido de cobre, que se puede pesar, y se desprende nitrógeno, cuyo volumen se mide fácilmente. De esta manera se ve que 1 volumen de peróxido de nitrógeno contiene medio de nitrógeno y 1 de oxígeno. Luego, un volumen de nitrógeno y dos de oxígeno se condensan en dos de peróxido de nitrógeno; de donde su fórmula atómica NO^2 .

103. Preparación del peróxido de nitrógeno. — El peróxido de nitrógeno no existe en la naturaleza. Se le prepara calentando fuertemente nitrato de plomo en una retorta de vidrio grueso. Esta sal se descompone en óxido de plomo, que permanece en la retorta, en peróxido de nitrógeno, que se

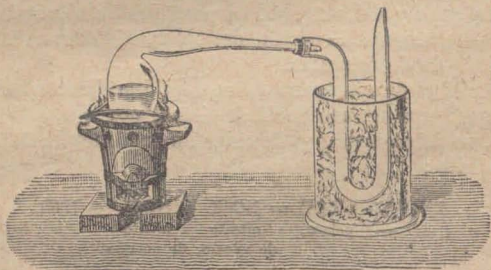
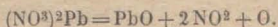


Fig. 44.

recoge en un tubo de forma de U metido en hielo (fig. 44), y en oxígeno, que sale por la punta afilada del tubo:



Anhidrido nítrico.

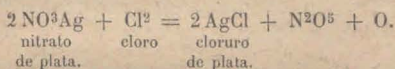
Sinónimo: *Ácido nítrico anhidro*.

Peso molecular (2 vol.) $\text{N}^2\text{O}^5 = 108$.

104. Propiedades físicas y químicas. — El *anhidrido nítrico*, llamado hasta hace poco *ácido nítrico anhidro*, fué descubierto en 1850 por H. Sainte-Claire Deville. Es sólido, cristaliza en prismas romboidales incoloros, se funde á 30 grados y hierve á 47. A una temperatura algo más elevada, se descompone en peróxido de nitrógeno y en oxígeno. Poniéndolo en contacto del agua, se calienta y produce ácido nítrico hidratado.

Observación. — El anhídrido nítrico no tiene la propiedad esencial de los ácidos, esto es, la *facultad de combinarse directamente con las bases para formar sales*, sino con la condición de ser transformado previamente en ácido nítrico mediante su unión con el agua ($N^2O^5 + H^2O = 2 NO^3H$). Más adelante veremos que con el anhídrido sulfúrico ocurre lo mismo.

105. Preparación. — Se obtiene anhídrido nítrico descomponiendo, por una corriente de cloro seco, el nitrato de plata calentado hasta la temperatura de 50 á 60 grados en un tubo en forma de U. El cloro se apodera de la plata para constituir cloruro de plata; el anhídrido nítrico cristaliza en las paredes del aparato, y el oxígeno del óxido de plata se desprende al exterior :



Observación. — Es posible obtener el anhídrido nítrico con mayor facilidad siguiendo el método de Berthelot, que consiste en deshidratar, dentro de un vaso sumergido en una mezcla frigorífica, ácido nítrico fumante por medio del anhídrido fosfórico. Como la mezcla tiene consistencia gelatinosa, se la introduce rápidamente en una retorta y se la destila á baja temperatura. El anhídrido nítrico va entonces á cristalizar en frascos perfectamente secos.

106. Composición del anhídrido nítrico. — Experimentos de Cavendish y de Gay-Lussac. Mucho antes de que H. Sainte-Claire Deville aislara el anhídrido nítrico, ya en 1784 determinó Cavendish su composición obteniendo la síntesis del ácido nítrico. Al efecto hizo pasar una serie de chispas eléctricas por una mezcla de 2 volúmenes de nitrógeno y de 7 de oxígeno, en presencia de una disolución de potasa. Después del experimento no quedaban sino 2 vol. de oxígeno, habiéndose formado nitrato de potasio. De modo que 2 vol. de nitrógeno absorbieron 5 de oxígeno para producir anhídrido nítrico, por lo cual su fórmula atómica es N^2O^5 .

Gay-Lussac llegó en 1816 al mismo resultado, combinando en una probeta, sobre la cuba de agua, 4 vol. de bióxido de nitrógeno y 5 de oxígeno. Después del experimento no que-

daban sino 2 vol. de oxígeno. Como 4 vol. de bióxido de nitrógeno representan 2 vol. de nitrógeno y 2 de oxígeno, resulta que la fórmula atómica del anhídrido nítrico es efectivamente N^2O^5 .

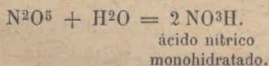
Ácido nítrico.

Peso molecular $NO^3H = 63$.

107. Historia.— El *ácido nítrico* fué descubierto en 1225 por Raimundo Lulio. El célebre alquimista obtuvo ese importante cuerpo al destilar una mezcla de arcilla y de nitro (nitrato de potasio). Scheele lo distinguió por primera vez del peróxido de nitrógeno, con el cual se le había confundido siempre.

Pero su naturaleza y composición no fueron determinadas con exactitud hasta 1784 gracias á los experimentos de Cavendish. Se le han dado los nombres de *espíritu de nitro*, *agua fuerte* y *ácido nítrico*.

108. Propiedades físicas.— El *ácido nítrico hidratado*, que resulta de la combinación del anhídrido nítrico con el agua, contiene siempre por lo menos una molécula de ésta:



Es un líquido incoloro cuando está puro; en el comercio tiene sin embargo casi siempre aspecto amarillo, que debe á cierta cantidad de peróxido de nitrógeno disuelto en él. Este líquido difunde por el aire abundante humareda blanca por lo cual se le denomina *ácido nítrico fumante*; hierve á 86° y se solidifica á -50° . Su densidad es 1,52.

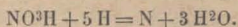
La mayor parte de las veces el ácido nítrico del comercio contiene 4 moléculas de agua ($N^2O^5 + 4H^2O$)¹. Este último constituye el ácido nítrico ordinario ó *cuadrihidratado*. Es un líquido incoloro, que no emite en el aire sino vapores muy ligeros, de sabor ardiente, de olor vivo característico. Hierve á 123° y se congela á -50° . Su densidad es 1,422.

109. Propiedades químicas.— El ácido nítrico es uno de los ácidos más enérgicos; enrojece fuertemente la tintura

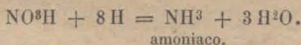
1. En las ecuaciones químicas no se usa más que la fórmula NO^3H .

azul de tornasol y mancha de amarillo la piel, así como la mayor parte de las materias orgánicas, que hasta puede destruir enteramente cuando su acción se prolonga. El calor lo descompone en peróxido de nitrógeno y en oxígeno, sea cual fuere su grado de hidratación; la luz produce análogo efecto si es monohidratado, pero no tiene acción ninguna sobre el cuadrihidratado.

Acción de los metaloides. — Bajo la influencia del calor rojo, el hidrógeno descompone al ácido nítrico; de ahí resultan agua y nitrógeno:



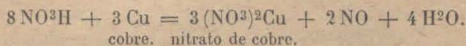
Haciendo pasar una mezcla de hidrógeno libre y de vapores de ácido nítrico por un tubo ligeramente calentado y que contenga un poco de musgo de platino, el hidrógeno se une al mismo tiempo con el oxígeno y el nitrógeno, resultando de ahí agua y amoníaco:



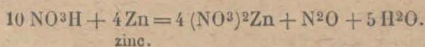
El carbón y el fósforo descomponen en frío el ácido nítrico, apoderándose de parte de su oxígeno, para formar ácido carbónico ó fosfórico con desprendimiento de bióxido de nitrógeno. La reacción es sumamente viva, sobre todo con el fósforo y podría originar, si no se tiene mucho cuidado, una explosión peligrosa.

Acción de los metales. — La mayor parte de los metales descomponen en frío el ácido nítrico del comercio *dilatado en su volumen de agua*:

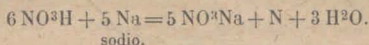
1º. El cobre, la plata, el mercurio, etc., puestos en presencia de este ácido, se transforman en nitratos y dejan desprenderse bióxido de nitrógeno:



2º. Los metales más oxidables, tales como el hierro, el zinc, etc., suministran con el mismo ácido dilatado en agua un nitrato y protóxido de nitrógeno:



3º. Si el metal es más oxidable todavía, como el sodio ó el potasio, lo que se desprende es nitrógeno:

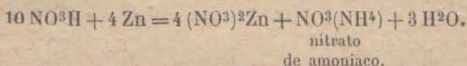


Como todos los nitratos son solubles, puede decirse que el ácido nítrico *disuelve* á la mayor parte de los metales. Carece de acción sobre el oro, el platino, el rodio y algunos metales más, muy difícilmente oxidables.

Esta acción del ácido nítrico sobre los metales exige siempre la presencia de cierta cantidad de agua, lo cual depende de que los nitratos son poco solubles en el ácido concentrado. Así, en el ácido nítrico monohidratado permanecen intactos clavos de hierro, mientras que se disuelven rápidamente y con efervescencia en el ácido nítrico ordinario. Lo más singular es que estos mismos clavos, después de permanecer algún tiempo en contacto con el ácido monohidratado, ya no son atacados aisladamente por el cuadrihidratado: entonces se dice que el hierro se ha vuelto *pasivo*; pero se pone otra vez activo así que se le toca con una varilla de cobre.

Si el ácido nítrico es *muy dilatado en agua*, su acción sobre los metales cambia de forma.

El cobre, la plata y el mercurio dejan de ser atacados; pero con el zinc ó el hierro se producen un nitrato metálico y nitrato de amoniaco sin desprendimiento de gas:



Acción de los ácidos. — Los ácidos sulfuroso, arsenioso, fosforoso, etc., descomponen el ácido nítrico robándole parte de su oxígeno para transformarse en ácidos sulfúrico, arsénico, fosfórico, etc. Más adelante examinaremos la acción de estos hidrácidos, y en particular la del ácido clorhídrico, cuando hablemos del agua regia (véase § 148).

Acción sobre las materias orgánicas. — El ácido nítrico destruye la mayor parte de las materias orgánicas; quema y corroe la piel, hace manchas rojas en las telas y quita su color al añil. Forma con la glicerina un explosivo muy peli-

groso, la nitroglicerina, que es la parte activa de la dinamita. También transforma el algodón (celulosa) en algodón-pólvora ó piroxilina.

110. Composición del ácido nítrico. — Se la determina por la síntesis y el análisis sucesivos del nitrato de plata. Hagamos disolver un peso p de plata en el ácido nítrico en exceso, y después de evaporación completa obtendremos un peso P de nitrato de plata. Calentando este nitrato de plata en un tubo de vidrio que contenga limaduras de cobre para retener el oxígeno absorbiéndolo, tendremos un desprendimiento de nitrógeno de un peso p' , que estará representado por la pérdida de peso que ha sufrido la mezcla de cobre y de nitrato de plata después de haberlos calentado bien. El peso del oxígeno que entra en la formación del ácido será pues igual á $P - (p + p')$.

Ahora bien, si tomamos 108 gr. de plata, tendremos 170 de nitrato, y la descomposición de éste producirá 14 gramos de nitrógeno. Como los pesos 108 y 14 representan los pesos atómicos de la plata y del nitrógeno, tenemos para el peso del oxígeno $P - (p + p') = 48$, número que representa tres veces el peso atómico del oxígeno; la fórmula del nitrato de plata será pues NO^3Ag .

Para tener la fórmula del ácido nítrico propiamente dicho, basta sustituir un átomo de hidrógeno en vez del de plata y resulta NO^3H .

111. Estado natural. — El ácido nítrico se forma algunas veces en la atmósfera cuando hay tempestad: entonces procede de la combinación directa del nitrógeno y del oxígeno transformado en ozono bajo la influencia de la electricidad. Es posible reproducir artificialmente este fenómeno, tratando por una serie de chispas eléctricas una mezcla de oxígeno y de nitrógeno sobre la cuba de agua; así se obtiene pequeña cantidad de anhídrido nítrico, que se disuelve inmediatamente en el líquido. En la naturaleza abunda el ácido nítrico combinado con la potasa, la sosa, la cal y la magnesia. Ya hemos visto (§ 82) que la atmósfera contiene frecuentemente ácido nítrico libre ó combinado con el amoníaco.

112. Preparación del ácido nítrico. — En los laboratorios

se prepara el ácido nítrico descomponiendo el nitrato de potasa por medio del ácido sulfúrico.

El aparato usado al efecto se compone (*fig. 45*) de una

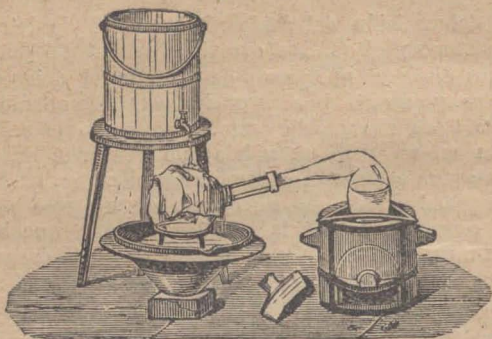
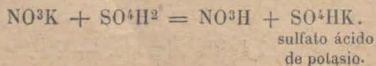


Fig. 45.

retorta de vidrio, cuyo cuello penetra en un matraz, que se mantiene frío gracias á una corriente continua de agua fresca. Introdúcense en la retorta 6 partes de nitrato de potasio y 4 de ácido sulfúrico; después se calienta la mezcla poco á poco. Al principio de la operación, se observa que la retorta y el matraz se llenan de vapores rutilantes de peróxido de nitrógeno. Estos vapores proceden de la descomposición por el ácido sulfúrico en exceso de las primeras porciones del ácido nítrico que quedan libres. Pero no tarda en destilar sin alteración el ácido nítrico, que va á condensarse en el matraz. A fines de la operación vuelven á aparecer los vapores rutilantes, que también se deben esta vez al predominio del ácido sulfúrico.

Teoría. — La teoría de esta preparación es sumamente sencilla. El nitrato de potasio NO^3K está formado de ácido nítrico y de potasio. El ácido sulfúrico, más poderoso y fijo que el nítrico, se apodera del potasio y pone al ácido en libertad. En la retorta queda por consiguiente bisulfato ó sulfato ácido de potasio :



Para obtener el ácido nítrico monohidratado, esto es, tan concentrado como cabe, se necesita tener cuidado de secar bien el nitrato de potasio y tomar ácido sulfúrico que marque 66° en el areómetro. Sin estas precauciones, no se obtiene más que ácido nítrico ordinario ó cuadihidratado.

El ácido nítrico monohidratado, hecho del modo que acabamos de indicar, contiene siempre cierta cantidad de peróxido de nitrógeno, que es imposible sustraerle. Por esto tiene color azul y da humaredas al aire libre.

113. Preparación industrial. — En las fábricas se sustituye ordinariamente el nitrato de potasio por el de sodio, que es más barato y que da mayor rendimiento de ácido nítrico. La mezcla de nitrato de sodio y de ácido sulfúrico se introduce en un cilindro de fundición A (fig. 46) colocado encima de un horno

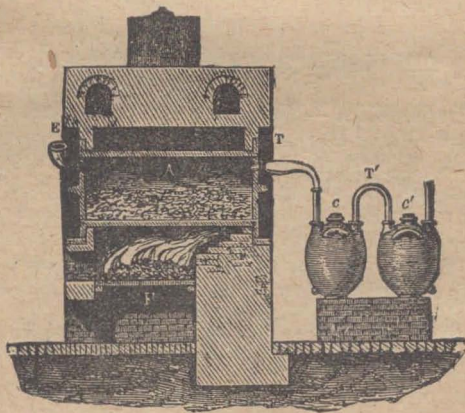


Fig. 46.

de mampostería F y que comunica por los tubos T y T' con una serie de grandes botellas ó vasijas de asperón c, c', colocadas unas á continuación de otras y en las cuales se condensa el ácido nítrico. Un embudo de fundición E sirve para verter ácido sulfúrico sobre el nitrato de sodio.

Preparado de este modo, el ácido nítrico del comercio es necesariamente impuro. Siempre contiene un poco de ácido

sulfúrico, que la destilación arrastra consigo, y rastros de cloro, procedentes de que las sales usadas en esta fabricación contienen ordinariamente cloruros. Cuando se quiere obtener ácido nítrico en estado perfecto de pureza, se añade una pequeña cantidad de una disolución concentrada de nitrato de plata, que precipita el cloro; después se le destila en una retorta de vidrio que comunica con un recipiente convenientemente frío.

114. Usos del ácido nítrico. — Los usos de este cuerpo son muy numerosos en la medicina y en la industria. La primera lo emplea como cáustico para destruir las verrugas y ciertos humores. En la industria sirve para el grabado en cobre y acero, en la preparación del ácido oxálico, del benzoico, del fulminato y de otros muchísimos productos. También se le utiliza para ensayar el oro y las monedas, para limpiar los metales y para hacer la mayor parte de las disoluciones de estos últimos cuerpos.

Anhidrido pernitrico, $\text{NO}^3 = 62$.

115. Preparación. — Se obtiene este cuerpo en estado de gas incoloro haciendo pasar por el aparato de efluvio eléctrico de Berthelot, que hemos descrito al hablar del ozono (§ 55) una mezcla de oxígeno seco y de nitrógeno (HAUTEFÉUILLE y CHAPPUIS). Es un gas muy irritante, que se descompone lentamente primero en oxígeno y anhidrido nítrico y después en oxígeno y peróxido de nitrógeno. Haciendo burbujear dicho gas en el agua, se carga este líquido de ácido nítrico.

Amoniaco ó gas amoniaco, NH^3 ; Amonio, NH^4 .

Peso molecular (2 vol.) $\text{NH}^3 = 17$.

116. Historia. — Este cuerpo es conocido desde hace mucho tiempo. Scheele y Priestley fueron los primeros en analizarlo y descubrieron en él la presencia del nitrógeno y del hidrógeno. Berthollet determinó las proporciones relativas de ambos elementos. El amoniaco ha recibido los nombres de *alcali volátil*, de *espíritu de sal amoniaco* y de *nitruro de hidrógeno*. Si bien este último nombre está de

acuerdo con los principios de la nomenclatura, los químicos modernos han conservado al cuerpo que estudiamos el nombre de *amoniaco* que debe á los árabes.

117. Propiedades físicas. — El *amoniaco* ó *gas amoniaco* es un gas incoloro, de olor vivo y picante. Cuando se le respira, irrita mucho las fosas nasales y produce lagrimeo. Su densidad es 0,596. Sometiéndolo á un enfriamiento de -40° bajo la presión ordinaria, ó á una presión de 7 atmósferas con 10 grados de calor, el gas amoniaco se convierte en un líquido incoloro, muy fluido y móvil, de una densidad de 0,73. Faraday llegó hasta transformar ese líquido en una masa blanca, cristalina y transparente, exponiéndolo en el vacío al frío causado por la mezcla de anhídrido carbónico sólido y éter.

Para liquidar este gas por medio del tubo encorvado de Faraday, se introduce en él cloruro de plata, al cual se ha hecho absorber previamente gran cantidad de amoniaco, y después se cierra la extremidad abierta con la lámpara y el soplete. Entonces se calienta en el baño de maría B (*fig. 47*),

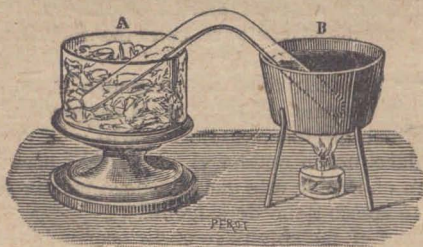


Fig. 47.

hasta unos 60° , la porción del tubo que contiene el cloruro de plata; el amoniaco se desprende inmediatamente y va á liquidarse, por efecto de su propia presión, en la otra parte del aparato que penetra en el hielo A.

El gas amoniaco es muy soluble en el agua; este líquido disuelve á la temperatura ordinaria unas 800 veces su volumen. Cuando se pone una probeta llena de amoniaco en contacto con el agua, el gas es absorbido instantánea-

mente, y el líquido penetra en la probeta como en el vacío, con fuerza suficiente para romperla. Un pedazo de hielo introducido en una campana llena de amoniaco absorbe este gas y se funde inmediatamente.

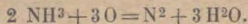
La disolución acuosa de gas amoniaco, que se llama impropriadamente *amoniaco líquido*, es más ligera que el agua. Su densidad no pasa de 0,85. Exhala el mismo olor que el gas amoniaco y posee la mayor parte de sus propiedades químicas. Se congela á -40° , y calentándola á 60° ó poniéndola en el vacío abandona todo el gas que contiene, lo cual hace también, aunque paulatinamente, en el aire. Esta disolución es muy cáustica; poniéndola en contacto con la piel produce vejigas. Disfruta de las mismas propiedades básicas que las disoluciones de potasa y de sosa, es decir que precipita de sus sales á gran número de hidratos insolubles. Precipita al óxido cúprico hidratado y después lo vuelve á disolver comunicando al licor color azul espléndido (*agua celeste*).

118. Propiedades químicas. — El amoniaco es una base alcalina muy enérgica. En este orden de ideas, se parece á la potasa, á la sosa, á la cal, etc.; enverdece el jarabe de violetas, devuelve el color azul á la tintura de tornasol enrojecida por los ácidos y se combina directamente con éstos para formar sales.

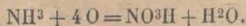
El calor y la electricidad descomponen el amoniaco en nitrógeno é hidrógeno. El oxígeno, el carbono, el cloro, el yodo y el bromo producen análogo efecto.

El amoniaco no se quema al aire libre; pero se puede inflamar un chorro de este gas que llega por un tubo puntiagudo á un frasco lleno de oxígeno.

El oxígeno y el gas amoniaco en la proporción de 3 volúmenes del primero y 4 del segundo forman una mezcla que detona con violencia cuando se acerca á ella una vela encendida ó se hace que la atraviese una chispa eléctrica; el oxígeno se apodera del hidrógeno del amoniaco para formar agua y pone al nitrógeno en libertad:



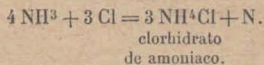
Haciendo pasar una mezcla de oxígeno y de gas amoniaco por musgo de platino algo caliente, se obtiene ácido nítrico:



El carbono lo transforma á una temperatura elevada en hidrógeno y en ácido cianhídrico HCN; que al combinarse con el amoniaco en exceso produce cianhidrato de amoniaco (NH^+) CN.

La propiedad más curiosa del carbono es la facilidad con que absorbe gas amoniaco, que pierde después por acción del calor. El carbón de leña, la brasa, pueden condensar grandes cantidades del gas que estudiamos.

El cloro, el bromo y el yodo se apoderan de su hidrógeno y ponen en libertad el nitrógeno. De ahí resultan ácidos clorhídrico, bromhídrico y yodhídrico, que en seguida se cambian en clorhidrato, bromhidrato, yodhidrato de amoniaco :



Si el cloro estuviera en exceso, se formaría además un compuesto aceitoso muy explosivo, el *cloruro de nitrógeno*, que tiene como fórmula NCl_3 .

Tiene el amoniaco tal afinidad por el cloro que un chorro de aquel gas que llega por un tubo puntiagudo á un frasco lleno de cloro, se inflama espontáneamente produciendo humaredas blancas de clorhidrato de amoniaco.

El yodo constituye también con el amoniaco un producto explosivo, que estudiaremos más adelante con el nombre de *yoduro de nitrógeno*, NHI^2 .

Varios metales, como el hierro, el cobre y el platino, descomponen el gas amoniaco á una temperatura elevada, y lo reducen á sus elementos, es decir, á 1 volumen de nitrógeno y 3 de hidrógeno.

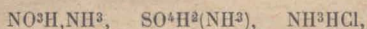
Los cloruros, bromuros y yoduros metálicos absorben gas amoniaco y se combinan con él en proporciones definidas. Así, el cloruro de plata se apodera de 320 veces su volumen de dicho gas á 0° y da origen á un compuesto que tiene por fórmula $3\text{NH}_2, \text{AgCl}$. Un calor poco elevado separa el amoniaco de ese compuesto y vuelve á su primitivo estado el cloruro de plata.

119. Amonio. — El amoniaco puede en ciertas circunstancias combinarse con un equivalente de hidrógeno y constituir un cuerpo que tiene como fórmula NH^+ . Este compuesto particular ha recibido el nombre de *amonio* y se con-

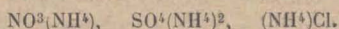
duce como los metales en todas las combinaciones que forma. Cuando se vierte una disolución de clorhidrato de amoniaco en un vaso que tiene en el fondo una amalgama de potasio, se ve que casi instantáneamente se forma una masa metálica voluminosa brillantísima, de consistencia blanda, parecida á la manteca. Esta masa metálica no es más que una *amalgama de amonio*. Además se produce cloruro de potasio, que permanece disuelto.

Hasta hoy no ha sido posible aislar de sus combinaciones este notable compuesto.

Observación. — Si tomamos las fórmulas de diferentes sales amoniacaes: nitrato, sulfato, clorhidrato de amoniaco, por ejemplo :



vemos que estas fórmulas pueden escribirse así :



Ahora bien, siendo NH^4 la fórmula atribuida por Ampère en 1816 al amonio, podemos llamar á las sales amoniacaes, sales de amonio, y entonces, en vez de las denominaciones precedentes, diremos nitrato, sulfato, cloruro de amonio.

120. Composición del amoniaco. — Para hacer el análisis del gas amoniaco, se empieza por descomponerlo en un eudiómetro mediante una serie de chispas eléctricas. Así se obtiene una mezcla de nitrógeno y de hidrógeno, cuyo volumen es doble del que presenta el gas empleado. Después se determinan las proporciones del nitrógeno y del hidrógeno, añadiendo á la mezcla un volumen determinado de oxígeno y haciendo pasar la chispa eléctrica. De esta manera se prueba que 50 volúmenes de gas amoniaco contienen 25 de nitrógeno y 75 de hidrógeno. El amoniaco está formado, en consecuencia, por la combinación de 1 volumen de nitrógeno y de 3 de hidrógeno, condensados en dos volúmenes.

La fórmula atómica del amoniaco es, pues, NH^3 .

121. Estado natural. — El amoniaco se produce espontáneamente en la descomposición de las materias orgánicas que contienen nitrógeno (estiércoles, residuos orgánicos, in-

mundicias, etc.). Una parte del gas se pierde por evaporación en la atmósfera, donde se la encuentra de nuevo, sea libre, sea en forma de sales amoniacaes (carbonato y nitrato) que la lluvia vuelve al suelo para nutrimento de las plantas. El carbonato de amoniaco se forma constantemente en la putrefacción de las materias animales.

122. Preparación del amoniaco. — Se prepara el gas amoniaco descomponiendo el clorhidrato de amoniaco por medio de cal viva. Introdúcese en un matraz (fig. 48) una

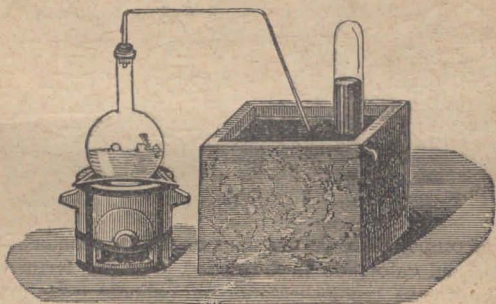
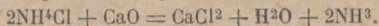


Fig. 48.

mezcla de los dos cuerpos, en pesos iguales. Á este matraz se adapta un tubo encorvado que va á terminar debajo de una probeta llena de mercurio.

Teoría. — La cal descompone al clorhidrato y expulsa el amoniaco, reemplazándolo para formar cloruro de calcio :



Para secar el gas se le hace pasar por cal viva ó potasa fundida.

Preparación de la solución acuosa de amoniaco. — Se prepara por medio del aparato de Wolff (fig. 49). El gas, obtenido como queda dicho, atraviesa sucesivamente una serie de frascos B y C, llenos de agua en sus tres cuartas partes, en la cual se disuelve, aumentando así el volumen del líquido. A es un frasco pequeño, lavador, que contiene muy poca agua.

Preparación industrial. — La destilación seca de la hulla

arrastra gas amoníaco y sales amoniacales, que se recogen lavando con abundante agua gas del alumbrado. Estas aguas amoniacales, tratadas con una lechada de cal, y después destiladas, dan amoníaco.

También se retira amoníaco de las orinas pútridas por transformación de la urea en carbonato de amoníaco bajo la influencia del fermento (*micrococcus ureæ*; véase p. 574).

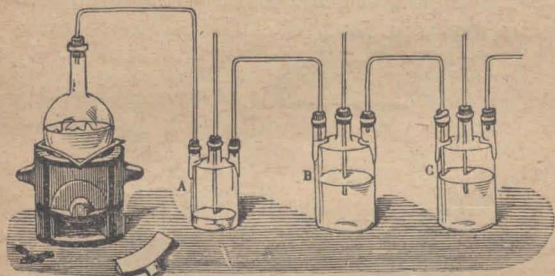


Fig. 49.

La descomposición de materias orgánicas azoadas, bajo la influencia del calor, de la humedad y de un fermento, da amoníaco que se recoge tratando en caliente estas materias por un álcali (cal ó sosa).

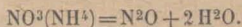
123. Usos del amoníaco. — El amoníaco disuelto en agua se emplea en medicina como cáustico; en tintorería para preparar ciertas materias colorantes y desengrasar las telas de seda ó de lana. En los laboratorios se le utiliza frecuentemente como reactivo. El frío producido por la evaporación del amoníaco líquido se aprovecha para fabricar hielo artificial con el aparato Carré¹.

Resumen.

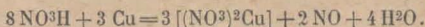
I. El nitrógeno forma con el oxígeno seis combinaciones: el protóxido y el bióxido de nitrógeno, el anhídrido nitroso, el peróxido de nitrógeno, el anhídrido nítrico y el anhídrido pernítrico.

1. Véase la *Física*, p. 721.

II. El *protóxido de nitrógeno* N^2O es un gas incoloro que puede, como el oxígeno, alimentar la combustión. Se le prepara descomponiendo por el calor el nitrato de amoníaco :

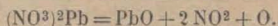


III. El *bióxido de nitrógeno* NO es un gas incoloro que se transforma por acción del aire en peróxido de nitrógeno. Se le prepara mediante el cobre y el ácido nítrico ligeramente dilatado con agua :

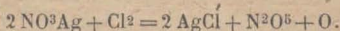


IV. El *anhidrido nitroso* N^2O^3 es un líquido azul muy volátil. Se le obtiene haciendo pasar por un tubo de forma de U, que se introduce en una mezcla frigorífica, una corriente de gas compuesta de 4 vol. de bióxido de nitrógeno y de 1 de oxígeno. Al combinarse con una molécula de agua, produce ácido nitroso NO^2H .

V. El *peróxido de nitrógeno ó ácido hiponítrico* NO^2 es un líquido amarillo anaranjado, que difunde por el aire vapores rutilantes. Se le prepara descomponiendo por el calor el nitrato de plomo :

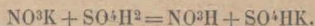


VI. El *anhidrido nítrico ó ácido nítrico anhidro* N^2O^5 es sólido, cristalizado en prismas romboidales incoloros. Se le prepara descomponiendo el nitrato de plata por medio de una corriente de cloro seco :



Al combinarse el anhidrido con una molécula de agua, da origen al ácido nítrico monohidratado ó fumante $N^2O^5 + H^2O = 2 NO^3H$; el ácido cuadihidratado del comercio responde á la fórmula $N^2O^5 + 4 H^2O$; pero NO^3H es la fórmula que se usa siempre en las ecuaciones químicas.

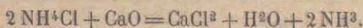
VII. El *ácido nítrico hidratado* NO^3H es un líquido muy cáustico, que emite vapores en el aire. Se le prepara descomponiendo el nitrato de potasio por el ácido sulfúrico :



VIII. El *anhidrido pernitrítrico* NO^3 es un gas incoloro muy irritante. Se le obtiene haciendo pasar por el aparato de efluio eléctrico de Berthelot, que sirve en la preparación del ozono, una mezcla de oxígeno y de nitrógeno muy secos.

IX. El *amoniaco* ó gas *amoniaco* NH_3 es un gas incoloro, de olor vivo y penetrante, muy soluble en el agua. Su densidad es 0,596. Este gas puede ser convertido en líquido y también solidificado.

X. Se prepara el amoniaco calentando una mezcla de clorhidrato de amoniaco y de cal viva :



CAPÍTULO IX

Fluor. — Cloro ; ácido clorhídrico. — Bromo. — Yodo.

FLUOR.

Peso atómico (1 vol.) $\text{Fl} = 19$.

124. El *fluor* no se encuentra libre en la naturaleza, sino principalmente formando fluoruro de calcio (espato fluor, fluorina).

125. *Propiedades físicas.* — Es un gas muy corrosivo, mortífero si se le respira, casi incoloro, apenas teñido de color amarillo verdoso. Su densidad es 1,265.

126. *Propiedades químicas.* — Es entre todos los cuerpos simples el que presenta más poderosas afinidades. La energía de sus reacciones es extremada. Aun en la oscuridad se combina con el hidrógeno para formar ácido fluorhídrico, produciendo detonación y considerable desprendimiento de calor.

No se combina con el oxígeno ni con el nitrógeno.

El azufre, el fósforo, el arsénico, el antimonio, el bromo, el yodo, el carbono, el silicio, y entre los metales, el potasio y el sodio, se inflaman combinándose directamente con el fluor para constituir fluoruros. Tratándose de los demás metales, la reacción es menos viva; el oro y el platino no son atacados sino á la temperatura roja.

Desaloja al cloro, al bromo y al yodo de sus combinaciones metálicas.

Descompone el agua en frío con formación de ácido fluorhídrico y desprendimiento de ozono.

El alcohol, los carburos hidrogenados y muchas materias orgánicas combustibles arden en contacto con él.

127. Preparación. — Este cuerpo no ha podido aislarse hasta 1886, en que logró hacerlo Moissan, químico distinguido que descompuso por electrolisis ácido fluorhídrico anhidro condensado en un ancho tubo de platino de forma de U (*fig. 50*), introducido en un vaso que contenia cloruro

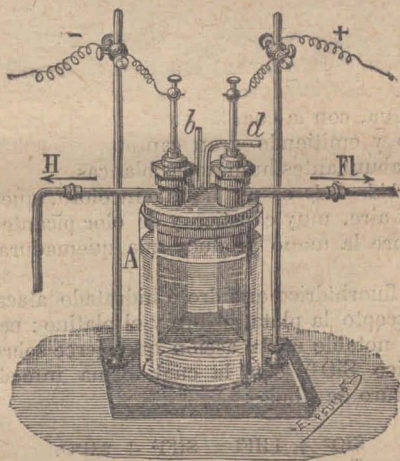


Fig. 50.

de metilo, cuya evaporación rápida, por medio de una corriente de aire *bd* produce un enfriamiento de -50° . Las dos aberturas superiores del tubo de platino se cierrán con tapones de fluorina atravesados á cada lado por un grueso vástago de platino que penetra hasta el fondo del tubo y sirve de electrodo. Se empieza por hacer al ácido fluorhídrico buen conductor de la electricidad por la agregación de una pequeña cantidad de fluoruro de potasio, y después se hace pasar á través del sistema la corriente de una pila de 30 elementos Bunsen, entonces se produce un desprendi-

miento regular de hidrógeno en el polo negativo y de fluor en el positivo. Para obtener este fluor en estado de pureza se le hace pasar por un serpentín de platino enfriado á -50° , y luego por dos tubos, de platino también, que contienen fluoruro de sodio; de esta manera abandona el ácido fluorhídrico que podía haber arrastrado consigo.

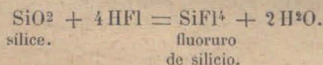
Ácido fluorhídrico.

Peso molecular (2 vol.) $\text{HFl} = 20$.

128. Propiedades físicas y químicas. — El *ácido fluorhídrico* existe en el estado anhidro y en el de hidrato. El *anhidro*, un líquido incoloro, que hierve á $+19^{\circ}$, 4, es muy ávido de agua, con la cual se combina produciendo un silbido agudo y emitiendo gran cantidad de calor: difunde por el aire abundantes humaredas blancas.

El ácido *hidratado* es un líquido incoloro, que emite vapores en el aire, muy cáustico y de olor picante. Una gota que cae sobre la mano produce una quemadura profunda y dolorosa.

El ácido fluorhídrico anhidro ó hidratado ataca todos los metales, excepto la plata, el oro y el platino; pero su propiedad más notable es la acción que ejerce sobre la sílice (ácido silícico SiO_2), con la cual forma inmediatamente agua y fluoruro de silicio:



129. Grabado en vidrio. — Esta acción del ácido fluorhídrico sobre la sílice se utiliza para el grabado en vidrio, que no es sino un silicato doble de sodio ó de potasio y calcio. Se empieza por cubrir primeramente el vidrio con una delgada capa de barniz (mezcla de 3 partes de cera y de 1 de esencia de trementina), y después se practican con un punzón las líneas que se desea grabar, teniendo cuidado de que en ellas quede al descubierto la superficie del vidrio. Entonces basta echar ácido fluorhídrico dilatado en agua sobre el dibujo, exponiendo la placa á los vapores del mismo ácido,

para obtener, al cabo de cierto tiempo, la imagen grabada en hueco y con rasgos opacos sobre el vidrio (*fig. 51*)¹.

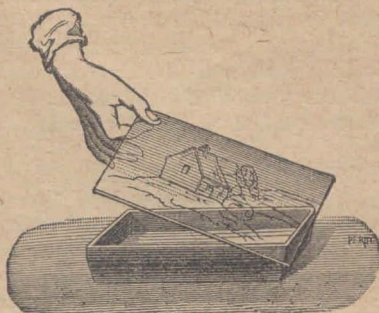


Fig. 51.

130. Preparación. — El ácido fluorhídrico se prepara

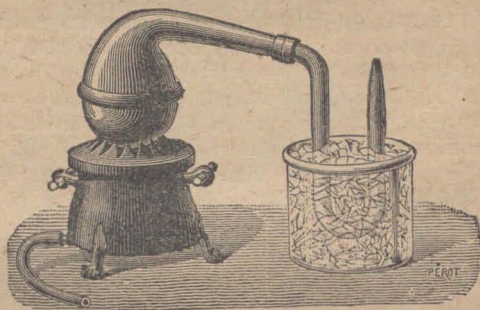
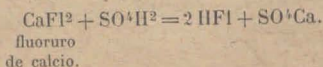


Fig. 52.

calentando en una retorta de plomo (*fig. 52*) una mezcla de fluoruro de calcio y de ácido sulfúrico ordinario :



1. Existe otro método para este grabado, en el cual se reemplaza el ácido fluorhídrico por un hilito delgado de agua que contiene en suspensión arena fina. Esta arena, más dura que el vidrio, no tarda en quitarle su pulimento en las partes puestas al descubierto, fijando de esta manera con líneas opacas la imagen trazada sobre el barniz.

El ácido se recoge y condensa en un tubo, también de plomo, encorvado y metido en hielo. Obtenido de este modo, ese cuerpo es siempre hidratado. Se le conserva en vasos de plomo, de plata, de platino y de gutapercha. Para preparar el ácido anhidro, se descompone por el calor, según ha hecho Frémy, al fluorhidrato de fluoruro de potasio cristalizado y seco. El gas que se desprende va á parar en un vaso de platino rodeado por una mezcla frigorífica.

CLORO

Peso atómico (1 vol.) Cl = 35,5.

131. Historia. — El cloro fué descubierto por Scheelé en 1774. Lavoisier, que consideró á este cuerpo como una combinación de ácido muriático (ácido clorhídrico) y oxígeno, lo llamó *ácido muriático oxigenado*. Gay-Lussac y Thénard probaron en 1809 que el cloro es un cuerpo simple.

132. Propiedades físicas. — El cloro es un gas amarillo verdoso ($\chi\lambda\omega\rho\acute{o}s$, *verde*), de olor fuerte, sofocante y característico; su densidad está representada por 2, 44. Es soluble en el agua, que puede disolver unas tres veces su volumen de dicho gas á la temperatura ordinaria. Esta disolución tiene el mismo color que el gas. Cuando se la enfría hasta menos de 9°, abandona cristales verdosos y en forma de copos de *hidrato de cloro* ($\text{Cl} + 5\text{H}^2\text{O}$).

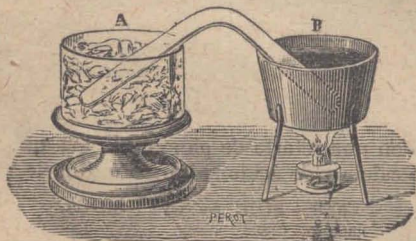


Fig. 53.

El cloro á la temperatura ordinaria, esto es á unos 15°, se liquida bajo la presión de cuatro atmósferas. El hidrato de cloro puede servir para la preparación del cloro líquido.

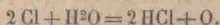
Después de recoger y secar rápidamente los cristales, apretándolos entre dos hojas de papel *joseph*, se les introduce en un tubo acodillado (de Faraday) (*fig.* 53) uno de cuyos extremos se tapa con un tapón, cerrando después el otro en la lámpara. Entonces se introduce en un baño maria B á 35° la parte del tubo que contiene los cristales; éstos se resuelven en seguida, el cloro líquido destila y va á condensarse poco á poco en la punta del tubo frío que está dentro de un vaso lleno de hielo. Es un líquido amarillo de color de oro, que hierve bajo la presión atmosférica ordinaria á — 34°, y solidificable á — 102°.

El cloro gaseoso es un irritante muy enérgico. Introducido en los pulmones provoca la tos y hasta puede determinar una violenta inflamación de los bronquios.

133. Propiedades químicas. — El cloro tiene poca afinidad con el oxígeno, al cual no se combina nunca directamente. Sin embargo, forma con éste por vías indirectas varios compuestos de que ya hablaremos. Lo mismo ocurre respecto del carbono y del nitrógeno.

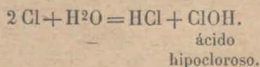
Acción sobre el hidrógeno y el agua. — El cuerpo por el cual tiene el cloro más afinidad es el hidrógeno. Si se mezclan en un frasco de vidrio dos volúmenes iguales de estos gases, y se expone la mezcla á la acción directa de los rayos solares, prodúcese violenta explosión formándose ácido clorhídrico HCl con desprendimiento considerable de calor, pues llega á + 22 grandes calorías. La llama de una bujía y la chispa eléctrica determinan también la combinación instantánea del cloro y del hidrógeno. La combinación se produce también á la luz difusa, pero lentamente y sin detonación; en la oscuridad puede conservarse indefinidamente la mezcla cuando está bien seca.

La afinidad del cloro por el hidrógeno es tan grande que descompone casi todas las sustancias minerales ú orgánicas donde existe este cuerpo. Así el cloro descompone el agua. En efecto, si se hace pasar una corriente de cloro húmedo por un tubo de porcelana calentado hasta la temperatura roja, se obtiene ácido clorhídrico y oxígeno:



Si se expone la disolución acuosa del cloro á la influencia

de la radiación solar, el agua es descompuesta también; pero formándose en este caso ácido clorhídrico y ácido hipocloroso, porque el oxígeno del agua en estado naciente se une con una parte del cloro:



Por esto es necesario conservar la disolución acuosa de cloro en la oscuridad ó en un frasco ahumado.

Si se introduce en una probeta llena de cloro una bujía encendida, no se apaga inmediatamente, sino que arde algunos instantes más con llama rojiza y fuliginosa. Esta combustión, muy incompleta, se debe á la combinación del cloro con el hidrógeno de la bujía, cuyo carbono, puesto en libertad, se deposita en las paredes de la probeta.

Acción sobre los restantes metaloides. El azufre se combina directamente con el cloro, sin incandescencia, para formar un líquido rojizo, mezcla de varios cloruros de azufre.

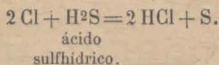
Un pedazo de fósforo introducido en un frasco lleno de cloro se inflama inmediatamente y produce, sea tricloruro de fósforo líquido PCl_3 , sea pentacloruro sólido PCl_5 .

El arsénico y el antimonio arrojados en forma de polvos finos dentro de un frasco lleno de cloro se encienden inmediatamente y forman cloruro de arsénico AsCl_3 ó cloruro de antimonio SbCl_3 . Bajo la influencia del calor, el cloro se combina igualmente con el boro y el silicio.

Acción sobre los metales.—Casi todos los metales son atacados directamente por el cloro; el potasio se inflama dentro de este gas y lo mismo hace el fósforo á la temperatura ordinaria. Un alambre de cobre calentado hasta la temperatura del rojo en su extremidad y sumergida en cloro gaseoso arde como el hierro en el oxígeno y se transforma en cloruro de cobre, que cae en gotecillas incandescentes al fondo del frasco. El cloro gaseoso ataca al mercurio á la temperatura ordinaria; una disolución acuosa de cloro ataca también al oro y al platino. Así, una hoja de oro colocada en un vaso que contiene una solución acuosa de cloro se transforma en un cloruro de oro y desaparece al cabo de algunos instantes.

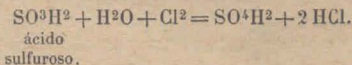
El cloro tiene, según se ve, poderosas afinidades por casi todos los cuerpos simples, metaloides ó metales.

Acción sobre los cuerpos compuestos. — Sabemos cómo actúa el cloro sobre el agua. De la misma manera procede con el ácido sulfhídrico, que descompone inmediatamente, apoderándose de su oxígeno y dejando al azufre en libertad:



Ya hemos visto (pág. 96) que mezclando cloro y amoniaco disueltos en el agua se obtiene clorhidrato de amoniaco y nitrógeno ($4\text{NH}^3 + 3\text{Cl} = 3\text{NH}^4\text{Cl} + \text{N}$); y (pág. 131) que un chorro de amoniaco introducido en un frasco lleno de cloro se inflama espontáneamente y produce la misma reacción.

Cuando se hace actuar el cloro sobre el ácido sulfuroso húmedo, el agua es descompuesta; su hidrógeno se une con el cloro, mientras el oxígeno en estado naciente transforma al ácido sulfuroso en ácido sulfúrico:



Observación. — En esta reacción vemos que el cloro actúa como *oxidante*, lo cual constituye una de sus principales y más útiles propiedades. Apoderándose del hidrógeno del agua, deja libre oxígeno en estado naciente, esto es, en el más favorable para unirse con otros cuerpos. De esta manera transforma al ácido arsenioso en ácido arsénico, al sulfuro de plomo, que es negro, en sulfato de plomo, que es blanco, al yodo en ácido yódico, etc.

134. Acción del cloro sobre los óxidos — Según hemos visto al hablar de la termoquímica (pág. 43), como el cloro emite más calor que el oxígeno en sus combinaciones, puede reemplazarlo en gran número de cuerpos compuestos. Así es que descompone muchos óxidos metálicos y los transforma en cloruros é hipocloritos.

135. Acción del cloro sobre las materias colorantes. —

El cloro destruye todas las materias colorantes de origen orgánico. Así, una disolución de dicho cuerpo, decolora instantáneamente el tornasol, el añil, el carmín, la tinta ordinaria, etc. Ya se apodera el cloro de su hidrógeno y se pone en lugar de este elemento para constituir nuevos productos; ya descompone el agua que esas materias contienen: entonces el oxígeno naciente obra sobre la sustancia colorante y la transforma en otra generalmente incolora.

Observación. — La tinta ordinaria está constituida por un ácido orgánico (ácido gálico) combinado con óxido de hierro. Cuando las letras hechas con esa tinta han sido borradas por medio del cloro, como sólo el ácido orgánico ha sido destruido, el hierro queda en el papel y es muy fácil dar nueva vida á las palabras introduciendo el papel, sea en una disolución de sulfhidrato de amoníaco, que las pone otra vez negras, sea en una disolución de prusiato de potasa que les da color azul. Pero si después de haber borrado la tinta por medio del cloro se lava el papel en ácido clorhídrico dilatado en agua, el hierro desaparece á su vez, y entonces no hay manera de reconstituir la escritura.

La tinta de imprenta y la de China, fabricadas con negro de humo, no pueden ser alteradas por el cloro, que no tiene acción ninguna sobre el carbón. También resisten á los demás reactivos, y son por consiguiente las mejores tintas á que se puede recurrir para hacer indelebles las letras.

136. Estado natural. — El cloro no existe libre en la naturaleza; pero sí abunda en combinaciones con varios metales, particularmente con el sodio, el calcio, el magnesio, la plata, el hierro y el cobre. Como más se le encuentra es en forma de cloruro de sodio NaCl , vulgarmente llamado *sal marina*, *sal gema*. Este cuerpo existe en todas partes; en las aguas del mar, en la de los ríos, y en varios terrenos, donde forma masas considerables. También hay cloro combinado con el hidrógeno en el ácido clorhídrico que emiten á veces los volcanes.

137. Preparación del cloro. — Se prepara el cloro siguiendo tres métodos diferentes: 1º descomponiendo el ácido clorhídrico por el bióxido de manganeso; 2º descomponiendo el

cloruro de sodio por el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico dilatado; 3º descomponiendo el ácido clorhídrico por el oxígeno del aire al rojo vivo.

1^{er} Metodo (*procedimiento de Scheele*). — Se introduce en un matraz de vidrio A, provisto de un aparato de seguridad S, y que se coloca sobre un hornillo (*fig. 54*), bióxido de man-

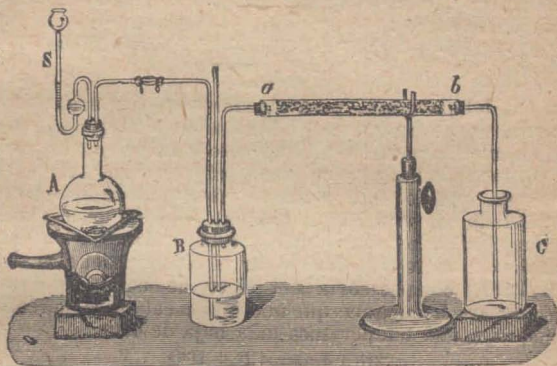
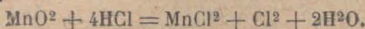


Fig. 54.

ganeso, encima del cual se echa ácido clorhídrico. El gas es recibido primeramente en un frasco lavador B, que contiene un poco de agua destinada á detener el ácido clorhídrico que puede ser arrastrado por el cloro, y después pasa á través de un tubo de vidrio *a b* lleno de cloruro de calcio, donde se seca. Como no es posible recoger el cloro ni encima del mercurio, al cual ataca, ni sobre el agua, que lo disuelve en cantidad demasiado grande, se le hace llegar al fondo de un frasco C, donde va desalojando poco á poco al aire por razón de su mayor densidad.

En la industria se emplean cajas grandes, llamadas *piedras para cloro*, de varios metros cúbicos de capacidad y tapizadas por dentro de piedras de sílice. Estas cajas tienen doble fondo inclinado, en el que reposa el bióxido bañado por el ácido clorhídrico. Un chorro de vapor penetra debajo del doble fondo para calentarle, y el cloro se desprende por arriba de las cajas.

Teoría. — El hidrógeno del ácido clorhídrico se une con el oxígeno del bióxido de manganeso para formar agua; una mitad del cloro se combina con el manganeso, constituyendo cloruro de manganeso, que se queda en el matraz, y la otra mitad se desprende :

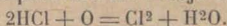


2º *Método (procedimiento de Bertholet)*. — Se calienta una mezcla de sal marina, de bióxido de manganeso y de ácido sulfúrico. Así se forma ácido clorhídrico, que reacciona sobre el bióxido de manganeso como en la reacción precedente. El cloruro de manganeso formado es inmediatamente descompuesto por el ácido sulfúrico en ácido clorhídrico y sulfato de manganeso, que queda en el frasco en disolución con sulfato ácido de sodio :



En los laboratorios, para obtener una disolución acuosa de cloro, se usa un aparato de Wolf análogo al que se emplea para el amoníaco (p. 134). El aparato termina en una probeta que contiene lechada de cal con el objeto de absorber el cloro en exceso, que no se ha disuelto en el agua de los frascos.

3er *Método (procedimiento Deacon)*. — Este procedimiento económico, usado en la industria, está fundado en la descomposición del ácido clorhídrico por el oxígeno del aire al rojo vivo. Pero, en presencia del cloro de cobre, que no se altera ni parece tener más que una acción catalítica, la reacción se efectúa á una temperatura más baja de 450º :



En un cilindro de fundición, calentado á 450º, lleno de cascotes de ladrillo poroso, impregnados de cloruro de cobre, se hace pasar una mezcla de aire y de ácido clorhídrico en estado gaseoso, que da por resultado cloro, ázoe y vapor de agua, que se hace pasar directamente por cal para fabricar cloruro de cal y agua de Javel.

Fabricación industrial. — Hoy se fabrica industrialmente el cloro por la electrolisis del cloro de sodio (véase p. 657 y sig.). Al mismo tiempo se obtiene sosa.

Usos. — El cloro se usa mucho en la industria para blanquear telas de hilo y de algodón, pasta de papel y en general para destruir los colores de origen vegetal. También se le emplea para quitar manchas de tinta y como desinfectante.

Compuestos oxigenados del cloro.

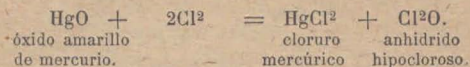
138. *Compuestos oxigenados del cloro*. — El cloro forma con el oxígeno tres anhídridos :

El *anhídrido hipocloroso*, Cl^2O ,
El *anhídrido cloroso*, Cl^2O^3 ,
El *peróxido de cloro*, ClO^2 .

Á estos tres anhídridos pertenecen los cuatro ácidos oxigenados del cloro :

Ácido hipocloroso, ClOH ,	Ácido clórico, CHO^3H ,
— cloroso, ClO^2H .	— perclórico, ClO^4H .

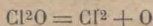
139. Anhídrido hipocloroso Cl^2O . — Se obtiene este anhídrido haciendo pasar muy lentamente una corriente de cloro seco por el óxido amarillo de mercurio, introducido, mezclado con piedra pómez, en un largo tubo de cristal rodeado de hielo (*fig. 55 bis*) :



Esta reacción es endotérmica (véase p. 41).

El calor necesario para la formación del anhídrido hipocloroso ha sido suministrado por el exceso de calor que ha producido la combinación del cloro y del mercurio en cloruro mercúrico.

El anhídrido hipocloroso es un líquido rojo bermejo, que desprende vapores amarillentos muy irritantes, que se recogen en una probeta sumergida en una mezcla refrigerante. Es de manejo peligroso, pues se descompone con explosión, á la menor sacudida, en cloro y en oxígeno :



Al contacto del agua, da ácido hipocloroso .

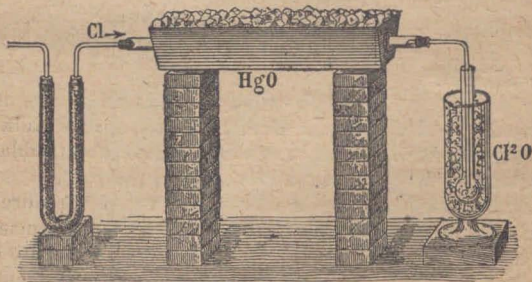
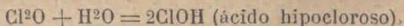


Fig. 55.

Ácido hipocloroso ClOH . — Se prepara recogiendo directamente en el agua el anhídrido hipocloroso.

La disolución de ácido hipocloroso posee un gran poder

decolorante. Como este ácido se descompone muy fácilmente, obra sobre las materias colorantes, á la vez por el cloro y por el oxígeno; de modo que su poder decolorante es doble que el del cloro que contiene.

Es un oxidante enérgico. Descompone : el ácido clorhídrico, dando cloro y agua; y el amoniaco en nitrógeno y en cloruro de amonio. Transforma el sulfuro negro de plomo en sulfato blanco, los óxidos en peróxidos, etc.

Observación. — Los cuerpos oxidantes pueden serlo de dos maneras diferentes; ya *directamente*, es decir, abandonando su oxígeno á los cuerpos combustibles, según hacen los compuestos oxigenados del nitrógeno y del cloro, ciertos óxidos, etc.; ya *indirectamente*, esto es, descomponiendo el agua, como hace el cloro, para apoderarse de su hidrógeno, y poner de esa manera en libertad el oxígeno en estado naciente.

140. Hipocloritos ó cloruros decolorantes. — Los *hipocloritos ó cloruros decolorantes* se descomponen bajo la influencia de los ácidos más débiles, como el ácido carbónico, dando el ácido hipocloroso. Tienen, pues, las mismas propiedades que este ácido. Como son más estables y más manejables, se los emplea con preferencia.

Los hipocloritos del comercio son mezclas de hipoclorito y del cloruro correspondiente. La más importante es el *cloruro de cal sólido*.

Se prepara el *cloruro de cal* haciendo pasar lentamente una corriente de cloro por cal muerta, en polvo, extendida en un espesor de cinco á seis centímetros sobre unas tablas dispuestas en un recinto enlosado.

Como un kilogramo de cloruro de cal desprende unos ciento veinte litros de cloro, este cuerpo, de apariencia yesosa, es muy empleado en la industria, pues su manejo es cómodo y su olor de cloro es débil cuando está bien seco. Desprende lentamente el cloro cuando está mojado, de donde procede su uso muy común como desinfectante.

Se obtiene el *agua de Javel* ($\text{ClOK} + \text{KCl}$) (disolución de hipoclorito y de cloruro de potasio), haciendo pasar lentamente una corriente de cloro por una disolución de potasa.

Para el licor de Labarraque $\text{ClONa} + \text{NaCl}$ (*disolución de hipoclorito y de cloruro de sodio*) se hace pasar la corriente de cloro por un lecho de cal mezclada con sulfato de sodio. Se forma sulfato de calcio insoluble, y se obtiene por filtración una mezcla de hipoclorito y de cloruro de sodio. Este licor es utilizado en medicina.

141. Ácido clórico ClO^3H . — Es un líquido aceitoso extremadamente cáustico. Su poder oxidante es tal, que quema y destruye instantáneamente todas las materias orgánicas.

El ácido clórico forma parte de las bases de los *cloratos*, el más importante de los cuales es el clorato de potasio (véase p. 336).

Se obtiene el ácido clórico vertiendo lentamente ácido sulfúrico en una disolución de clorato de bario. Se forma sulfato de bario, que se precipita, y el ácido clórico queda disuelto en el licor.

Ácido clorhídrico.

Peso molecular (2 vol.) $\text{HCl} = 36,5$.

142. Historia. — El *ácido clorhídrico*, conocido de muy antiguo, ha sido estudiado sobre todo por un químico alemán, Glauber, en el siglo XVII.

143. Propiedades físicas. — El ácido clorhídrico es un gas incoloro, de olor fuerte y picante, de sabor muy ácido. Difunde por el aire abundantes humaredas blancas, apaga los cuerpos en combustión y enrojece muchísimo la tintura de tornasol. Su densidad es de 1,27. Á la temperatura de 15° , y bajo la presión de 40 atmósferas, se transforma en un líquido incoloro. También se puede liquidarlo sometiéndolo á un enfriamiento de -80° bajo la presión ordinaria. Es solidificable á -115° .

El ácido clorhídrico es muy soluble en el agua; este líquido disuelve á la temperatura ordinaria próximamente 500 veces su volumen de dicho gas.

La absorción del ácido clorhídrico por el agua es instantánea; prodúcese con tal rapidez, que cuando se pone en contacto

con el agua una probeta llena del gas que estudiamos, ésta se rompe al recibir el choque de la columna líquida, que se precipita allí como en el vacío. Un pedazo de hielo colocado en gas ácido clorhídrico, se funde inmediatamente y lo absorbe.

La disolución acuosa de ácido clorhídrico saturada posee las mismas propiedades que ese gas. Es incolora cuando está pura y tiene como densidad 1,21; entonces contiene, en el minimum de hidratación, un 40 por 100 próximamente de su peso de ácido.

El líquido que se vende en el comercio con el nombre de *ácido clorhídrico líquido*, ó sencillamente de *ácido clorhídrico*, contiene en peso unas 66 partes de agua y 34 de ácido real. Este líquido, algo más denso que el agua, difunde por el aire densos vapores blancos; hierve á unos 110° sin perder la totalidad de su gas, lo cual prueba que es más bien producto de una combinación que de una simple disolución.

Hidratos. — En efecto, el ácido clorhídrico no se disuelve efectivamente en el aire como el gas amoníaco, sino que forma con este líquido combinaciones, verdaderos hidratos, á saber: $\text{HCl} + 2\text{H}^2\text{O}$, hidrato muy inestable, que cristaliza á — 23° y $\text{HCl} + 6\text{H}^2\text{O}$, que permanece disuelto después que se ha sometido á la ebullición una solución concentrada de ácido clorhídrico.

Observación. — La causa de que el ácido clorhídrico emita en el aire vapores blancos es su gran afinidad por el agua: apodérase, en efecto, de la humedad atmosférica y forma un compuesto que se precipita en seguida bajo forma de nube, porque su tensión es más débil que la del vapor de agua á la misma temperatura.

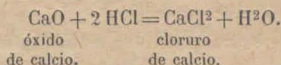
144. Propiedades químicas. — El ácido clorhídrico es descomponible parcialmente por el calor ó por una serie de chispas eléctricas. Ningún metaloide tiene acción sobre ese gas, exceptuando al oxígeno que, á una temperatura muy elevada, lo transforma en cloro y en agua: $2\text{HCl} + \text{O} = 2\text{Cl} + \text{H}^2\text{O}$.

En estado gaseoso y á temperatura variable, el ácido clorhídrico ataca todos los metales, excepto el oro y el platino: fórmase cloruro y el hidrógeno es puesto en libertad. El

aluminio, el hierro y el zinc descomponen en frío su disolución :



Los óxidos metálicos producen, con el ácido clorhídrico, agua y cloruros :



El ácido clorhídrico y el gas amoniaco se combinan en volúmenes iguales emitiendo densas humaredas blancas de clorhidrato de amoniaco ó cloruro de amonio (NH_4Cl).

145. Composición. — La composición del ácido clorhídrico se determina por el análisis y la síntesis :

1º. Análisis. — Para hacer el análisis del ácido clorhídrico, se introducen en una campana encorvada que se pone en la cuba de mercurio (*fig. 56*) 100 volúmenes de este gas; después se hace penetrar en ella un glóbulo de potasio, que se calienta por medio de una lámpara de alcohol. El potasio descompone al ácido clorhídrico, se apodera del cloro y deja al hidrógeno en libertad. Cuando termina la operación, se observa que en la campana quedan 50 partes de hidrógeno puro, es decir, *la mitad del volumen de ácido clorhídrico empleado.*

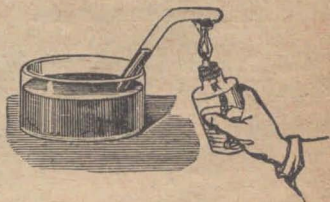


Fig. 56.

2º. Síntesis. — La síntesis del ácido clorhídrico se efectúa exponiendo á la luz difusa (*fig. 57*) un matraz lleno de hidrógeno y cuyo gollete, pulimentado al esmeril, cierra herméticamente un frasco de igual cabida lleno de cloro. Los dos gases empiezan por mezclarse y después van combinándose poco á poco, para dar origen al ácido clorhídrico. Se reconoce que la combinación está terminada cuando ha

desaparecido por completo el color verde del cloro. Abriendo entonces el aparato sobre el mercurio, se ve que *el volumen gaseoso sigue siendo el mismo*. Además, el mercurio no es atacado y el gas se disuelve completamente en el agua, lo cual prueba que no queda ni cloro ni hidrógeno libre.



Fig. 57.

Es fácil deducir de los dos experimentos anteriores que *un volumen de gas ácido clorhídrico se compone de medio volumen de cloro y de medio de hidrógeno*, ó en otros términos, que el ácido clorhídrico está formado por volúmenes iguales de cloro y de hidrógeno, unidos sin condensación. Este resultado se comprueba por las densidades. Si se resta, efectivamente,

De la densidad del ácido clorhídrico.....	1,2470
La semi-densidad del hidrógeno.....	0,0346
El resto....	1,2124

representa sensiblemente la semi-densidad del cloro. La fórmula del ácido clorhídrico es, por tanto HCl , que representa dos volúmenes de gas.

146. Preparación del gas ácido clorhídrico. — El ácido clorhídrico no se encuentra naturalmente en estado de

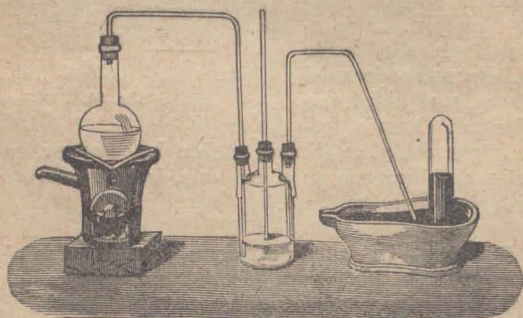
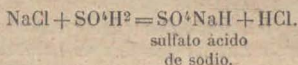


Fig. 58.

libertad más que en las cercanías de los volcanes activos. Se le prepara tratando el cloruro de sodio ó sal marina por

medio del ácido sulfúrico dilatado. Introdúcese en un matraz de vidrio (*fig. 58*) una mezcla de dos partes de sal marina, previamente fundida y dividida en pequeños fragmentos, y de 3 partes de ácido sulfúrico; después se calienta ligeramente. El gas que se desprende pasa primero por un frasco lavador que contiene pequeña cantidad de agua, destinada á detener el ácido sulfúrico que pueda ser arrastrado en la operación; después se le recibe en probetas colocadas en la cuba de mercurio.

Teoría. — El ácido sulfúrico se apodera del sodio para formar sulfato ácido de sodio y el hidrógeno del ácido, puesto en libertad, se une al cloro para producir ácido clorhídrico:



147. Preparación industrial del ácido clorhídrico líquido. — La disolución acuosa de ácido clorhídrico, vulgarmente llamada *ácido clorhídrico líquido*, se prepara en los laboratorios, como la

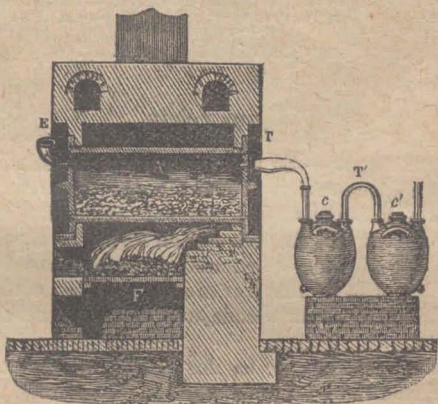


Fig. 59.

del cloro, por medio del aparato de Wolf. En la industria se calienta la mezcla de ácido sulfúrico y de sal marina en cilindros de fundición de hierro, como el que representa en sección vertical A la *fig. 59*. Estos cilindros se colocan sobre un horno de mampos-

tería F y comunican por medio de tubos T y T' con una serie de grandes botellas ó garrafones de asperón c, c', dispuestos á la manera de los frascos en el aparato Wolf, y llenas en sus dos terceras partes de agua para disolver el ácido. Cada cilindro tiene además un embudo E, que sirve para verter el ácido sulfúrico sobre la sal marina.

Preparado de este modo, el ácido clorhídrico líquido es impuro, pues contiene pequeña cantidad de ácido sulfúrico, ácido sulfuroso, arsénico si el ácido sulfúrico era arsenical, y percloruro de hierro que le comunica tonos verdosos.

Se le purifica añadiéndole bióxido de manganeso, y se desprende cloro, que oxida indirectamente al ácido sulfuroso y lo transforma en ácido sulfúrico. La adición de sulfuro de bario precipita entonces al ácido sulfúrico y al arsénico en forma de sulfato de bario y de sulfuro de arsénico. Por fin, se destila la solución ácida y se la condensa en agua pura.

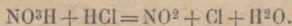
Estas impurezas del ácido clorhídrico industrial se deben á la acción de los ácidos sobre las paredes de fundición ó de hierro de los cilindros.

Usos. — El ácido clorhídrico se emplea sobre todo en estado de disolución. Sus aplicaciones son muy numerosas. Empleásele en química como reactivo, é industrialmente para la preparación del cloro y de los cloruros. Entra en la composición del agua regia, que vamos á estudiar.

Agua regia.

148. Agua regia. — Se la llama así porque disuelve el oro, que en otra época recibió el nombre de *rey de los metales*. Es una mezcla de tres ó cuatro partes de ácido clorhídrico y de una de ácido nítrico. Se presenta en forma de líquido rojizo, dotado de propiedades particulares, entre las cuales figura como principal la de disolver ciertos metales, como el oro y el platino, que resisten á cada uno de aquellos ácidos separadamente.

La acción recíproca de los dos ácidos nítrico y clorhídrico tiene por resultado producir peróxido de nitrógeno, cloro y agua :



El agua regia debe su propiedad de disolver sobre todo al cloro naciente : los metales sometidos á ella se transforman en cloruros. Así, al disolverse el oro en el agua regia, da

origen á un triclóruro (AuCl^3) y el platino á un tetracloruro (PtCl^4).

BROMO.

Peso atómico (1 vol.) $\text{Br} = 80$.

149. Propiedades físicas y químicas. — El *bromo*, que fué descubierto en 1826 por Balard, en las aguas madres de las salinas del Mediterráneo, tiene propiedades químicas análogas á las del cloro y del yodo.

Este cuerpo es líquido á la temperatura ordinaria, de color rojo pardusco muy oscuro, de olor fuerte y desagradable que le ha valido su nombre (de $\beta\rho\omega\mu\omicron\varsigma$, mal olor). Su densidad es 2,97; se solidifica á -22° en laminillas cristalizadas color gris de plomo; hierve á 63° y emite un vapor cuya densidad es 5,54.

Poco soluble en el agua, se disuelve bien en el alcohol, y en todas proporciones dentro del éter y el cloroformo.

El bromo tiene, como el cloro, mucha afinidad por el hidrógeno y forma con este cuerpo un ácido gaseoso, el *ácido bromhídrico* HBr , completamente análogo al clorhídrico HCl .

Como el cloro tiene mayor afinidad, esto es, como emite más calor en sus combinaciones con los metaloides y los metales que el bromo, desaloja á éste de la mayor parte de sus combinaciones.

Los compuestos oxigenados del bromo son análogos á los del cloro, pero parecen menos estables. El bromo forma con el oxígeno tres ácidos llamados *hipobromoso* (BrOH), *brómico* (BrO^3H), é *hiperbrómico* (BrO^4H).

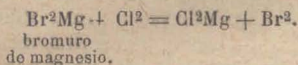
El bromo, como el cloro, destruye las materias colorantes, y se une directamente con gran número de metales.

Usos. — El bromo se usa mucho en medicina para combatir las enfermedades nerviosas, sobre todo en estado de bromuro de potasio y de sodio. También sirve en la fotografía.

Preparación. — Se le extrae sea de las aguas madres que resultan de las lejías de cenizas de algas, sea de las aguas madres de las salinas.

En Europa, el bromo viene de las minas de sal gema de

Stassfurt (Sajonia). Después de la cristalización, tan completa como sea posible, por enfriamiento, de una disolución caliente de *carnalita*, abundante en esas minas, formada de un cloruro doble de magnesio y de potasio, mezclado de pequeña cantidad de bromuro de magnesio, éste queda disuelto con el cloro de magnesio en las aguas madres, de las cuales se ha retirado el cloruro de potasio cristalizado. Se vuelve á calentar de nuevo, haciendo pasar una corriente de cloro, sin acción sobre el cloruro de magnesio disuelto, pero que desaloja el bromo del bromuro, en estado de vapores de color rojo obscuro muy densos, que se condensan en un líquido rojo gris :



Para la extracción del bromo de las aguas madres de las lejías de algas y de las salinas, véase la extracción del yodo de esas mismas aguas, p. 158 (*Observación*).

Reacciones del bromo. — 1º El agua clorada, mezclada á una disolución de bromuro de potasio, provoca en ésta una coloración roja al dejar libre el bromo. — 2º El arsénico, el antimonio, el potasio, el fósforo, puestos en los vapores de bromo, se inflaman, haciendo explosión este último. — 3º Una disolución de nitrato de plata, echada en la solución de un bromuro, produce un precipitado blanco amarillento de bromuro de plata poco soluble en el amoníaco, lo cual le distingue del cloruro de plata, muy soluble en el hiposulfito de sodio.

El bromo tiene las propiedades oxidantes indirectas, desinfectantes y descolorantes del cloro.

YODO.

Peso atómico (1 vol.) 1 = 127.

150. Propiedades físicas. — El *yodo* es un cuerpo sólido, cristalizado en laminillas, de color gris negruzco, con brillo metálico. Su densidad es 4,95. Este cuerpo se funde á 107º y hierve á 175º. Calentado ligeramente, se volatiliza en hermosos vapores violados irritantes. Es poco soluble en el agua; pero se disuelve bien en el alcohol y el éter. Las manchas amarillas que produce en la piel y el papel, desaparecen poco á poco por volatilización del yodo, lo cual permite distinguirlas de las

manchas amarillas que también originan en la piel el ácido nítrico y otros ácidos concentrados.

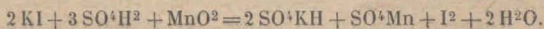
151. Propiedades químicas. — El yodo presenta en sus propiedades químicas la mayor analogía con el cloro y el bromo; pero sus afinidades son menos poderosas: así es que estos dos cuerpos lo desalojan de sus combinaciones. Se combina con el principal número de los cuerpos simples, metales y metales, para formar yoduros; constituye con el hidrógeno un ácido gaseoso llamado *ácido yodhídrico* HI, completamente análogo, en su composición y propiedades al ácido clorhídrico HCl.

El yodo forma con el oxígeno dos compuestos ácidos: el ácido *yódico* IO³H y el ácido *peryódico* IO⁴H.

Reactivo del yodo. — Cuando se pone yodo en contacto con el almidón disuelto en el agua, se forma inmediatamente una combinación de ambos cuerpos, que lleva el nombre de *yoduro de almidón*. Este compuesto presenta color azul muy intenso, que permite demostrar la presencia de pequenísimas cantidades de yodo en un licor. El yoduro de almidón se decolora á la temperatura de 70 á 80°; pero recobra su color por el enfriamiento.

152. Estado natural y preparación. — Se encuentra el yodo combinado con el sodio en las plantas marinas, algas, fucos, etc., en las esponjas, en gran número de moluscos marinos y en ciertas aguas minerales. Chatain ha probado que existen rastros de yodo libre en el aire atmosférico y en casi todas las aguas naturales.

En los laboratorios se prepara el yodo calentando en una retorta provista de una prolongación y de un recipiente, una mezcla de yoduro de potasio, de bióxido de manganeso y de ácido sulfúrico. La reacción es exactamente la misma que para el cloro (§ 138):



153. Extracción del yodo de las aguas madres de las cenizas de algas. — En las fábricas se recurre á las aguas madres de las cenizas de algas, que contienen yodo en estado de yoduro de sodio. Basta hacer pasar á través de ellas una

corriente de cloro, que se apodera del sodio y precipita el yodo, bajo la forma de polvos de color gris negruzco, que se recoge por filtración, y que después se purifica sublimándolo en retortas de asperón calentadas en el baño de arena (*fig 60*).

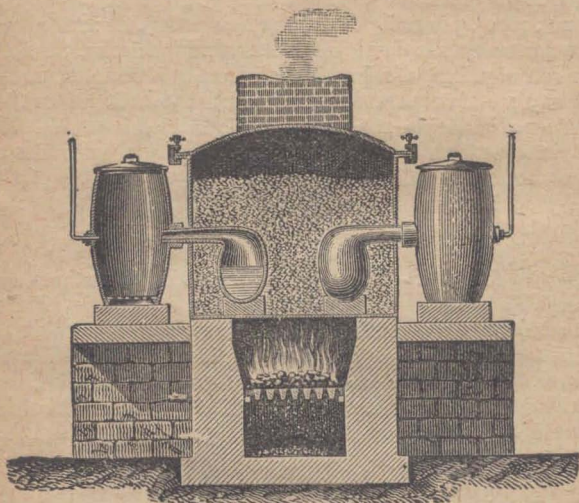
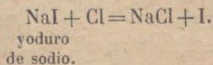


Fig. 60.

El yodo en vapor se recibe dentro de los recipientes de asperón, donde se condensa y se cristaliza:



Observación. — Sólo una vez que se ha desprendido todo el yodo es cuando el bromo empieza á ser desalojado por el cloro de las aguas madres de las cenizas de algas. En efecto, sabemos que el bromo desaloja al yodo de sus combinaciones. No puede, en consecuencia, ser puesto en libertad sino después de la eliminación de la totalidad del yodo.

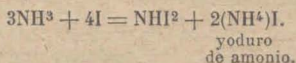
153 bis. Extracción del yodo de las aguas madres de los nitratos de Chile. — Los inmensos yacimientos de nitrato de sodio, que emergen casi del suelo en el Perú y Chile,

contienen algunos gramos de yodato de sodio por tonelada. De este yodato disuelto y concentrado en las aguas madres, que provienen de las lejías del nitrato de sodio, se extrae la mayor parte del yodo. Se reduce el yodato en yoduro de sodio por medio del ácido sulfuroso, y añadiendo sulfato de cobre, se obtiene un yoduro cuproso, del cual se extrae el yodo por la acción combinada del bióxido de manganeso y del ácido sulfúrico (es el método de Berthollet para la extracción del cloro de los cloruros, p. 146).

Usos. — El yodo se usa mucho en medicina bajo la forma de tintura de yodo, de yoduro de potasio, de sodio y de amonio. También se usan los yoduros en fotografía.

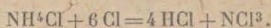
154. Yoduro de nitrógeno, NHI^2 . — El *yoduro de nitrógeno* es un polvo negruzco, cuya explosión provoca en estado seco el más ligero choque, el frotamiento de las barbas de una pluma.

155. Preparación del yoduro de nitrógeno. — Se prepara vertiendo una solución concentrada de amoniaco sobre yodo reducido á polvo fino. La reacción queda terminada al cabo de un cuarto de hora. El yodo queda transformado en polvo negro que se lava con un poco de agua y se seca después en pequeña cantidad en un filtro :



Siendo NH^3 la fórmula del amoniaco, se ve que para formar el yoduro de nitrógeno, 2 átomos de yodo han reemplazado á 2 de hidrógeno.

Existe también un *cloruro de nitrógeno* NCl^3 líquido amarillo, oleaginoso, muy detonante, de manejo sumamente peligroso. Se le obtiene haciendo reaccionar cloro sobre clorhidrato de amoniaco :



Aquí los tres átomos de hidrógeno del amoniaco han sido reemplazados por tres de cloro.

Hay igualmente un *bromuro de nitrógeno* NBr^3 , líquido oleaginoso dotado de las mismas propiedades que el cloruro.

Resumen.

I. El *fluor* Fl es un gas casi incoloro, apenas amarillento, dotado de gran energía química, obtenido por Moissan en estado libre el año 1886, mediante la descomposición por la pila del ácido fluorhídrico anhidro HFl.

II. El fluor forma con el hidrógeno el ácido *fluorhídrico* HFl, que se obtiene descomponiendo el fluoruro de calcio por el ácido sulfúrico, y que se emplea para hacer grabados en vidrio.

III. El *cloro* es un gas amarillo verdoso, de olor fuerte y característico. Á la temperatura ordinaria puede el agua disolver unas tres veces su volumen. Su densidad es 2,44.

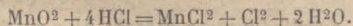
IV. El cloro y el oxígeno forman tres anhídridos y cuatro ácidos; pero estos dos gases no se unen directamente. El cuerpo con que más afinidad tiene el cloro es el hidrógeno. Bajo la acción de la luz solar, del calor ó de la chispa eléctrica, se combinan el cloro y el hidrógeno con explosión, produciendo ácido clorhídrico.

V. El cloro destruye todos los colores vegetales; decolora instantáneamente el tornasol, el añil, la tinta ordinaria, etc. Casi todos los cuerpos simples, metaloides ó metales, se combinan directamente con él para formar cloruros.

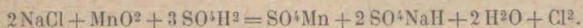
VI. El cloro descompone el agua y el ácido sulfhídrico, apoderándose de su hidrógeno y poniendo en libertad al oxígeno en estado naciente, ó al azufre. Así es que se emplea frecuentemente al cloro como oxidante.

VII. Se prepara el cloro de dos maneras :

1.º Descomponiendo al ácido clorhídrico por medio del bióxido de manganeso :



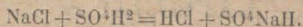
2.º Calentando una mezcla de cloruro de sodio, de ácido sulfúrico y de bióxido de manganeso :



VIII. El *ácido clorhídrico* HCl es un gas incoloro, de olor fuerte y picante, fumante en el aire. El agua disuelve á la temperatura ordinaria unas 500 veces su volumen de dicho cuerpo. Su densidad es 1,247.

IX. El ácido clorhídrico es descomponible en parte por el calor ó la electricidad. Ningún metaloide ejerce acción sobre él exceptuando el oxígeno. Por el contrario, casi todos los metales lo descomponen apoderándose del cloro para constituir cloruros y dejando libre el hidrógeno.

X. El ácido clorhídrico se prepara calentando ligeramente una mezcla de cloruro de sodio y de ácido sulfúrico dilatado :

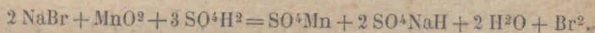


XI. El *agua regia* es una mezcla de tres á cuatro partes de ácido clorhídrico y de una de ácido nítrico. Disuelve el oro y el platino transformándolos en cloruros.

XII. El bromo, cuyas propiedades químicas son muy parecidas á las del cloro, es un cuerpo líquido á la temperatura ordinaria, de color rojo pardusco muy oscuro, de olor fuerte y desagradable. Su densidad es 2,97. Se volatiliza muy fácilmente y se solidifica á -22° .

XIII. El bromo tiene, lo mismo que el cloro, mucha afinidad por el hidrógeno, con el cual forma ácido bromhídrico HBr . Se une directamente con gran número de metales (bromuros).

XIV. Se extrae el bromo de las aguas madres de las cenizas de algas, después de haber hecho desprenderse el yodo por medio del cloro, tratándolas con bióxido de manganeso y ácido sulfúrico :



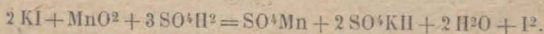
También se le saca, mediante una corriente de cloro, de las aguas madres de las salinas.

XV. El *yodo* es un cuerpo sólido, cristalizado en laminillas romboidales de color gris azulado y brillo metálico. Su densidad es 4,95. Se funde á 107 grados y hierve á 175°. Cuando se le calienta, difunde hermosos vapores violados.

XVI. El yodo presenta la mayor analogía con el cloro y el bromo en lo relativo á sus propiedades químicas. Se combina con la mayor parte de los cuerpos simples, para formar yoduros y en unión del hidrógeno, proporciona un compuesto ácido llamado ácido yodhídrico HI , muy parecido al ácido clorhídrico HCl .

XVII. Se extrae el yodo de las aguas madres de las cenizas de algas por medio de una corriente de cloro, que lo hace desprenderse de sus combinaciones sódicas.

En los laboratorios se puede preparar el bromo ó el yodo tratando un bromuro ó un yoduro alcalino por el bióxido de manganeso y por el ácido sulfúrico; la reacción es exactamente la misma que para el cloro :



XVIII. El cloro, el bromo y el yodo se combinan con el nitrógeno para formar cuerpos detonantes : el cloruro, el bromuro y el yoduro de nitrógeno.

CAPITULO X

Azufre. — Anhídrido y ácido sulfuroso. — Anhídrido y ácido sulfúrico. — Ácido sulfhídrico. — Selenio. — Teluro.

AZUFRE.

Peso atómico (1 vol.) S = 32.

156. Historia. — El azufre es conocido desde la más remota antigüedad. Sin embargo, sólo á fines del siglo último clasificaron los químicos franceses á este cuerpo entre los simples.

157. Propiedades físicas. — El azufre es un cuerpo sólido á la temperatura ordinaria, de color amarillo de limón, insípido é inodoro. Conduce muy mal el calor y la electricidad. Bajo la acción de un frotamiento enérgico, se electriza y difunde ligero olor, el del ozono. Su mala conductibilidad para el calor lo hace muy quebradizo; cuando se toma en la mano una barra de azufre, la parte exterior se calienta y se dilata mientras que la central, que no recibe tanto fluido, resiste á la dilatación. De ahí resulta una ruptura de equilibrio entre las moléculas, que se traduce en ligeros estallidos (grito del azufre) y finalmente deshace la barra si no se la suelta.

158. Efectos del calor sobre el azufre. — El calor ejerce sobre el azufre acción muy notable. Cuando se calienta este cuerpo á 110°, entra en fusión y forma entonces un líquido muy fluido, de color cetrino. Obsérvase que los pedazos de azufre no fundido quedan en el fondo del vaso; lo cual prueba que el cuerpo en cuestión se dilata al pasar del estado sólido al líquido, fenómeno opuesto al que presenta el agua en las mismas condiciones. Si se continúa elevando la temperatura gradualmente hasta 220 grados, nótese que el azufre fundido se pone espeso y toma al mismo tiempo color pardo muy oscuro; entonces parece alquitrán muy denso y no corre sino con bastante lentitud. Á una temperatura superior aún, allá por los 300 grados, recobra su fluidez conservando el color pardo. Finalmente á 400 gra-

dos entra en ebullición y pasa al estado de vapor amarillento, que tiene según Sainte-Claire Deville 2,21 de densidad, es decir, justo el doble que el oxígeno.

159. Modificaciones alotrópicas del azufre: azufre duro, azufre blando, azufre insoluble. — El azufre fundido á 110° y enfriado bruscamente echándolo en el agua, cuando todavía está fluido, vuelve á ser amarillo, duro y frágil. Por el contrario, sigue siendo pardo, viscoso, transparente, elástico como el caucho si se le vierte en agua fría en el momento en que está espeso, es decir, cuando su temperatura es de unos 220 grados. Sin embargo, al cabo de cierto tiempo recobra su color amarillo y su dureza primitivos. Según Dumas, este estado particular del azufre se debe á cierta cantidad de calor latente que este cuerpo conserva al enfriarse y que después pierde poco á poco.

El azufre *insoluble* ó *amorfo*, reconocido por Sainte-Claire Deville, se obtiene disolviendo azufre blando en sulfuro de carbono; entonces queda un precipitado de color algo amarillento, pulverulento, amorfo, insoluble. La flor de azufre ó azufre en canutos contiene siempre azufre amorfo.

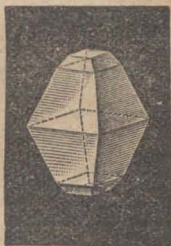


Fig. 61.

160. Cristalización octaédrica. — El azufre, que es completamente insoluble en el agua y apenas soluble en el alcohol y el éter, se disuelve bastante bien en la esencia de trementina, así como en la mayor parte de los aceites esenciales, en la bencina, y particularmente en el sulfuro de carbono. Cuando se le trata por este último líquido y se deja evaporar lentamente la disolución, cristaliza en octaedros rectos de base romboidal (*azufre octaédrico*, fig. 61).

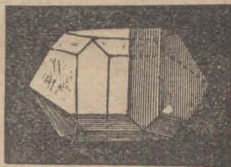


Fig. 62

161. Cristalización prismática. — Cuando se deja enfriar lentamente el azufre fundido, recobra el estado sólido y cristaliza en prismas transparentes oblicuos de base romboidal (*azufre prismático*, fig. 62), forma cristalina incompatible con la que adopta por

vía de disolución. Esta propiedad que el azufre y otros varios cuerpos tienen de presentar dos formas cristalinas diferentes é incompatibles ha recibido el nombre de *dimorfismo* (§ 9).

La densidad del azufre sólido varía con sus diversos estados. La del octaédrico es 2,07; la del prismático, sólo de 1,97.

Para obtener el azufre prismático, se deja enfriar lentamente azufre fundido en un crisol. Así que la superficie libre empieza á solidificarse, se retira la costra en formación, se decanta con cuidado y se encuentran las paredes del crisol cubiertas de largas agujas transparentes.

162. Paso de una forma cristalina á otra. — Abandonando durante algunos días esas agujas prismáticas á la temperatura ordinaria, pierden poco á poco su transparencia y examinándolas con el microscopio, se observa que están compuestas de rosarios de octaedros.

Inversamente, los cristales de azufre octaédricos, mantenidos á una temperatura superior á 98°, se transforman en prismas si se les toca con un fragmento de cristal prismático. Gernez ha probado de este modo que las dos formas cristalinas del azufre no son permanentes sino : la prismática por encima de 98°, la octaédrica por debajo de esta temperatura.

163. Propiedades químicas. — El azufre tiene gran afinidad por el oxígeno. Á la temperatura de 250°, arde en ese gas ó en el aire con una llama azulada, difundiendo olor vivo y penetrante muy característico. Este olor se debe al desprendimiento de un compuesto gaseoso que se forma en esta combustión, y que se designa con el nombre de *anhídrido sulfuroso* SO².

El azufre se combina también con el hidrógeno, con el carbono, con el cloro, el bromo, el yodo y con la mayor parte de los metales. La afinidad del vapor de azufre por la mayor parte de los metales llega á ser tan grande que la combinación se efectúa con desprendimiento de calor y de luz. Así, arrojando limaduras de cobre en un globo que contenga azufre á 400°, se combina con su vapor poniéndose incandescente. Una mezcla de flor de azufre y de limadura de hierro rociada con agua emite tal calor, que el agua se convierte en vapor violentamente (experimento llamado del volcán de Lémery).

Observación. — Considerado químicamente, el azufre tiene la mayor analogía con el oxígeno. *Quema*, lo mismo que este último, á la mayoría de los cuerpos simples y forma con ellos sulfuros que se parecen enteramente á los óxidos y á los ácidos en sus propiedades químicas. Así, para no citar más que un ejemplo, el azufre se combina directamente con el carbono para dar un sulfuro CS^2 , que no sólo tiene la misma composición molecular que el anhídrido carbónico CO^2 , sino que además se le parece químicamente hasta el punto de que se le ha llamado *ácido sulfo-carbónico* (véase más adelante el sulfuro de carbono).

164. Estado natural. — El azufre abunda mucho en la naturaleza. Se le encuentra en *estado nativo*, esto es, libre, en los terrenos volcánicos, sea en capas más ó menos gruesas, sea la mayor parte de las veces en pequeños fragmentos diseminados en ciertas rocas; á veces hasta se le descubre en forma de hermosos cristales octaédricos semi-transparentes. Este cuerpo existe además en combinación, constituyendo los sulfuros metálicos y los sulfatos, en gran número de aguas minerales, así como en ciertas sustancias orgánicas animales y vegetales.

165. Extracción del azufre. — Se extrae el azufre de los terrenos volcánicos llamados *solfáтарas*, donde existe en estado nativo, mezclado con materias terrosas. Sepárasele de estas materias por dos destilaciones sucesivas, una de las cuales, que se efectúa en el sitio mismo de la explotación, da primero el *azufre bruto*, mientras la otra, practicada en los puntos de consumo, tiene por objeto purificar exactamente el azufre.

La primera destilación se practica según dos métodos diferentes. Si el mineral abunda mucho, como en Sicilia, se le aglomera en hornos circulares de fondo oblicuo llamados *calcaroni* (*fig.* 63), teniendo cuidado de hacer chimeneas para el tiro en la masa del mineral. Cúbrese todo con tierra y se pega fuego por las chimeneas á la parte superior de la masa. El calor producido por la combustión de una tercera parte del azufre llega á ser poco á poco bastante grande para fundir los otros dos tercios, que corren por un agujero de salida que se halla en la parte inferior del horno. La duración de esta salida puede ser de seis semanas

á dos meses en los grandes calcaroni, que contienen más de cien toneladas de mineral; el rendimiento es de 60 á 70 por 100.

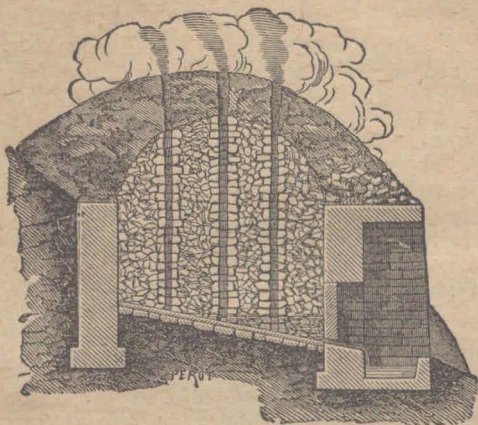


Fig. 63.

Si el mineral es menos rico, según ocurre en los alrededores de Nápoles, la primera destilación se hace en vasos de barro (*fig. 64*) colocados en un horno de ladrillos, y que

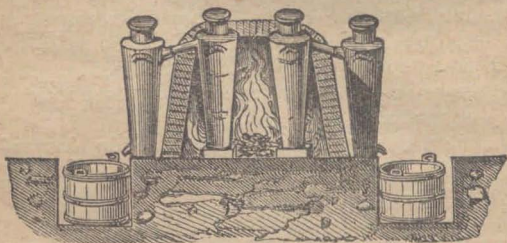


Fig. 64.

comunican, por medio de tubos inclinados, con otros vasos análogos situados exteriormente. Introdúcese en los primeros la tierra sulfurosa extraída de la mina, y se tapa con cuidado su orificio superior. Cuando la temperatura del

horno es bastante alta, el azufre destila y va á condensarse en estado líquido en los vasos exteriores, de donde se le extrae de tiempo en tiempo haciéndolo correr por una abertura practicada junto al fondo. Recíbesele en balsas llenas de agua fría, donde se solidifica. Este azufre bruto dista mucho de ser puro, pues contiene todavía más de 15 por 100 de materias terrosas.

La segunda destilación se lleva á cabo en una amplia cámara de mamposteria A (fig. 65), cuya chimenea está pro-

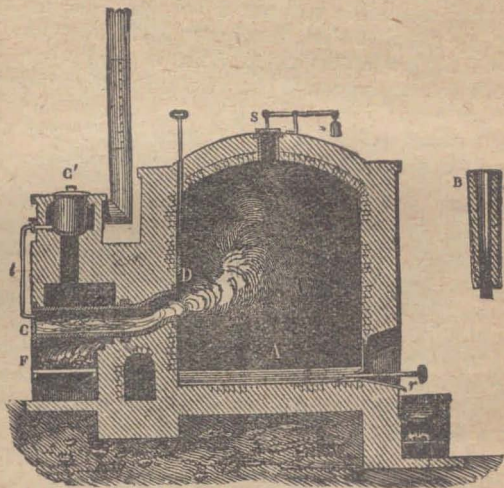


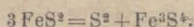
Fig. 65.

vista de una válvula S para el desprendimiento del aire interior y que comunica, por un ancho tubo D con una caldera de fundición C, colocada en el hornillo F. Encima de esta caldera se encuentra otro vaso de fundición C', que eleva la temperatura del aire ya caliente del hogar antes de dirigirse á la chimenea. En este vaso es donde se introduce el azufre bruto, que al fundirse corre por un tubo t y penetra en la caldera C, donde no tarda en ponerse á hervir. Su vapor se difunde por la cámara A, donde empieza por condensarse primero bajo la forma de polvos muy finos, que llevan el nombre de *flor de azufre*. Mientras la temperatura

de las paredes de la cámara no ha llegado á 110 grados, continúa esta condensación del vapor de azufre en estado sólido. Pero continuando la operación, el calor llega á ser muy pronto bastante intenso para fundir el azufre, y entonces el vapor se convierte en azufre líquido, que se va aglomerando en el piso inclinado de la cámara. Se le extrae por medio de un pequeño canal *r* y se le recibe en otra caldera, que lo mantiene líquido; después se le vacía en moldes de madera *B*, de figura cónica. Preparado de este modo se le llama *azufre en canutos*.

Se ve que es posible obtener á voluntad flor de azufre ó azufre en canutos. Para lo primero basta interrumpir de tiempo en tiempo la destilación, á fin de que las paredes de la cámara se mantengan á temperatura siempre inferior á la de fusión del azufre.

En Alemania preparan este cuerpo calcinando piritas (FeS^2) en vasos cerrados:



166. Usos. — El azufre tiene numerosas aplicaciones en medicina y en la industria. La primera lo utiliza sobre todo contra las enfermedades de la piel; la segunda, para hacer la pólvora, el anhídrido sulfuroso y el ácido sulfúrico. También sirve para sacar moldes de medallas, para soldar el hierro con la piedra, para hacer más combustibles los fósforos, cerillas ó pajuelas, para vulcanizar el caucho, destruir el *oidium* de las vides, etc.

Combinaciones del azufre con el oxígeno.

167. Compuestos oxigenados del azufre. — El azufre forma con el oxígeno tres anhídridos:

El anhídrido sulfuroso.....	SO^2 ,
El anhídrido sulfúrico.....	SO^3 ,
El anhídrido persulfúrico.....	S^2O^7 .

Estos anhídridos producen, al combinarse con una molécula de agua, los ácidos del mismo nombre:

El ácido sulfuroso.....	$\text{SO}^3\text{H}^2 = \text{SO}^2 + \text{H}^2\text{O}.$
El ácido sulfúrico.....	$\text{SO}^4\text{H}^2 = \text{SO}^2 + \text{H}^2\text{O}.$
El ácido persulfúrico.....	$2[\text{SO}^4\text{H}] = \text{S}^2\text{O}^7 + \text{H}^2\text{O}.$

Los restantes ácidos oxigenados del azufre son :

El ácido hiposulfuroso..... $S^2O^3H^2$,

que no ha sido aislado y que sólo se conoce por sus sales, los hiposulfitos, y la serie tiónica (de la palabra griega *θειον*, azufre) :

El ácido ditiónico..... $S^2O^6H^2$,

El ácido tritiónico..... $S^3O^6H^2$,

El ácido tetratiónico..... $S^4O^6H^2$,

El ácido pentatiónico..... $S^5O^6H^2$.

No estudiaremos más que los anhídridos y ácidos sulfuroso y sulfúrico.

Anhídrido ó gas sulfuroso; ácido sulfuroso.

Peso molecular (2 vol. $SO^2 = 64$,

168. Historia. — Lavoisier fué el primero que, quemando azufre en el oxígeno, determinó la naturaleza y composición del anhídrido sulfuroso.

169. Propiedades físicas. — El anhídrido sulfuroso es un gas incoloro, de sabor fuerte y picante: su olor es el del azufre que arde. Cuando se le respira, aunque sea en cantidad muy pequeña, provoca la tos, irritando vivamente los órganos respiratorios. Este gas es muy soluble en el agua, que puede disolver á la temperatura ordinaria hasta 50 veces su propio volumen. Una solución saturada de gas sulfuroso, enfriada á -6° , deja depositarse cristales de un hidrato que tiene como fórmula $SO^2 + 9H^2O$. Su densidad es 2,234.

El anhídrido sulfuroso puede ser liquidado por el enfriamiento bajo la presión ordinaria; para ello basta hacer llegar el gas á un pequeño matraz de vidrio M (fig. 66), que penetra en una mezcla de 2 partes de hielo y 1 de sal marina. Entonces forma un líquido incoloro, muy fluido y volátil, cuya densidad es 1.45. Este líquido entra en ebulli-



Fig. 66.

ción á -10° y se congela cuando se le expone á un frío de -75° producido por la mezcla de éter y de anhídrido carbónico sólido. La evaporación rápida en el aire del anhídrido sulfuroso líquido determina un descenso de temperatura considerable; en el vacío ese enfriamiento puede llegar hasta 68 grados bajo cero. Esta propiedad se utiliza para solidificar el mercurio y reducir á líquidos algunos gases, como el cloro, el amoniaco, el cianógeno, etc.

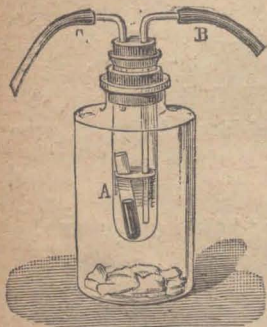


Fig. 67.

Haciendo pasar una rápida corriente de aire por los tubos B y C (*fig. 67*), á través de anhídrido sulfuroso líquido, de manera que los vapores sulfurosos sean expulsados del local donde se opera, es posible, según han probado Drion y Loir, solidificar en pocos minutos una pequeña cantidad de mercurio contenida en un tubo de vidrio de paredes delgadas A, que se baña en el anhídrido sulfuroso. El aparato

frigorífico debe estar dentro de un frasco perfectamente seco que contenga ácido sulfúrico concentrado ó cloruro de calcio, á fin de que no se depositen en las paredes vapores que impidan ver la experiencia.

170. Propiedades químicas del anhídrido sulfuroso. — El anhídrido sulfuroso es el más estable de todos los compuestos de oxígeno y de azufre. No sirve para la combustión; introduciendo en él una bujía encendida, se apaga inmediatamente, lo cual explica la antigua costumbre de quemar azufre para apagar los fuegos de chimenea.

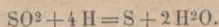
El azufre y el nitrógeno carecen de acción sobre el gas sulfuroso.

Sólo se descompone parcialmente por el calor á las temperaturas más elevadas que es posible obtener en un horno de reverbero (disociación por medio del tubo caliente y frío, pág. 47).

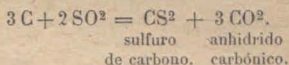
El oxígeno seco no ejerce ninguna acción sobre el gas sulfuroso en las condiciones ordinarias; pero, bajo la in-

fluencia combinada del musgo de platino y del calor, o transforma en anhídrido sulfúrico SO^3 . Esta es la reacción más importante del gas sulfuroso: $\text{SO}^2 + \text{O} = \text{SO}^3$.

El hidrógeno descompone al anhídrido sulfuroso en una temperatura elevada, apoderándose de su oxígeno para formar agua y dejando al azufre en libertad:



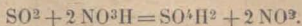
El carbono descompone también al gas sulfuroso bajo una temperatura elevada, resultando sulfuro de carbono y anhídrido carbónico:



El cloro se combina con el anhídrido sulfuroso. Cuando los dos gases están perfectamente secos, y se les expone uno en presencia de otro á la acción directa de los rayos solares, se forma un compuesto líquido é incoloro, que emite vapores en el aire, y que se designa con el nombre de *cloruro de sulfurilo* $\text{SO}^2 \text{Cl}^2$.

El potasio, el sodio y otros varios metales lo descomponen á temperatura elevada.

Poniendo al anhídrido sulfuroso en contacto con el ácido nítrico, se transforma en ácido sulfúrico, y se desprenden vapores rutilantes de peróxido de nitrógeno:



En resumen, el gas sulfuroso es un cuerpo reductor que tiene gran tendencia á apoderarse de un átomo de oxígeno para convertirse en anhídrido sulfúrico: sin embargo, puede ser reducido á su vez por el hidrógeno, que lo divide en azufre y oxígeno.

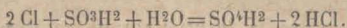
171. Propiedades químicas del ácido sulfuroso (SO^3H^2). — Se llama *ácido sulfuroso* á la disolución del anhídrido sulfuroso en el agua. Esta disolución enrojece la tintura de tornasol, á que después quita el color, se combina con las bases alcalinas y presenta las propiedades de los ácidos. Admítese que esa disolución contiene el hidrato SO^3H^2 , pero no se le ha podido aislar.

El poder decolorante del ácido sulfuroso sobre la tintura

de tornasol se ejerce en la mayor parte de los colores vegetales. Así, si se colocan violetas en un frasco lleno de este ácido, no tardan en ponerse enteramente blancas; pero su color se regenera por contacto con un licor alcalino. Pétalos de rosa que se han decolorado mediante el ácido sulfuroso, recobran también su tono primitivo si se les echa en ácido sulfúrico debilitado; lo cual prueba que si bien el ácido sulfuroso blanquea las materias colorantes, no las destruye.

La disolución acuosa de ácido sulfuroso y el oxígeno del aire se combinan poco á poco, resultando de ahí ácido sulfúrico hidratado SO^4H^2 . Precisa, pues, hacer esa disolución con agua privada de aire por la ebullición, y que después se conserva en frascos llenos y bien tapados.

Esta oxidación del ácido sulfuroso es inmediata en presencia del cloro, del bromo y del yodo. El agua se descompone; el ácido sulfuroso se apodera del oxígeno para convertirse en ácido sulfúrico, y el cloro del hidrógeno para producir ácido clorhídrico:



Su tendencia á transformarse en ácido sulfúrico hace que el ácido sulfuroso ejerza acción desoxidante sobre varios compuestos oxigenados; es, por consiguiente, un cuerpo *reductor*.

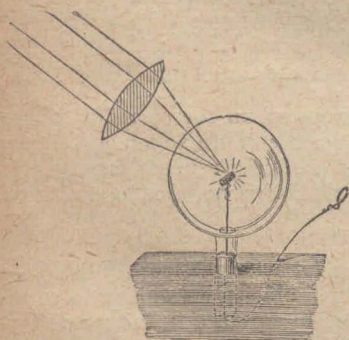
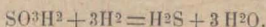


Fig. 68.

Vertiendo en un aparato para hidrógeno un poco de ácido sulfuroso, éste es descompuesto á la temperatura ordinaria por el hidrógeno naciente, y se forma ácido sulfhídrico:



172. Composición. —

Para determinar la composición del gas sulfuroso, se introduce en un matraz lleno de oxígeno y

colocado en la cuba de mercurio (fig. 68), un pequeño fragmento de azufre, que se enciende concentrando en él los

rayos solares por medio de una lente. El azufre arde y se transforma en un volumen de gas sulfuroso, precisamente igual al del oxígeno empleado. De ahí se deduce que el *anhidrido sulfuroso contiene un volumen de oxígeno igual al suyo*. Ahora bien,

Si de la densidad del anhídrido sulfuroso.....	2,234
Se resta la del oxígeno.....	1,106
El resto.....	1,128

representa sensiblemente la mitad de la densidad del vapor de azufre. Luego, *un volumen de gas sulfuroso se compone de un volumen de oxígeno y de medio de vapor de azufre*.

1 volumen de vapor de azufre + 2 vol. de oxígeno se condensan en dos volúmenes de anhídrido sulfuroso : de donde su fórmula atómica SO_2 .

173. Estado natural. — Se encuentra el gas sulfuroso en estado de libertad cerca de los volcanes, de las solfataras, y donde quiera que hay azufre en combustión. No se le halla combinado, pues tiene poca tendencia á unirse con las bases; además, las sales que puede formar no tardarian en convertirse en sulfatos.

174. Preparación del anhídrido sulfuroso. — En la industria el anhídrido sulfuroso se prepara siempre quemando en el aire azufre ó piritas (*sulfuro de hierro FeS_2*).

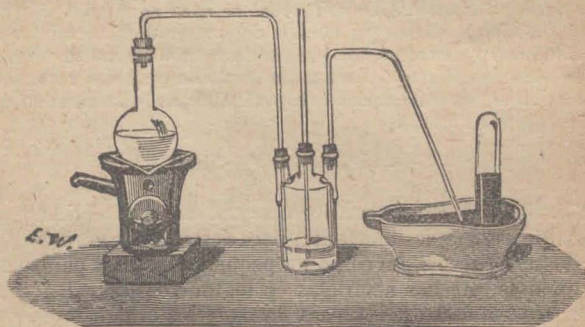
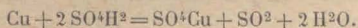


Fig. 69.

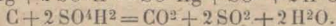
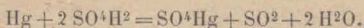
En los laboratorios se le obtiene desoxidando el ácido sulfúrico. Para ello se calienta ligeramente en un matraz de

vidrio (*fig. 69*) ácido sulfúrico concentrado sobre limaduras de cobre. El gas debe recogerse encima del mercurio, por razón de su gran solubilidad en el aire ; pero antes de recogerlo hay que hacerlo pasar por un frasco lavador que contenga un poco de agua, para librarlo de los vapores de ácido sulfúrico que se desprenden durante la operación.

Teoría. — Parte del ácido sulfúrico se descompone en gas sulfuroso, que se desprende, y en oxígeno, que se dirige hacia el cobre para formar un óxido, el cual se combina con el ácido sulfúrico no descompuesto ; de manera que en el matraz queda sulfato de cobre :

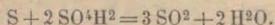


El mercurio y el carbón pueden servir en vez del cobre :



Esta última reacción se utiliza para preparar con el aparato de Wolf, la disolución de gas sulfuroso ó el ácido sulfuroso propiamente dicho. Entonces el gas sulfuroso se disuelve en el agua, mientras que la mayor parte del ácido carbónico se desprende.

Observación. — Á 300°, el vapor de azufre convierte al ácido sulfúrico en anhídrido sulfuroso. Para aplicar esta reacción á la preparación del anhídrido sulfuroso, se hace correr un delgado hilito de ácido sulfúrico por encima de azufre, fundido en retortas de fundición y elevado á una temperatura de 400°. Así se prepara industrialmente el gas sulfuroso destinado después á ser convertido en líquido para que sirva evaporándose en la fabricación del hielo (aparato Pictet) :



175. Usos. — El gas sulfuroso se utiliza en medicina y en viticultura como desinfectante, para destruir los gérmenes ó bacilos contagiosos, así como los pequeños insectos parásitos. Se queman mechas azufradas en lostoneles que van á contener el vino ó alcoholes, para destruir los organismos inferiores capaces de engendrar fermentaciones. En la industria se le emplea para fabricar hielo por medio del aparato de Pictet, para blanquear las telas de lana y seda, para quitar

las manchas de fruta en los manteles y servilletas. Si no se tiene á mano un solución de ácido sulfuroso, basta mojar la mancha y exponerla á los vapores de algunos fósforos azufrados que se encienden.

Anhidrido sulfúrico.

Peso molecular (2 vol.) $\text{SO}^3 = 80$.

176. El anhidrido sulfúrico SO^3 es sólido, blanco, opaco, cristalizado en largas agujas sedosas, como el amianto. Se funde á 18° y se volatiliza á 46° . La densidad de su vapor es 2,76. Este anhidrido difunde por el aire abundantes vapores, que resultan de su combinación con la humedad atmosférica. Cuando se le pone en contacto del agua, se disuelve en seguida, produciendo ruido análogo al que causa un hierro hecho ascua que se introduce en ese líquido, y emite gran cantidad de calor.

177. Composición. — El calor descompone el anhidrido sulfúrico, según es fácil demostrar, haciendo llegar su vapor por un tubo de porcelana calentado á la temperatura del rojo; de ahí resultan anhidrido sulfuroso y oxígeno: $\text{SO}^3 = \text{SO}^2 + \text{O}$.

Haciendo pasar la mezcla gaseosa que resulta de la reacción precedente á una disolución de potasa, el anhidrido sulfuroso es absorbido y el volumen de gas se reduce á la tercera parte. La mezcla estaba formada, pues, de 2 vol. de anhidrido sulfuroso SO^2 y de 1 vol. de oxígeno. Ahora bien, sabemos que 2 vol. de anhidrido sulfuroso contienen 1 vol. de azufre + 2 vol. de oxígeno. La fórmula atómica del anhidrido sulfúrico será, pues, $\text{S} + \text{O}^2 + \text{O} = \text{SO}^3$.

178. Preparación del anhidrido sulfúrico. — Se le obtiene por tres métodos diferentes : 1º. en los laboratorios por la destilación del ácido sulfúrico fumante de Nordhausen; 2º. en la industria, por la combinación directa del gas sulfuroso y del oxígeno en el musgo de platino; 3º. descomponiendo por el calor el sulfato ácido de sodio.

1º. Destilación del ácido sulfúrico fumante. — El ácido sulfúrico fumante de Nordhausen se llama así por el nombre de

la ciudad donde se le prepara. Este ácido, que es el producto de la destilación del sulfato de hierro, puede considerarse como una mezcla de ácido sulfúrico monohidratado y de anhídrido sulfúrico. Calentándolo suavemente en una retorta de vidrio cuyo cuello comunique con un tubo en U, rodeado de una mezcla frigorífica, se desprende anhídrido sulfúrico en forma de abundantes vapores blancos, que van á cristalizar en el tubo. Para conservar este ácido, se cierran con la lámpara las dos extremidades del tubo que lo contiene, á fin de sustraerlo á la humedad del aire atmosférico.

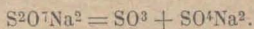
2º *Combinación directa del gas sulfuroso y del oxígeno (Procedimiento de contacto).* — 2 vol. de anhídrido sulfuroso y 1 vol. de oxígeno bien secos, que pasan por musgo de platino calentado á 300º, se combinan en humos blancos de anhídrido sulfúrico : $\text{SO}_2 + \text{O} = \text{SO}_3$. Esta reacción fundamental, llamada *de contacto*, en la que el musgo de platino desempeña solo un papel catalítico, se usa hoy mucho en la industria para la fabricación del anhídrido sulfúrico y en especial del ácido sulfúrico muy concentrado.

El gas sulfuroso proviene de la combustión de piritas FeS_2 en hornos especiales, provistos de tablas superpuestas en las que se queman dispuestas en capas poco espesas. Al salir del horno, el gas sulfuroso impuro, cargado de polvos arsenicales, mercuriales y ferruginosos, recibe un chorro de aire y luego de vapor de agua, que transforma los polvos en vaho que se deposita. El gas sulfuroso se disuelve también en agua y después se le retira de su disolución por un aumento de temperatura. Así sale muy puro, y la mezcla de aire y de gas sulfuroso, una vez seca en una columna de cok por un rocío de ácido sulfúrico concentrado, pasa finalmente al catalizador, donde se verifica la combinación. El cuerpo catalizador empleado es *amianto platinado*, sometido á la temperatura de 300º.

Los vasos de concentración son, generalmente, bomboras que contienen ácido sulfúrico ordinario, que se transforma así en *ácido fumante*, al grado que se quiera de concentración.

3º *Destilación seca del sulfato ácido de sodio.* — El sulfato ácido de sodio (SO_4NaH), calentado progresivamente, pierde una molécula de agua y se transforma en disulfato ($\text{S}_2\text{O}_7\text{Na}_2$),

el cual, calentado más aún, se desdobra en anhídrido sulfúrico y sulfato neutro de sodio :



El residuo de sulfato neutro, tratado por el ácido sulfúrico, regenera el sulfato ácido SO^4NaH , y puede volver á empezar la reacción.

179. Usos. — En la industria se prepara un anhídrido que todavía contiene pequenísimas cantidad de agua. Sirve, por su disolución en el ácido ordinario, para fabricar ácidos muy concentrados que sirven en la preparación de las materias colorantes, sobre todo en la del añil.

Ácido sulfúrico SO^4H^2 .

180. Historia. — El *ácido sulfúrico* fué descubierto á mediados del siglo xv por Basilio Valentín, célebre alquimista de Erfurth y monje de la orden de los benedictinos. Durante mucho tiempo se consideró que este ácido preexistía en el azufre : Lavoisier fué el primero en dar á conocer su naturaleza y su composición. El ácido sulfúrico ha recibido los nombres de *ácido vitriólico* y de *aceite de vitriolo*, porque se le obtenía destilando sulfato de hierro, llamado *vitriolo verde*.

181. Propiedades físicas. — El ácido sulfúrico ordinario SO^4H^2 es un líquido incoloro, inodoro, de consistencia oleaginosa, que le ha valido el nombre de *aceite de vitriolo*. Su densidad, á la temperatura de 15° es 1,84. Sometiéndolo á

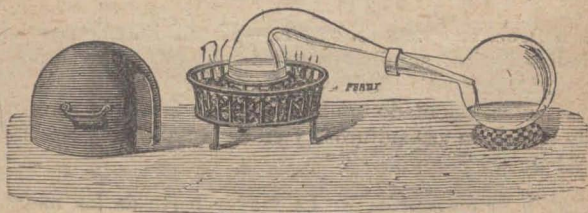
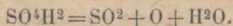


Fig. 70.

un enfriamiento de -34° cristaliza en prismas de 6 facetas; á la temperatura de 325° entra en ebullición y puede ser

destilado. Esta destilación debe efectuarse en una retorta de vidrio cuyo cuello penetra libremente en un matraz donde va á condensarse el vapor (*fig.* 70). Para evitar en cuanto es posible las sacudidas que se producen en el momento de la ebullición de este ácido, se le calienta lateralmente mediante un hornillo circular cubierto por una cúpula de palastro. También se pueden agregar dentro de la retorta algunos alambres de platino, que favorecen el desprendimiento del vapor.

182. Propiedades químicas. — Según hemos visto en la preparación del anhídrido sulfúrico (pág. 176), el calor descompone al ácido sulfúrico, como es fácil demostrarlo haciendo llegar su vapor á un tubo de porcelana calentado á la temperatura del rojo; de ahí resulta anhídrido sulfuroso, oxígeno y agua:



Acción del hidrógeno. — El hidrógeno descompone á una temperatura elevada el ácido sulfúrico para robarle su oxígeno. Haciendo pasar por un tubo de porcelana enrojecido hidrógeno y vapores de ácido sulfúrico, se obtiene una de las dos reacciones siguientes:

Si el ácido se encuentra en exceso, fórmase gas sulfuroso y agua: $\text{SO}^4\text{H}^2 + \text{H}^2 = \text{SO}^2 + 2\text{H}^2\text{O}.$

Si lo que está en exceso es el hidrógeno, se obtiene agua y un depósito de azufre: $\text{SO}^4\text{H}^2 + 3\text{H}^2 = \text{S} + 4\text{H}^2\text{O}.$

Á una temperatura menos elevada, el depósito de azufre es reemplazado por ácido sulfhídrico: $\text{SO}^4\text{H}^2 + 4\text{H}^2 = \text{H}^2\text{S} + 4\text{H}^2\text{O}.$

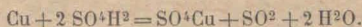
Acción del carbono y del azufre. — El carbón, calentado con ácido sulfúrico, suministra gases sulfuroso y carbónico y agua: $2\text{SO}^4\text{H}^2 + \text{C} = 2\text{SO}^2 + \text{CO}^2 + 2\text{H}^2\text{O}.$

El azufre, calentado también con este ácido, lo convierte todo entero en gas sulfuroso y en agua: $2\text{SO}^4\text{H}^2 + \text{S} = 3\text{SO}^2 + 2\text{H}^2\text{O}.$

Acción de los metales. — La mayor parte de los metales ejercen acción sobre el ácido sulfúrico: unos, como el zinc y el hierro, lo descomponen haciendo desprenderse hidrógeno y transformándose en sulfatos:



Otros, como el cobre y el mercurio, descomponen parte del ácido sulfúrico, que transforman en gas sulfuroso, para convertirse á su vez en sulfatos con el ácido no descompuesto



El oro, el platino, el paladio, el rodio y el iridio no ejercen acción ninguna sobre el ácido sulfúrico.

Acción del ácido sulfúrico sobre las materias orgánicas. — El ácido sulfúrico es uno de los ácidos más enérgicos; quema y destruye gran parte de las materias orgánicas. Así, cuando se introduce un pedazo de madera en este ácido, se ve que casi inmediatamente se ennegrece. Este efecto depende sobre todo de la extremada afinidad del ácido sulfúrico por el agua : el oxígeno y el hidrógeno que entran con el carbono en la composición de la madera, se unen para formar agua, que se combina con el ácido, y así queda el carbono en libertad.

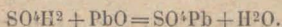
Acción del agua : hidratos. — Cuando se mezcla ácido sulfúrico con agua, su temperatura puede llegar á ser de más de 100°. Además, se observa que después del enfriamiento ha disminuído el volumen de la mezcla. En este caso se forman verdaderos hidratos de proporciones definidas, que tienen como fórmulas $\text{SO}^4\text{H}^2 + \text{H}^2\text{O}$, $\text{SO}^4\text{H}^2 + 2\text{H}^2\text{O}$. Para efectuar estas mezclas hay que verter lentamente el ácido en el agua y agitar incesantemente. Si se vertiera el agua en el ácido, la formación súbita de vapor de agua determinaría una verdadera explosión, con peligrosas proyecciones de ácido sulfúrico. En virtud de su afinidad por el agua es también por lo que el ácido sulfúrico expuesto al aire húmedo aumenta considerablemente de volumen y toma tonos amarillentos. Esta coloración se debe á las partículas de polvo que recibe y que ennegrece al carbonizarlas.

El hielo mezclado con ácido sulfúrico produce calor ó frío, según las proporciones de ácido y de hielo empleados. Así, 4 partes de ácido y 1 de hielo emiten calor, mientras que las proporciones inversas producen frío. Estos dos efectos contrarios se explican fácilmente : en el primer caso, la acción química entre el agua y el ácido sulfúrico produce más calor del que el agua absorbe al fundirse; en el segundo caso produce menos.

Acido disulfúrico. — La mezcla del ácido normal con el anhídrido sulfúrico produce un compuesto sólido á la temperatura ordinaria, fusible á 35° , que difunde en el aire densas humaredas blancas. Este es el ácido disulfúrico: $\text{SO}^4\text{H}^2 + \text{SO}^3 = \text{S}^2\text{O}^7\text{H}^2$.

Sulfatos. — Véase el Cap. XX.

183. Composición. — Para saber la cantidad de agua que contiene el ácido hidratado, se combina un peso conocido de este ácido con un exceso de óxido de plomo también conocido. Se evapora en seco el residuo y se le pesa. La diferencia entre su peso y la suma de los pesos del ácido y del óxido empleados representa la cantidad de agua que contenía el ácido:



184. Estado natural. — El ácido sulfúrico no se encuentra libre en la naturaleza sino muy raras veces. Lo hay en pequeña cantidad en las aguas de Aquisgrán, en algunos lagos

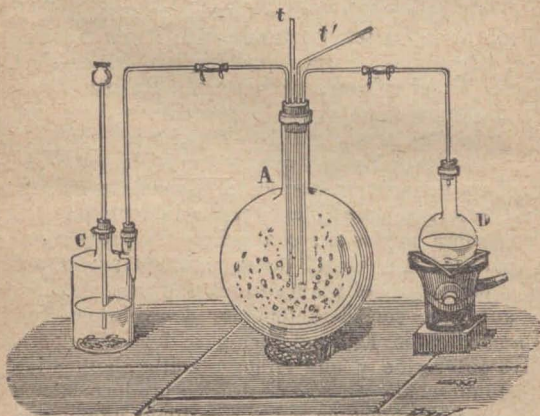


Fig. 71.

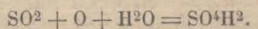
de América meridional y cerca de los volcanes, donde se forma por el contacto del gas sulfuroso y del aire bajo la acción de las lavas porosas é incandescentes. El agua de lluvia que cae cerca de los grandes centros manufactu-

teros contiene á menudo cantidades notables de dicho cuerpo, procedentes de la oxidación del gas sulfuroso que la combustión de la hulla difunde por el aire. Por el contrario, el ácido sulfúrico es muy común en combinación: se le encuentra casi en todas partes formando cal, barita, estronciana, magnesia, alúmina, etc.

185. Preparación del ácido sulfúrico en los laboratorios.

— El ácido sulfúrico ordinario se prepara en los laboratorios haciendo penetrar en un gran matraz de vidrio A (fig. 71) bióxido de nitrógeno que sale de un frasco C y se transforma en peróxido en contacto del oxígeno del aire, y anhídrido sulfuroso procedente de otro pequeño matraz D colocado sobre un hornillo. Dos tubos *t* y *t'* sirven para introducir y renovar el aire en el matraz grande, cuyas paredes deben ser humedecidas de antemano.

Teoría. — El ácido sulfúrico proviene de la oxidación del anhídrido sulfuroso mediante el oxígeno del aire en presencia del vapor de agua. En efecto, ya hemos visto que la disolución de ácido sulfuroso y el exígeno del aire se combinan poco á poco para formar ácido sulfúrico SO^4H^2 (véase p. 172).



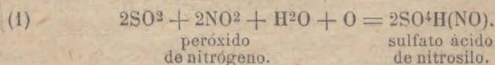
anhídrido
sulfuroso.

ácido
sulfúrico.

Pero como esta reacción tarda mucho en verificarse, se la activa añadiendo ácido nítrico, ó más bien productos nitrosos (bióxido y peróxido de nitrógeno).

Teóricamente, esta preparación del ácido sulfúrico se funda en dos reacciones inversas:

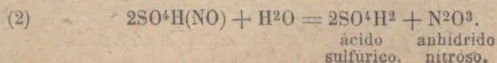
1º En la formación de un cuerpo cristalizado, transparente, el sulfato ácido de nitrosilo $\text{SO}^4\text{H}(\text{NO})$ — cristales de las cámaras de plomo — á expensas del anhídrido sulfuroso, de los óxidos de nitrógeno, del vapor de agua y del oxígeno del aire:



peróxido
de nitrógeno.

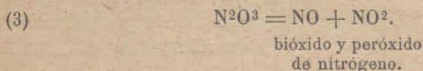
sulfato ácido
de nitrosilo.

2º En la descomposición del sulfato ácido de nitrosilo, en presencia del vapor de agua, en ácido sulfúrico y en anhídrido nítrico:



ácido anhídrido
sulfúrico. nítrico.

Pero los vapores de anhídrido nitroso se disocian en seguida en bióxido y peróxido de nitrógeno :



Y se viene á parar en las mismas condiciones de la primera reacción.

En esta oxidación del anhídrido sulfuroso en contacto del oxígeno del aire, los óxidos de nitrógeno, al decir de algunos químicos, sólo desempeñan con el vapor de agua el papel de cuerpos catalizadores, es decir que facilitan la reacción sin tomar parte en ella. Pero, según otra opinión generalmente aceptada, los óxidos de nitrógeno se transforman y regeneran constantemente (fórmulas 2 y 3); de tal manera que una pequeña cantidad de ácido nítrico, fuente de los productos nitrosos, podría teóricamente servir para oxidar una cantidad indefinida de anhídrido sulfuroso.

186. Preparación industrial del ácido sulfúrico. — 1° *Por la disolución del anhídrido sulfúrico en el agua.* — Habiendo preparado el anhídrido sulfúrico por el método de contacto, por medio del amianto platinado como catalizador (véase p. 176), se envían sus vapores á disolverse en bombonas llenas de agua. Así se obtienen ácidos sulfúricos á todos los grados de concentración.

2° *Por la oxidación del anhídrido sulfuroso por medio del oxígeno del aire en presencia del vapor de agua y de los productos nitrosos (método de las cámaras de plomo).* — Esta fabricación del ácido sulfúrico se efectúa en grandes cámaras, cuyas paredes están guarnecidas interiormente de láminas de plomo soldadas unas con otras. La figura 72 representa una sección general de este aparato, que comprende esencialmente :

1° Un horno especial A, destinado á quemar azufre bruto ó piritas (sulfuro de hierro natural) para producir anhídrido sulfuroso y á calentar una caldera que suministra los chorros de vapor de agua necesarios á la reacción;

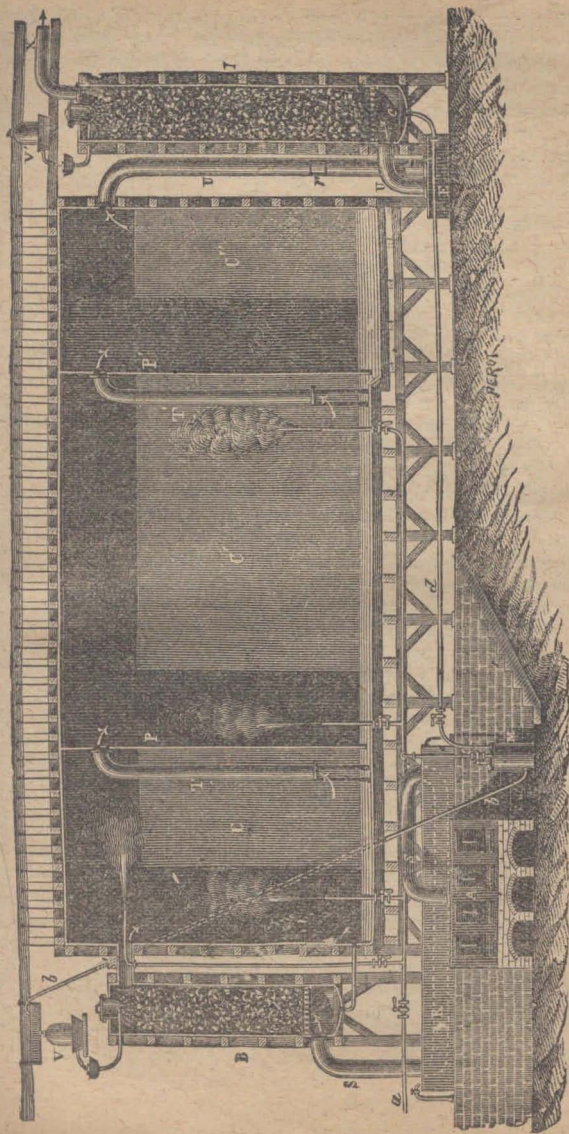


Fig. 72.

2º. Una torre de plomo-B (*torre de Glóver*), revestida interiormente de ladrillos silicosos absolutamente inatacables por el ácido sulfúrico caliente. Esta torre se llena en su parte inferior de piedras silicosas y en la superior de fragmentos de coke;

3º. De vastas cámaras, en número de tres C, C', C'', que comunican entre sí por medio de grandes tubos T, T' y forradas interiormente de láminas de plomo (*cámaras de plomo*);

4º. Una torre de plomo D (*torre ó condensador de Gay-Lussac*) no revestida interiormente de ladrillos silicosos y llena de fragmentos de coke. Es más alta que la de Glóver y debe tener de 12 á 20 metros de altura por 1^m,50 á 2 de diámetro.

Sigamos, á través de este complicado aparato, á la mezcla de anhídrido sulfuroso y de aire que sale del horno A.

Estos gases, que tienen una temperatura de 350º á 400º, llegan á la torre de Glóver B donde encuentran una corriente descendente de ácido sulfúrico frío mezclado con ácido nítrico y otros productos nitrosos. Así suben por el Glóver enfriándose hasta 75º próximamente y cargándose de los productos nitrosos que encuentran. De modo que en el momento de penetrar en la primera cámara C la mezcla gaseosa está formada de anhídrido sulfuroso, de aire, de productos nitrosos y, como recibe allí un chorro de vapor de agua, lo mismo que en la segunda cámara C', se ve que están satisfechas todas las condiciones para la producción del ácido sulfúrico, de la misma manera que en el matraz de vidrio de los laboratorios. Las reacciones que se efectúan en las cámaras de plomo son las mismas estudiadas antes. El ácido sulfúrico formado en estas dos cámaras cae en lluvia fina sobre el suelo. La condensación termina en la tercera cámara C'', que no recibe chorro de vapor. El ácido sulfúrico formado de este modo está mezclado de productos nitrosos; para purificarlo se le vierte en el depósito V que corona el Glóver, donde cae en capa delgada sobre los fragmentos de coke y de piedra, y es desnitrificado casi enteramente por la corriente ascendente de anhídrido sulfuroso. Después se recoge ese ácido sulfúrico en depósitos especiales. *De modo que en el Glóver es donde empieza y termina la preparación industrial del ácido sulfúrico bruto.*

Cuando todo el ácido sulfúrico se ha concentrado en lluvia dentro de la tercera cámara C'', todavía queda nitrógeno procedente del aire atmosférico cuyo oxígeno ha sido absorbido, y que arrastra consigo abundantes vapores nitrosos, que se trata de recuperar para servir de nuevo en la producción del ácido sulfúrico. Este nitrógeno nitroso, que sube á través de los fragmentos de coke de la torre ó condensador de Gay-Lussac D, encuentra allí una delgada capa de ácido sulfúrico concentrado y desnitrificado, que cae del depósito V' colocado encima de esta torre. Este ácido detiene y arrastra consigo la mayor parte de los vapores nitrosos mezclados con el nitrógeno que sale de la torre por la chimenea

de ventilación X. Dicho ácido nitrificado del condensador se mezcla con el de las cámaras de plomo.

Observación. — En vez de enviar chorros de vapor a las cámaras de plomo, se envían hoy día chorros de agua fría pulverizada, resultando así gran economía, pues no se necesitan las calderas ni hornos para producir vapor de agua.

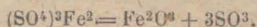
Para hacer circular el ácido sulfúrico y los diferentes líquidos que concurren a su fabricación, que atacarían la madera y los metales, se emplean bombas de pistón metálico protegido por una masa de aceite que empuja el ácido por delante (Bombas Ferraris).

Purificación. — El ácido sulfúrico bruto contiene 3 p. 100 de sulfato de plomo y de ácido arsénico, el cual proviene de las piritas. Purifícasele por medio de una corriente de ácido sulfhídrico, que precipita el plomo y el arsénico en estado de sulfuros. Para eliminar los compuestos nitrosos (bióxido y peróxido de nitrógeno) se calienta el ácido sulfúrico con un poco de sulfato de amoníaco, que quita su oxígeno a los productos nitrosos, resultando así agua, nitrógeno y ácido sulfúrico.

Concentración. — Para concentrar el ácido sulfúrico a 66° de Baumé se le hace bullir en anchos alambiques de platino o de tierra refractoria.

187. Usos del ácido sulfúrico. — El ácido sulfúrico es el más útil de todos los ácidos por sus numerosas aplicaciones. Sirve para preparar la sosa artificial, el alumbre, el cloro, el éter y casi todos los ácidos; se le usa en la elaboración de la glucosa, de las bujías esteáricas, para disolver el añil, etc. Sólo en Francia se consumen anualmente más de 60 millones de kilogramos de ácido sulfúrico.

188. Ácido de Nordhausen (ácido sulfúrico fumante). — Este ácido, cuya composición se parece mucho á la del ácido disulfúrico (p. 179), se fabrica en Bohemia. Su preparación se funda en la descomposición por medio del calor del sulfato férrico $(\text{SO}^4)^3\text{Fe}^3$, residuo de la preparación en grande del sulfato ferroso, SO^4Fe (véase pág. 383). Calientase hasta la temperatura del rojo y así destila en los condensadores anhídrido sulfúrico mezclado con pequeña cantidad de agua, que procede del sulfato férrico:



Es un líquido oscuro, de consistencia de jarabe, que difunde por el aire densas humaredas blancas. Se le utiliza en la industria de las materias colorantes aunque hoy se le reemplaza por el ácido disulfúrico, mezcla del anhídrido y del ácido sulfúrico comercial.

Ácido sulfhídrico ó hidrógeno sulfurado.

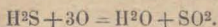
Peso molecular (2 vol.) $H^2S = 34$.

189. Historia. — El *ácido sulfhídrico* fué descubierto por Baumé, y estudiado después por Scheele, que determinó su naturaleza y su composición. Se le ha llamado sucesivamente *aire hediondo*, *hidrógeno sulfurado* y *ácido hidrosulfúrico*.

190. Propiedades físicas. — El ácido sulfhídrico es un gas incoloro, de olor excesivamente fétido análogo al de los huevos podridos. El agua disuelve unas tres veces su propio volumen á la temperatura ordinaria; el alcohol de 8 á 10 vol. Su densidad es 1,191. Sometiéndolo en el tubo acodillado de Faraday (p. 141) á una presión de 15 á 16 atmósferas, este gas se liquida, transformándose en un cuerpo incoloro, muy móvil, más ligero que el agua y que puede solidificarse en una masa blanca y transparente parecida al alcanfor, si se le expone á la doble acción de un frío de 80° y de fuerte presión.

191. Propiedades químicas. — El calor descompone en parte el ácido sulfhídrico; cuando se hace pasar una corriente de este gas por un tubo de porcelana enrojecido, se obtiene á la salida del tubo una mezcla de ácido sulfhídrico, de hidrógeno y de vapor de azufre.

Poniéndolo en presencia del aire y de una bujía encendida, el ácido sulfhídrico se enciende y arde con una llama azulada, formando agua y gas sulfuroso:



Si la probeta que contiene el gas es estrecha, parte del azufre escapa á la combustión y se deposita en sus paredes. Para que la combustión sea completa, hay que mezclar exactamente 2 vol. de ácido sulfhídrico y 3 vol. de oxígeno. Esta mezcla detona en contacto de un cuerpo inflamado.

El oxígeno y el ácido sulfhídrico secos no ejercen ninguna acción uno sobre otro á la temperatura ordinaria; pero en presencia del agua, el ácido sulfhídrico es descompuesto y de ahí resultan agua y un depósito de azufre: $H^2S + O = H^2O + S$. Así es que una disolución de gas sulfhídrico en

un frasco incompletamente lleno, es decir, en contacto de cierta cantidad de aire, se enturbia poco á poco por la formación de un depósito de azufre muy fino.

Si á la acción de la humedad se agrega la influencia de un cuerpo poroso, el oxígeno acaba por transformar al ácido sulfhídrico en ácido sulfúrico. Así, exponiendo en el aire un lienzo empapado en ácido sulfhídrico disuelto en el agua, se le verá carbonizarse poco á poco por causa de la formación de ácido sulfúrico: $\text{H}^2\text{S} + 4\text{O} = \text{SO}^4\text{H}^2$.

El cloro, el bromo y el yodo descomponen al ácido sulfhídrico á la temperatura ordinaria. De ahí resulta un depósito de azufre y ácidos clorhídrico, bromhídrico y yodhídrico: $\text{H}^2\text{S} + \text{Cl}^2 = 2\text{HCl} + \text{S}$.

Si estos cuerpos se encontraran en exceso, formarían además cloruro, bromuro y yoduro de azufre.

La mayor parte de los metales descomponen al ácido sulfhídrico, sea en frío, sea bajo la influencia del calor, apoderándose del azufre para formar sulfuros, y poniendo en libertad al hidrógeno. Entre ellos citaremos el cobre, el mercurio, el plomo y el estaño.

El gas sulfuroso y el ácido sulfhídrico, puestos en presencia uno de otro, se descomponen mutuamente en frío cuando están húmedos, y sólo á la temperatura del rojo cuando secos; de ahí resulta azufre y agua: $2\text{H}^2\text{S} + \text{SO}^2 = 2\text{H}^2\text{O} + 2\text{S}$.

Utilízase esta reacción, quemando piritas, que producen gas sulfuroso, para desinfectar ciertas fábricas donde se desprende con abundancia ácido sulfhídrico.

192. Acción fisiológica. — El ácido sulfhídrico es uno de los venenos más violentos. Un centésimo de este gas difundido en el aire causa la muerte de un perro de gran tamaño. Á él hay que atribuir la asfixia llamada *plomo*, á que están expuestos los obreros empleados en la limpia de pozos negros y de alcantarillas; se la combate por medio de inhalaciones de oxígeno, que descompone al ácido sulfhídrico.

193. Composición. — Para hacer el análisis del ácido sulfhídrico, se descompone mediante un metal, por ejemplo

el estaño, un volumen dado de este gas en una campana encorvada que se coloca sobre la cuba de mercurio (fig. 73).

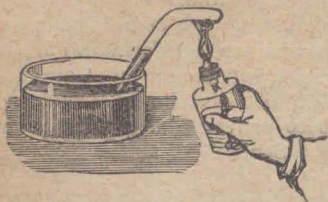


Fig. 73.

Fórmase un sulfuro y el hidrógeno es puesto en libertad. Por este análisis se prueba que el volumen del hidrógeno restante es precisamente el mismo del ácido sulfhídrico empleado; de donde resulta que el ácido sulfhídrico contiene un volumen de hidrógeno

igual al propio suyo. Ahora bien,

Si se resta de la densidad de este gas.....	1,1912
La densidad del hidrógeno.....	0,0692
La diferencia.....	1,1220

representa poco más ó menos la mitad de la densidad del vapor de azufre; de donde se deduce que un volumen de ácido sulfhídrico está formado por uno de hidrógeno y medio de vapor de azufre; ó bien que 2 vol. de hidrógeno sulfurado están constituidos por 1 vol. de vapor de azufre y 2 de hidrógeno, condensados en 2 vol.; así resulta la fórmula atómica H^2S , análoga á la del agua H^2O .

194. Estado natural. — Todas las sustancias orgánicas de naturaleza animal ó vegetal que contienen azufre, como los huevos, ciertas materias orgánicas, el cieno de los pantanos, etc., producen al descomponerse ácido sulfhídrico. También se encuentra disuelto este gas en la mayor parte de las aguas minerales sulfurosas (Luchon, Cauterets, Aguas Buenas, etc.).

195. Preparación del ácido sulfhídrico. — Se prepara el ácido sulfhídrico por dos métodos: 1º. calentando una mezcla de sulfuro de antimonio Sb^2S^3 y de ácido clorhídrico; 2º. descomponiendo el sulfuro de hierro FeS por medio de ácido sulfúrico dilatado.

1er. Método. Introdúcense en un matraz de vidrio (fig. 74) 1 parte de sulfuro de antimonio y 6 de ácido clorhídrico, calentando después ligeramente. El sulfuro de antimonio es

descompuesto, formándose ácido sulfhídrico, que se recoge en una probeta, sobre el mercurio, y cloruro de antimonio, que se queda en el matraz :

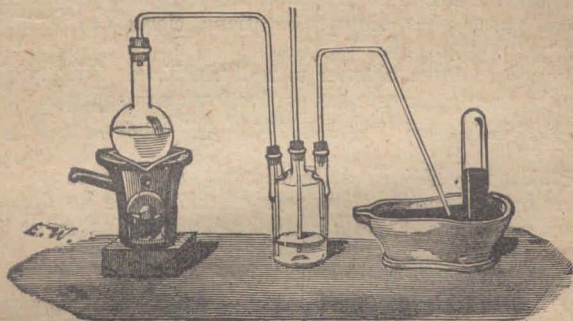
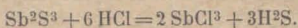


Fig. 74.

Como el gas ácido sulfhídrico arrastra siempre consigo al desprenderse cierta cantidad de ácido clorhídrico, es necesario hacerlo pasar antes de recogerlo por un frasco lavador que contenga un poco de agua.

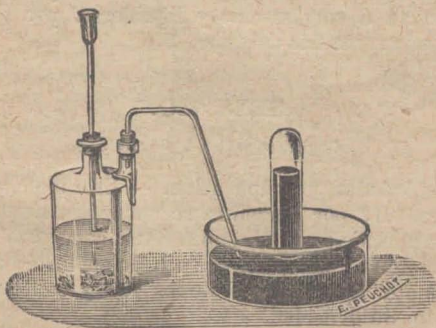
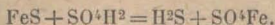


Fig. 75.

2º. *Método.* Se introducen en un frasco de dos bocas (fig. 75) sulfuro de hierro y ácido sulfúrico dilatado en agua. La reacción se opera en frío, formándose ácido sulfhídrico, que

se recoge sobre el mercurio, y sulfato de hierro, que se queda disuelto en el licor :



El ácido sulfhídrico preparado de esta manera no está nunca puro, pues siempre contiene cierta cantidad de hidrógeno.

Cuando se desea obtener una disolución de ácido sulfhídrico se hace pasar este gas por los frascos del aparato Wolf llenos de agua privada de aire por la ebullición.

196. Usos. — El ácido sulfhídrico se emplea mucho en los laboratorios como reactivo para el análisis de las disoluciones metálicas. Es el agente terapéutico principal de las aguas sulfurosas.

197. Bisulfuro de hidrógeno. — Existe un compuesto H^2S^2 designado por el nombre de *bisulfuro de hidrógeno*. Es un líquido amarillento, análogo por sus propiedades químicas al agua oxigenada ó *bióxido de hidrógeno* H^2O^2 . Se le obtiene descomponiendo el bisulfuro de calcio por el ácido clorhídrico : $\text{CaS}^2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}^2 + \text{H}^2\text{S}^2$.

Calentándolo en el tubo de Faraday (pág. 141), el bisulfuro de hidrógeno se descompone en azufre y ácido sulfhídrico, que va á condensarse y liquidarse, por su propia presión, en la rama fría del tubo.

SELENIO.

Peso atómico (1 vol.) Se = 79.

198. Propiedades y preparación. — Este metaloide, descubierto en 1817 por Berzelius, se encuentra siempre en la naturaleza mezclado con el azufre. Es un cuerpo sólido, insoluble en el agua, susceptible de entrar en fusión á los 212° próximamente. Hierve á eso de los 700° y emite un vapor amarillento. Su densidad es 4,3.

El selenio, obtenido por precipitación, reviste la forma de un polvo rojo que se convierte, fundiéndolo y enfriándolo lentamente, en una masa vítrea, negra por reflexión y encarnada por transparencia. Esta masa se transforma poco á poco á la temperatura ordinaria en selenio cristalino, de

color gris metálico. Este cuerpo presenta, como el azufre, diferentes estados alotrópicos.

El selenio arde en el aire con una llama azulada, exhalando olor fétido; fórmase anhídrido selenioso SeO^2 , que corresponde al anhídrido sulfuroso. Existe igualmente un ácido selénico SeO^4H^2 , comparable al ácido sulfúrico, y que se obtiene oxidando el selenio por medio del nitrato de potasio.

El hidrógeno forma con el selenio un ácido gaseoso, el ácido selenhídrico H^2Se , más venenoso todavía que el ácido sulfhídrico. El selenio forma con los metales seleniuros análogos á los sulfuros.

Se obtiene el selenio abandonando á la acción del aire una disolución de seleniuro de potasio: el oxígeno se combina con el potasio para formar potasa, que queda en disolución, y el selenio se deposita como polvo en el fondo del vaso.

El selenio cristalino posee la singular propiedad de cambiar instantáneamente de resistencia eléctrica bajo la acción de la luz. En este principio se funda el *fonógrafo de articulación*, curiosísimo instrumento inventado por Graham Bell (1881) y que hemos descrito en nuestro tratado de *Física*.

TELURO.

Peso atómico (1 vol.) $\text{Te} = 128$.

199. Propiedades y preparación. — El teluro tiene el aspecto de un metal; es de color gris de acero, de textura cristalina, frágil, fácil de pulverizar. Sin embargo conduce difícilmente el calor y la electricidad. Se funde a unos 1000° y se convierte en vapor á la temperatura roja. Su densidad es 6,25.

El teluro se parece exactamente en sus propiedades químicas al azufre y al selenio. Así, forma con el oxígeno dos anhídridos, teluroso TeO^2 y telúrico TeO^3 , análogos á los anhídridos sulfuroso y sulfúrico, selenioso y selénico. Con el hidrógeno suministra un ácido gaseoso (el ácido telurhídrico H^2Te) que tiene la misma composición y propiedades generales que los ácidos sulfhídrico y selenhídrico.

Encuétrase el teluro, sea en estado nativo, sea combinado con el oro, el plomo ó el bismuto, en ciertos minerales auríferos. Se puede obtenerlo en el laboratorio exponiendo

á la acción del aire una disolución de telururo de potasio que, absorbiendo el oxígeno, produce potasa y un depósito de teluro pulverulento. Este cuerpo no tiene aplicaciones.

Resumen.

I. El *azufre* es un cuerpo sólido, de color amarillo de limón, insípido, inodoro, insoluble en el agua. Su densidad es 2,07. Entra en fusión á 110° y se volatiliza á los 400° próximamente. Cristaliza en dos formas, octaédrica y prismática, y presenta tres estados alotrópicos: azufre duro, azufre blando y azufre insoluble ó amorfo.

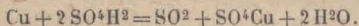
II. La afinidad del azufre por el oxígeno es muy grande. Aquel cuerpo arde en el aire á la temperatura de 250° con una llama azulada, dando origen á anhídrido sulfuroso, cuyo olor es característico.

III. El azufre se extrae de los terrenos volcánicos llamados *solfataras*, donde existe en estado nativo, mezclado con materias terrosas. Se le separa de ellas mediante dos destilaciones sucesivas.

IV. El *anhídrido sulfuroso* SO^2 es un gas incoloro, de sabor fuerte y de olor picante característico. Su densidad es 2,234. Se liquida á -15° , bajo la presión ordinaria. El agua disuelve unas 50 veces su propio volumen.

V. El anhídrido sulfuroso es el más estable de todos los compuestos de oxígeno y de azufre. El hidrógeno y el carbono lo descomponen apoderándose de su oxígeno y dejando al azufre en libertad.

VI. Se puede obtener directamente anhídrido sulfuroso quemando azufre en el aire ó en el oxígeno. En los laboratorios se le prepara descomponiendo ácido sulfúrico concentrado por medio del cobre:



VII. El *ácido sulfúrico* se presenta en dos formas diferentes: el anhídrido sulfúrico SO^3 y el ácido sulfúrico SO^4H^2 .

VIII. El *anhídrido sulfúrico* es sólido, blanco y cristaliza en borlas sedosas. El *ácido sulfúrico* es un líquido incoloro, de consistencia oleaginosa, muy cáustico. Se congela á -34° y hierve á 325°. Su densidad es 1,842.

IX. El ácido sulfúrico es un ácido poderoso. El hidrógeno, el

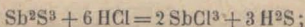
carbono y el azufre lo descomponen. á una temperatura elevada, apoderándose en parte de su oxígeno y dejando desprenderse el anhídrido sulfuroso.

X. Prepárase el ácido sulfúrico introduciendo en un matraz de vidrio ó en grandes cámaras cubiertas interiormente de láminas de plomo una mezcla de anhídrido sulfuroso, de óxido de nitrógeno, de aire y de vapor de agua. Las reacciones de estos cuerpos unos sobre otros producen el ácido.

XI. El *ácido sulfhídrico* H^2S es un gas incoloro, de olor fétido, bastante soluble en el agua. Puede liquidarse y solidificarse mediante fuerte presión y enfriamiento considerable.

XII. El calor descompone en parte este ácido; el cloro, el yodo, el bromo y la mayor parte de los metales, lo descomponen también. Se le prepara por dos métodos:

1º. Calentando una mezcla de sulfuro de antimonio y de ácido clorhídrico:



2º. Descomponiendo el sulfuro de hierro por el ácido sulfúrico dilatado en agua:



XIII. Al lado del azufre, que tiene mucha analogía con el oxígeno, se colocan otros dos metaloides que se le parecen químicamente: el *selenio* Se y el *teluro* Te.

CAPÍTULO XI

Fósforo. — Anhídrido y ácidos fosfóricos. — Hidrógeno fosforado.
— Arsénico. — Antimonio.

FÓSFORO

Peso atómico ($\frac{1}{2}$ vol.) $P = 31$; Peso molecular (2 vol.) $P^4 = 124$.

200. **Historia.** — El fósforo fué descubierto en 1669 por un alquimista de Hamburgo, llamado Brandt, que lo extrajo por casualidad de la orina. Un siglo más tarde, en 1769, Gahn y Scheele lo encontraron en los huesos de los animales y dieron á conocer un procedimiento de extracción bastante parecido al que todavía está en uso.

201 Propiedades físicas. — El fósforo es un cuerpo sólido á la temperatura ordinaria, tan blando que puede ser rayado con la uña, dotado de ligero olor de ajos, incoloro, ó amarillento, translúcido cuando acaba de ser preparado, y luminoso en la obscuridad, á lo cual debe su nombre derivado de dos palabras griegas, $\varphi\omega\varsigma$, luz, y $\varphi\acute{\epsilon}\rho\omega$, llevo.

El fósforo es insoluble en el agua, ligeramente soluble en el alcohol y el éter, pero mucho más en el sulfuro de carbono. Cuando se le disuelve en este líquido y se hace evaporar lentamente la disolución, cristaliza en dodecaedros romboidales.

El fósforo, cuya densidad es 1,83, se funde á 44° y hierve á 290°. La densidad de su vapor, con relación al aire, es 4,32.

Observación. — El fósforo presenta distintamente el fenómeno de la *sobrefusión*. Se pone un fragmento de este metaloide en una probeta, cubierto con un poco de agua, se le preserva del aire para que no se oxide y se le mete en un recipiente lleno de agua á 60°. El fósforo, cuya temperatura de fusión es de 44°, empieza por fundirse, y entonces se puede dejar que baje la temperatura del agua del vaso hasta 30°, sin que se verifique su solidificación (véase *Física*, p. 197).

202. Propiedades químicas. — El fósforo tiene grandísima afinidad con el oxígeno. A la temperatura ordinaria, se oxida en el aire atmosférico emitiendo vapores blanquecinos, que en la obscuridad son luminosos. Si se pone un fragmento de fósforo en una probeta que contenga un volumen de aire limitado (*fig. 76*), se ve que el gas disminuye poco á poco por causa de la absorción del oxígeno, y pronto no queda más que nitrógeno. Esta oxidación lenta del fósforo da origen, en el aire seco, al anhídrido fosforoso P^2O^3 ; si el aire está húmedo, se forma una mezcla de los diversos compuestos oxigenados ácidos del fósforo, así como del ozono.

A la temperatura de 60° y aun por simple frotamiento, el fósforo se enciende en el aire y arde con energía, despidiendo humo blanco muy espeso. Esta humo está compuesto de anhídrido fosfórico

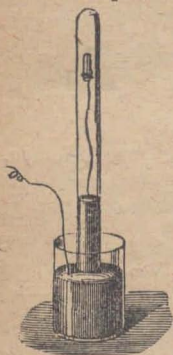


Fig. 76.

$P O^5$, que se desvanece pronto, absorbiendo el vapor de agua atmosférico para combinarse y disolverse en él.

En el oxígeno puro y seco, bajo la presión atmosférica y á la temperatura ordinaria, *el fósforo no se oxida*; pero tan pronto como se enrarece el gas y su presión llega á ser la mitad de la presión atmosférica, la combinación se produce y se ven aparecer ligeros humos blancos de anhídrido fosforoso, ó en la obscuridad la fosforescencia. Esta oxidación se produce también en el oxígeno mezclado con hidrógeno y gas carbónico ó ázoe, como el aire que respiramos.

La combustión del fósforo por el oxígeno puede efectuarse aun dentro del agua. Si se hace llegar este gas á un

pedazo de fósforo sumergido en agua á 60° , se ve que cruzan el líquido vivos resplandores (*fig. 77*). Entonces se forma ácido fosfórico, quedando fósforo rojo suspendido en el agua.

El fósforo puede encenderse espontáneamente. Un papel secante impregnado de una disolución de fósforo en el sulfuro de carbono se inflama por sí solo después de evaporarse el sulfuro.

La facilidad con que se inflama el fósforo y las quemaduras que suele ocasionar hacen que su manipulación sea muy peligrosa. Por eso no se le debe cortar en pedazos ni hacer ninguna manipulación sino dentro del agua. Se le conserva en frascos de vidrio negro, llenos de agua hervida ó destilada, bien exenta de aire, y cubiertos con papel negro, para preservarlo de la acción de la luz, que le haría perder su transparencia y se cubriría de capa en capa, desde la superficie hasta el fondo, de cristalitos microscópicos. Es

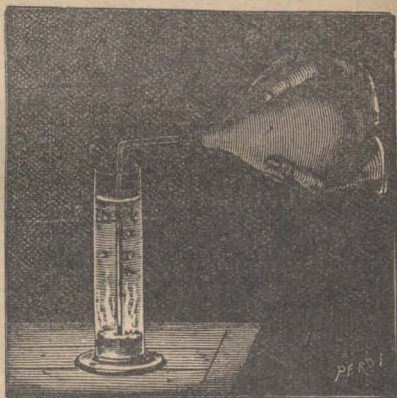


Fig. 77.

una transformación molecular análoga á la del caramelo (véase p. 529).

El fósforo es un cuerpo que posee propiedades químicas más enérgicas. Se inflama espontáneamente en el cloruro para formar un tricloruro PCl_3 , ó un pentacloruro de fósforo PCl_5 , según que estén en exceso el fósforo ó el cloro.

El bromo y el yodo se combinan también directamente con el fósforo, emitiendo calor y luz.

El fósforo se enciende con explosión en contacto con el ácido nítrico concentrado (fig. 78). Cuando el ácido está

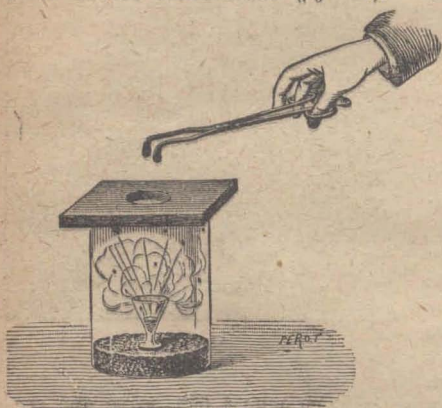


Fig. 78.

dilatado, la acción se produce por medio de calor suave; de ahí resultan ácido fosfórico y bióxido de nitrógeno (véase Preparación del ácido ortofosfórico, p. 205).

Por su afinidad con el oxígeno, el fósforo es un cuerpo reductor del ácido nítrico, como acabamos de ver, así como

de muchas sales metálicas, precipitando el metal de sus disoluciones; — ej. : en una disolución de sulfato de cobre, una varita de fósforo se cubre de cobre metálico y el líquido se descolora.

Si se le sumerge en una solución hirviendo de sosa ó de potasa, ó calentada con cal mojada, el fósforo descompone el agua : así resulta un hipofosfito alcalino y se desprende hidrógeno fosforado, espontáneamente inflamable. — (Véase Preparación del hidrógeno fosforado, p. 208.)

Observación. — Por sus combinaciones con tres átomos de hidrógeno, de cloro, de bromo y de yodo figura el fósforo en la clase de los metaloides trivalentes, al lado del nitrógeno, del arsénico y del antimonio. Puede también ser penta-

valente. Ya hemos visto, efectivamente, que hay dos cloruros de fósforo: un tricloruro PCl_3 y un pentacloruro PCl_5 .

203. Fosforescencia. — La propiedad que tiene el fósforo de brillar en la obscuridad es efecto de su lenta oxidación. En efecto, la *fosforescencia* no se verifica en el vacío, en el nitrógeno, en el hidrógeno, ni siquiera, según hemos visto, en el oxígeno puro y seco á la presión de 760 milim, y á una temperatura inferior á 20° , porque no hay oxidación.

204. Fósforo rojo. — Sometiendo el fósforo durante quince días en vaso cerrado á una temperatura de 240° poco más ó menos, cambia completamente de aspecto y de propiedades, tomando color rojo subido, á que debe el nombre de *fósforo rojo* con que se le designa.

El fósforo rojo es un poco más denso que el ordinario (1,96); es duro, frágil é inodoro. No se oxida al aire sino con lentitud, ni se enciende sino á 260° grados, y á esta temperatura se convierte, en vaso cerrado, en fósforo ordinario.

El fósforo rojo, no venenoso, ni fosforescente, *amorfo*, insoluble en el sulfuro de carbono, es un cuerpo muy diferente del fósforo blanco ordinario. Sin embargo, su acción química es análoga; sólo se diferencia por ser menor la energía de sus afinidades.

205. Circunstancias en que se produce el fósforo rojo. — Acabamos de ver la transformación alotrópica del fósforo en fósforo rojo bajo la acción de calor prolongado; pero esta transformación puede verificarse también por la luz y la electricidad.

Exponiendo barras de fósforo á los rayos solares, se ve que al poco tiempo se cubren de una capa de fósforo rojo; y una disolución de fósforo blanco en sulfuro de carbono, expuesta también á la luz, deja precipitarse fósforo rojo insoluble.

Si se hace pasar una serie de chispas eléctricas por un tubo que contenga vapor de fósforo, se forma un depósito pulverulento de fósforo rojo en las paredes del tubo.

206. Estado natural. — El fósforo, por su grande afinidad con el oxígeno, no puede existir libre en la naturaleza; pero se le encuentra combinado con otros cuerpos. Hállasele en la orina constituyendo fosfatos de amoníaco y de sodio; en los

huesos formando fosfato de calcio, y en las semillas de algunos cereales dando fosfato de magnesio. Entra en la composición de la substancia nerviosa, en las huevas de la carpa, del arenque y de otros muchos peces. Finalmente, se le encuentra también en ciertos terrenos en estado de fosfato de calcio, y en algunos minerales, en estado de fosfatos de hierro y de plomo.

207. Preparación del fósforo blanco por el método Coignet¹. — Este método, generalmente reemplazado hoy por procedimientos eléctricos menos costosos y más rápidos, entraña cuatro operaciones sucesivas :

1º *La separación de las materias calcárea y orgánica de los huesos ;*

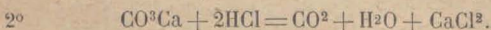
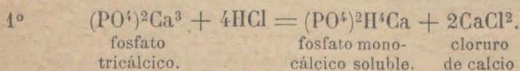
2º *La extracción del ácido fosfórico ;*

3º *La reducción del ácido fosfórico por el carbón ;*

4º *La purificación del fósforo bruto.*

1º *Separación de las materias calcárea y orgánica de los huesos.* — El fósforo se extrae del fosfato de calcio contenido en los huesos. Las materias minerales de los huesos, fosfato tricálcico y carbonato de calcio son disueltas por el contacto prolongado del ácido clorhídrico dilatado en agua, en el cual se habían sumergido los huesos. Al cabo de dos ó tres días, no queda otra cosa sólida que la trama orgánica, la *oseína*, que sirve para fabricar gelatina.

El ácido clorhídrico ha operado dos acciones químicas : 1º ha transformado el fosfato neutro tricálcico insoluble en fosfato ácido monocálcico soluble ; 2º ha separado el ácido carbónico del carbonato de calcio para formar cloruro de calcio :

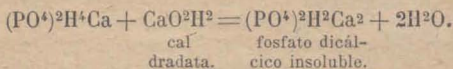


El licor restante es, pues, una disolución de fosfato monocálcico y de cloruro de calcio.

2º *Extracción del ácido fosfórico.* — La adición de una

1 La parte teórica de la preparación del fósforo blanco se comprenderá mejor después del estudio del ácido fosfórico ordinario ú ortofosfórico.

lechada de cal al licor transforma el fosfato monocalcico soluble en fosfato dicalcico insoluble, que se separa filtrando la disolución de cloruro de calcio :



Bien lavado el fosfato dicalcico, se le trata, en cubos de madera forrados de plomo por dentro, por medio del ácido

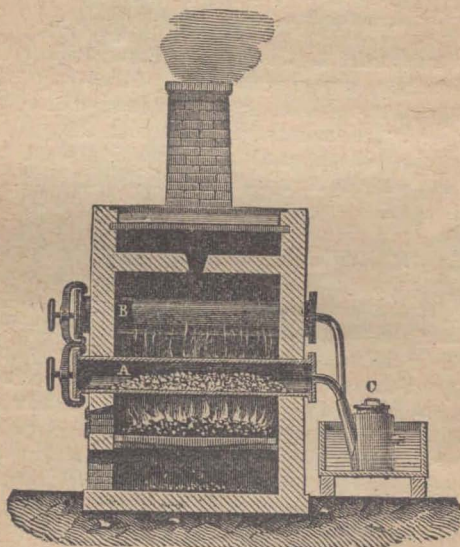
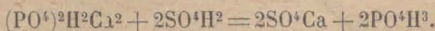


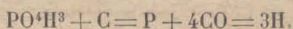
Fig. 79.

sulfúrico y de un chorro de vapor de agua. Entonces se forma un precipitado blanco de sulfato de calcio insoluble y queda una disolución de ácido fosfórico PO^4H^3 .



3° Reducción del ácido fosfórico por el carbón. — Se concentra primero por evaporación esta disolución de ácido fosfórico y después se la mezcla con carbón de leña bien

pulverizado hasta consistencia pastosa. Se seca primero esta pasta á fuego lento y en seguida se la somete al rojo blanco en retortas de arcilla cilíndricas horizontales A y B (*fig.* 79) durante dos ó tres días, así se desprenden hidrógeno y óxido de carbono, y los vapores de fósforo procedentes de la reducción del ácido fosfórico por el carbón, que se ha apoderado de su oxígeno para dar óxido de carbono, van á condensarse en estado líquido en un recipiente C lleno de agua tibia :



ácido fosfórico.

4° Purificación del fósforo bruto. — Para purificar el fósforo bruto, mezclado, más ó menos, con fósforo rojo, carbón y ácido fosfórico no reducido, se le filtra en agua tibia, primero, á través de negro animal para descolorarle, y después á través de una piel de gamuza. En seguida se le vacía en moldes para darle la forma comercial de barras que se conservan en agua.

208. Preparación del fósforo en el horno eléctrico. — Esta es la preparación actual más en uso. En la cuba de un horno eléctrico y en contacto con los dos cilindros ó prismas de carbón que producen el arco voltaico, se pone una mezcla compacta de fosfato de calcio natural pulverizado, de arena y de carbón. Cuando pasa la corriente, bajo la influencia de la enorme temperatura producida por el arco voltaico, la sílice separa el ácido fosfórico, que á su vez es reducido por el carbón. Los vapores de fósforo se desprenden por una abertura especial y se condensan en agua tibia, mientras que la escoria se saca por otra abertura.

209. Preparación del fósforo rojo. — Se le prepara calentando el fósforo blanco, durante quince días, en un vaso cerrado de fundición A (*fig.* 80), á una temperatura de 240° que no se debe traspasar. La tapadera del recipiente tiene tres aberturas : una central que remata en un tubo B, de donde sale un ligero vapor de fósforo inflamado, y otras dos laterales CC' por donde penetran dos termómetros. Al fin de la operación y después de enfriamiento se encuentra una masa de fósforo rojo que debe romperse en agua y se la lava con sulfuro de carbono para disolver los restos de fósforo ordinario.

210. Usos. — El fósforo se emplea en los laboratorios para analizar el aire y preparar el anhídrido fosfórico; pero tiene su principal aplicación en las fábricas de cerillas químicas.

Unas, bañadas por su extremidad en pastas de color azul ó encarnado y que contienen fósforo ordinario, se inflaman por frotamiento; otras, bañadas en una pasta de clorato de potasio y de sulfuro de antimonio, no pueden encenderse sino frotándolas contra una tablita ó cartón cubiertos con una mezcla de fósforo rojo, de bióxido de manganeso, arena y cola.

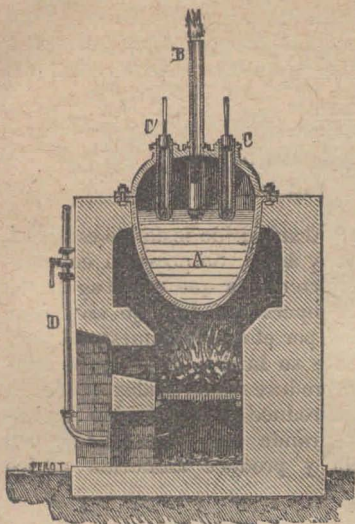


Fig. 80.

Observación. — El fósforo blanco es un veneno muy activo, cuyos vapores son tóxicos para los obreros que le manipulan; causa una viva irritación gastro-intestinal y la degeneración adiposa de los órganos; y ocasiona la inflamación de las encías, la caída de los dientes y la necrosis de fragmentos de los huesos maxilares (necrosis fosforada). Por el contrario, el fósforo rojo, *casi el único que se emplea hoy*, no es tóxico y se le puede manejar sin riesgo.

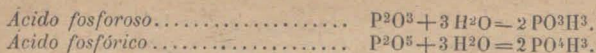
generación adiposa de los órganos; y ocasiona la inflamación de las encías, la caída de los dientes y la necrosis de fragmentos de los huesos maxilares (necrosis fosforada). Por el contrario, el fósforo rojo, *casi el único que se emplea hoy*, no es tóxico y se le puede manejar sin riesgo.

Compuestos oxigenados del fósforo.

211. Compuestos oxigenados del fósforo. — Los dos principales anhídridos que forma el fósforo con el oxígeno son :

El anhídrido fosforoso.....	P^2O^3 .
El anhídrido fosfórico.....	P^2O^5 .

Al combinarse con tres moléculas de agua, estos anhídridos se transforman en ácidos :



Los ácidos *hipofosforoso* PO^2H^3 , *fosforoso* PO^3H^3 , *hipofosfórico* PO^3H^2 , se forman exponiendo en frío el fósforo á la humedad. Como tienen gran afinidad por el oxígeno, para convertirse en ácido fosfórico, estos cuerpos son reductores enérgicos.

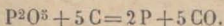
Anhidrido fosfórico

Peso molecular (2 vol.) $\text{P}^2\text{O}^5 = 142$.

212. Anhidrido fosfórico.— El anhidrido fosfórico es sólido, blanco, inodoro, de sabor muy ácido. Se presenta en copos filamentosos, de peso específico mayor que el del agua. Se funde y se volatiliza á la temperatura del rojo vivo. Este anhidrido tiene gran afinidad por el agua; expuesto al aire, absorbe casi instantáneamente su humedad y se pone deliquescente. Arrojado al agua, produce ruido análogo al de un hierro hecho ascua que se introduce en este líquido. Su afinidad por el agua es tan grande que, calentándolo con ácido nítrico, lo deshidrata y produce anhidrido nítrico (pág. 121).

213. Propiedades químicas.— El anhidrido fosfórico puede servir para secar los gases, gracias á su afinidad por el agua.

El carbón lo descompone al rojo blanco. Según hemos visto (§ 208), en esta reacción se funda el procedimiento industrial de Coignet para la preparación industrial del fósforo :



214. Composición. — Determinase la composición del anhidrido fosfórico quemando en el oxígeno un peso conocido de fósforo y pesando el anhidrido fosfórico que de ahí resulta. De esta manera se ve que 62 de fósforo absorben 80 de oxígeno para formar anhidrido fosfórico. Siendo 31 el peso atómico del fósforo y 16 el del oxígeno, dedúcese que la fórmula del anhidrido fósforico es $\text{P}^2 \text{O}^5$.

215. Preparación del anhidrido fosfórico. — Siendo el anhidrido fosfórico resultado de la combustión viva del fós-

foro al aire libre ó en el oxígeno, se le obtiene en gran cantidad por el método siguiente. Se toma un frasco de tres golletes C (*fig. 81*), se le seca muy bien y se fija en el gollete superior un tubo de vidrio E, por el cual se van echando poco á poco fragmentos de fósforo en la cápsula D, fragmentos que se inflaman con un largo alambre enro-

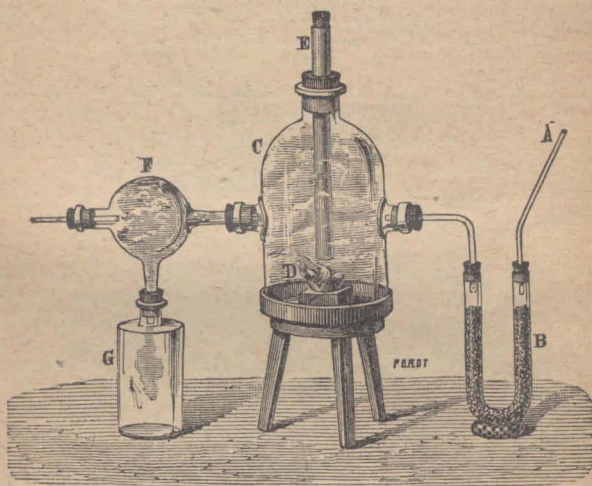


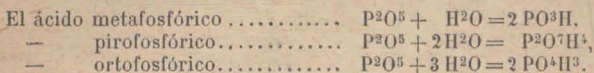
Fig. 81.

jecido al fuego. Una corriente de aire muy seco, que va de AB hacia F, atraviesa el frasco por sus golletes laterales, suministra el oxígeno necesario á la combustión y arrastra consigo al anhídrido fosfórico formado, que va á depositarse en el matraz F, para caer luego en el frasco G, donde se le recoge.

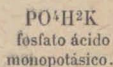
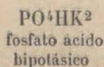
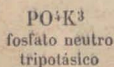
En los laboratorios se le prepara quemando debajo de una campana bien seca, que descansa sobre un plato, pequeña cantidad de fósforo. El anhídrido fosfórico formado es recogido en el plato, y después se le conserva en un frasco tapado al esmeril.

Ácidos fosfóricos.

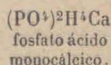
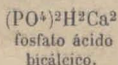
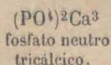
216. Ácidos fosfóricos. — El anhídrido fosfórico da origen á tres ácidos distintos, según se combina con una, dos ó tres moléculas de agua :



217. Ácido ortofosfórico ó ácido fosfórico propiamente dicho. — El ácido fosfórico ordinario es un ácido tribásico. Puede formar con un mismo metal monoatómico, por ejemplo el potasio, tres sales diferentes, según que su hidrógeno sea reemplazado parcial ó totalmente por los átomos del metal :



Si el metal es diatómico, como el calcio, esto es si puede ponerse en lugar de dos átomos del hidrógeno básico del ácido, entonces las fórmulas pasan á ser :



218. Caracteres físicos y químicos. — El ácido fosfórico ordinario cristaliza en prismas romboidales incoloros, de sabor muy agrio, y enrojece fuertemente la tintura de tornasol. Sometiéndolo á la acción del calor rojo, pierde sucesivamente dos moléculas de agua y se transforma, primero en *ácido pirofosfórico*, después en *ácido metafosfórico*. El ácido fosfórico trihidratado es muy soluble en el agua, que puede disolver cuatro ó cinco veces su peso de aquel gas; esta disolución lleva el nombre de *ácido fosfórico líquido*. La cantidad de agua que contiene se determina por el mismo método que tratándose del ácido sulfúrico (§ 183).

Á la temperatura del rojo vivo, es reducido por el hidrógeno y el carbón : en el primer caso se forma agua, hidrógeno fosforado y fósforo ; en el segundo se produce además hidrógeno carbonado.

219. Preparación. — En la industria, se saca el ácido fosfórico, de los huesos, separándole por medio del ácido sulfúrico (véase § 207, 2º).

En los laboratorios, se reduce el ácido nítrico ordinario por medio del fósforo rojo, que toma su oxígeno para formar ácido fosfórico. Se ponen ácido nítrico bien dilatado y algunos fragmentos de fósforo rojo en una retorta de vidrio, cuyo cuello penetra en un recipiente que un hilito continuo de agua mantiene á baja temperatura (fig. 82). Calentando

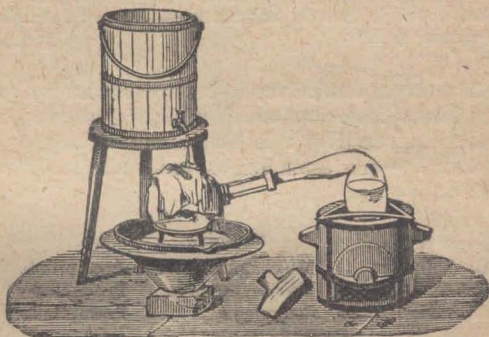


Fig. 82.

poco á poco, se produce la reacción; entonces desaparece el fósforo, transformándose en ácido fosfórico, *que queda en la retorta*; mientras que se desprenden vapor de agua y vapores nitrosos rutilantes que caen en el recipiente y allí se condensan.

En la retorta queda una mezcla de ácidos fosfórico y nítrico que se vierte en una cápsula de platino y se pone á calentar para desalojar por evaporación el agua y el ácido nítrico. Después, se concentra bien el licor hasta que esté espeso y se le hace cristalizar en el vacío.

Observación. — El ácido nítrico debe estar bien dilatado, porque siendo exotérmica la reacción, el calor desarrollado podría bastar para inflamar el fósforo.

220. Ácido pirofosfórico. — El *ácido pirofosfórico* ($P_2O_5H_4$), muy soluble en el agua, se presenta como una masa vidriosa blanda ó semicristalina. Prepárasele calentando á 220° cristales de ácido ortofosfórico para que pierdan una molécula de agua: $2PO_5H_3 - H_2O = P_2O_5H_4$.

También se le prepara calcinando fosfato de sodio que se transforma en pirofosfato, como en el caso anterior. Tratando esta última sal por nitrato de plomo, se obtiene un pirofosfato de

plomo que se descompone, en suspensión en el agua, por una corriente de ácido sulfhídrico. De este modo se obtiene una disolución de ácido pirofosfórico.

Este ácido es tetrabásico; pero, sin embargo, no existen más que dos pirofosfatos de sodio, porque la substitución se aplica á la vez sobre dos átomos de hidrógeno : $P^2O^7H^2K^2$ y $P^2O^7K^4$.

221. Ácido metafosfórico. — El *ácido metafosfórico* (PO^3H), muy soluble en el agua, transparente, vidrioso, incristalizable, es monobásico. Prepárasele : 1º calcinando á la temperatura del rojo obscuro los dos ácidos precedentes para que pierdan agua; 2º calcinando el fosfato de amoníaco ordinario : $PO^4H(AzH^4)^2 = PO^3H + 2AzH^3 + H^2O$.

222. Caracteres distintivos de los tres ácidos fosfóricos. — Los tres ácidos fosfóricos se distinguen unos de otros por medio de dos reactivos : la albúmina y el nitrato de plata que, mezclados con estos ácidos, producen las reacciones siguientes :

<i>Ácidos.</i>	<i>Albúmina.</i>	<i>Nitrato de plata.</i>
Fosfórico ordinario ...	No coagulada.....	Precipitado amarillo.
Pirofosfórico.....	No coagulada	Precipitado blanco.
Metafosfórico	Coagulada	Precipitado blanco.

Observación. — Para efectuar estas reacciones hay que emplear el ácido puro con la albúmina y el ácido previamente neutralizado por un álcali con el nitrato de plata.

Combinaciones del fósforo con el hidrógeno.

223. Combinaciones del fósforo con el hidrógeno. — Existen tres combinaciones del fósforo con el hidrógeno :

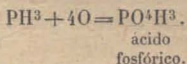
1º. Un hidrógeno fosforado gaseoso,	PH^3 ,
2º. — — — liquido,	P^2H^4 ó PH^2 .
3º. — — — sólido,	P^2H .

224. Hidrógeno fosforado gaseoso, PH^3 . — Este es el hidrógeno fosforado propiamente dicho, inflamable de manera espontánea unas veces y otras no.

Hidrógeno fosforado gaseoso espontáneamente inflamable. — Este gas, descubierto por Gingembre en 1793, es incoloro, de fuerte olor de ajos característico. Se disuelve ligeramente

en el agua, mucho más en el alcohol, en el éter y diversas esencias. Su densidad es 1.185.

225. Propiedades químicas. — Este gas se inflama espontáneamente en el aire á la temperatura ordinaria. Cuando se le hace pasar burbuja por burbuja á través de una masa de agua ó de mercurio, cada burbuja que sale de la superficie del líquido se inflama en seguida con ligera explosión, dando origen á una corona de humo que se eleva y se ensancha regularmente cuando el aire no está agitado. Este humo se compone de ácido fosfórico ordinario :



Sin embargo, esta propiedad de inflamarse espontáneamente en contacto del aire no pertenece en realidad al hidrógeno fosforado, sino que la debe á cierta proporción de fosfuro de hidrógeno líquido PH^2 que casi siempre contiene y que arrastra consigo en estado de vapor. Una vez que está perfectamente puro, es decir, libre de ese fósforo líquido, deja de ser espontáneamente inflamable á la temperatura ordinaria ; pero basta elevar el calor á 100° para determinar su combustión en el aire.

El calor y la electricidad descomponen el hidrógeno fosforado, en hidrógeno, que se desprende, y en fósforo, que se deposita. El hidrógeno fosforado se inflama espontáneamente en el cloro, formándose ácido clorhídrico y cloruro de fósforo. Gran número de metales, como el potasio, el sodio, el hierro, el cobre y aun la plata, lo descomponen igualmente, apoderándose del fósforo y dejando al hidrógeno en libertad. Una disolución de sulfato de cobre lo absorbe, formándose entonces fosfuro de cobre, que es precipitado. Análoga reacción con las sales de oro y de plata.

Al cabo de algún tiempo experimenta el gas hidrógeno fosforado una alteración notable : se ve formarse en las paredes del frasco que lo contiene un ligero depósito amarillo de fosfuro de hidrógeno sólido, y el gas pierde la propiedad de inflamarse espontáneamente en el aire.

226. Composición. — Caliéntase en una campana curvilínea hidrógeno fosforado puro y cobre, que se apodera del fósforo

para formar fosfuro de cobre, dejando al hidrógeno en libertad. Este residuo de hidrógeno ocupa vez y media el volumen del gas primitivo. Si de la densidad del fosfuro, 4.185, se resta vez y media la del hidrógeno, es decir, 0.103, queda el número 4.082, que representa la cuarta parte de la densidad del vapor de fósforo.

Así pues, 2 vol. de hidrógeno fosforado contienen $\frac{1}{2}$ vol. de vapor de fósforo y 3 de hidrógeno; de donde la fórmula atómica PH^3 .

227. Estado natural. — El hidrógeno fosforado se produce en la descomposición de las materias animales que contienen fósforo: esta sustancia es la que da origen á los fuegos fatuos.

228. Preparación del hidrógeno fosforado. — El hidrógeno fosforado se prepara calentando en un matraz de vidrio (fig.

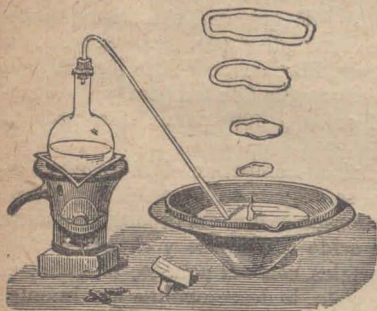
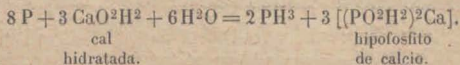


Fig. 83.

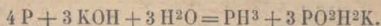
83) una mezcla de fósforo cortado en pequeños fragmentos y de bolitas de cal apagada. El agua es descompuesta: su hidrógeno se une á una parte del fósforo para formar hidrógeno fosforado PH^3 y un poco de fosfuro líquido PH^2 , mientras que el oxígeno se combina con la parte restante del fósforo para dar origen al ácido hipofos-

foroso, que se apodera de la cal y constituye un hipofosfito que se queda en el matraz. El gas puede recogerse sobre el agua ó sobre el mercurio:



Cuando sale al aire, cada burbuja se inflama, produciendo esas coronas de humo ya mencionadas.

Con una solución de potasa y el fósforo se efectúa la misma reacción :



También se puede obtener el hidrógeno fosforado de manera más sencilla. Basta echar en agua (*fig. 84*) algunos fragmentos de *fosfuro de calcio* del comercio, que no es sino una mezcla de fosfato y de fosfuro de calcio PCa . La reacción, idéntica á la anterior, se efectúa á la temperatura ordinaria, y el gas se desprende inmediatamente.

Prepárase el fosfuro de calcio haciendo pasar una corriente de vapor de fósforo sobre cal viva calentada hasta la temperatura del rojo.



Fig. 84.

229. Analogía del hidrógeno fosforado gaseoso y del gas amoníaco. — El gas hidrógeno fosforado PH^3 tiene la misma composición que el gas amoníaco NH^3 y le es químicamente análogo. Más adelante veremos que el nitrógeno pertenece en efecto á la misma familia que el fósforo.

230. Hidrógeno fosforado gaseoso no espontáneamente inflamable. — Este es el gas hidrógeno fosforado puro. Para obtenerlo, se hace pasar una corriente de hidrógeno á través de un frasco que contenga una disolución de cloruro cuproso en ácido clorhídrico. Todo el hidrógeno fosforado puro es absorbido por la sal de cobre. Calentando después esta disolución cuprosa, devolverá la mayor parte del gas fosforado enteramente puro.

El hidrógeno fosforado puro no se inflama espontáneamente en el aire, pero arde por contacto con un cuerpo incandescente con llama deslumbradora.

231. Hidrógeno fosforado líquido. — El hidrógeno fosforado líquido (PH^2) se produce en todas las reacciones que dan hidrógeno fosforado espontáneamente inflamable. Para prepararlo se hace pasar por un tubo de bolas C (*fig. 85*), introducido en una mezcla refrigerante compuesta de sal y de hielo machacado, una corriente de hidrógeno fosforado espon-

táneamente inflamable, producido arrojando rápidamente, por el tubo B, fragmentos de fósforo de calcio en el agua del frasco A B, que se calienta mediante el baño de maría.

El hidrógeno fosforado líquido va entonces á condensarse

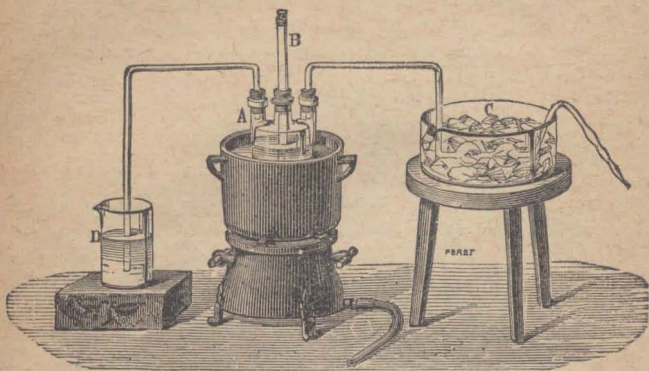


Fig. 85.

en las bolas del tubo C. Para el caso de que C se obstruya, dispónese el tubo de seguridad D. Esta peligrosa manipulación debe efectuarse en la oscuridad.

Este cuerpo es incoloro, muy volátil y muy inestable; inflámase espontáneamente. Su vapor, mezclado con gases combustibles, los hace espontáneamente inflamables.

232. Hidrógeno fosforado sólido, P^2H . — Este es un cuerpo amarillo, insoluble en el agua, que resulta de la descomposición del fósforo líquido. Obtiénesele haciendo pasar una corriente de hidrógeno fosforado, espontáneamente inflamable, por un frasco que contenga una disolución concentrada de ácido clorhídrico.

ARSÉNICO

Peso atómico ($\frac{1}{2}$ vol.) As = 75.

233. Propiedades físicas. — El arsénico parece un metal por sus propiedades físicas. Tiene color gris de acero, es

muy brillante, de textura cristalina y bastante quebradizo para que se pueda pulverizarlo fácilmente. Calentado al rojo oscuro, se volatiliza *sin pasar por el estado líquido* y cristaliza en romboedros por enfriamiento. Su densidad es 5,75.

234. Propiedades químicas. — El arsénico se parece en sus propiedades químicas, según ya hemos dicho, al nitrógeno y al fósforo. Arrojáandolo sobre carbones incandescentes, se volatiliza difundiendo fuerte olor de ajos y se transforma en anhídrido arsenioso As^2O^3 . Calentándolo en el oxígeno, arde con una llama verdosa y experimenta la misma transformación.

El arsénico se enciende en el cloro y produce humaredas blancas muy densas de tricloruro de arsénico AsCl^3 : del mismo modo se combina con el bromo y el yodo. Forma con el hidrógeno un compuesto gaseoso, el hidrógeno arseniado AsH^3 , completamente análogo al hidrógeno fosforado PH^3 .

También se combina el arsénico con el azufre y la mayor parte de los metales para formar arseniuros. El ácido nítrico lo transforma en anhídrido arsénico As^2O^5 .

235. Estado natural y preparación. — Algunas veces se encuentra arsénico en estado nativo; pero en general está combinado con el azufre (sulfuro de arsénico) ó con ciertos metales (arseniuros de hierro, de nickel ó de cobalto). Algunas aguas minerales contienen rastros de este cuerpo (aguas del Mont-Dore, de la Bourboule, etc.).

Se extrae el arsénico del mineral conocido por el nombre de *mispickel*, mezcla de arseniuro y de sulfuro de hierro FeAsS . Calentando este cuerpo en una retorta, se obtiene sulfuro de hierro, que se queda en el vaso, y arsénico, que se volatiliza y va á depositarse en tubos de barro enfriados por contacto con el aire exterior.

Compuestos oxigenados del arsénico

Anhidridos.

Ácido.

Anhidrido arsenioso, As^2O^3

— arsénico, As^2O^5

Ácido arsénico, AsO^4H^3

Anhidrido arsenioso, As^2O^3

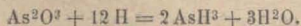
236. Propiedades físicas. — El anhídrido arsenioso, que es el compuesto oxigenado más importante del arsénico, es

un cuerpo sólido, blanco, inodoro, de sabor acre, que excita la salivación. Calentado hasta la temperatura del rojo oscuro en un tubo abierto, se volatiliza *sin fundirse*. Su vapor, recibido en un vaso que esté á la temperatura de unos 200°, se condensa y cristaliza en prismas romboidales; pero si el recipiente alcanza calor más elevado, entonces aquel vapor se solidifica en una masa diáfana absolutamente parecida al vidrio (*ácido vítreo*).

Abandonado á si mismo, este ácido vítreo se vuelve poco á poco opaco y toma aspecto de porcelana (*ácido porcelánico*). Esta transformación, que es muy lenta, se efectúa desde la superficie hacia el centro, tanto que, cuando se rompe un fragmento de anhídrido arsenioso, no es raro encontrar su interior en estado vítreo.

El anhídrido arsenioso es ligeramente soluble en el agua; su densidad en estado vítreo es 3,74, y algo menor en el porcelánico.

237. Propiedades químicas. — El hidrógeno naciente transforma al anhídrido arsenioso en hidrógeno arseniado AsH_3 y en agua. Esta reacción es la que sirve para revelar la existencia del arsénico en las investigaciones toxicológicas :



238. Preparación. — Prepárase el anhídrido arsenioso calentando en una corriente de aire los sulfo-arseniuros de nickel ó de cobalto. El azufre se transforma en anhídrido sulfuroso, y el arsénico en anhídrido arsenioso, que se dirige á cámaras frías, donde se condensa. El nickel y el cobalto permanecen en estado de óxidos, que luego se reducen calentando con carbón. En la industria, la preparación del anhídrido arsenioso no es más que un accesorio de la fabricación de estos dos metales.

El ácido arsenioso hidratado no ha podido aislarse; el ácido arsenioso se separa siempre de sus combinaciones salinas en estado de anhídrido (As_2O_3).

239. Usos. — El anhídrido arsenioso se emplea principalmente en la preparación del verde de Scheele (arsenito de cobre). Se le utiliza sobre todo por la medicina.

240. Envenenamiento con el anhídrido arsenioso. — El

anhidrido arsenioso es muy venenoso. La facilidad con que se le obtiene en el comercio en forma de polvos inodoros, insípidos y parecidos á la harina, explica que se le emplee con frecuencia en los envenenamientos. Por fortuna, es el más fácil de reconocer de todos los venenos, ya por los residuos que puede dejar en el fondo de los vasos, ya en las materias de los vómitos y hasta en los órganos, particularmente en el hígado de las personas envenenadas.

Para esto se utiliza un aparato llamado *de Marsh*. Compónese simplemente de un frasco como el usado en la produc-

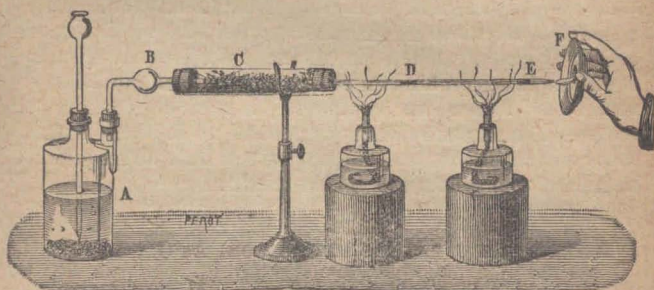


Fig. 86.

ción del hidrógeno A (fig. 86), provisto de un tubo encorvado para el desprendimiento del gas. Al recorrer este tubo, el hidrógeno encuentra una bola B vacía y un tubo C lleno de amianto, donde abandona el agua que ha arrastrado consigo; en la parte DE del tubo se le calienta por medio de dos pequeñas lámparas de alcohol.

Échase primero en el frasco zinc puro y agua, y después se vierte poco á poco ácido sulfúrico. Al cabo de algunos minutos se inflama el chorro de hidrógeno y se presenta á la llama un platillo de porcelana F, que debe quedar perfectamente blanco.

Una vez que se ha comprobado de este modo la pureza de las sustancias empleadas, introdúcese en el frasco la materia sospechosa. Si en ella hay arsénico, la llama se prolonga, se vuelve lívida y, puesto de nuevo el platillo en contacto con esta llama, se cubre de una mancha de arsénico oscura y llena de reflejos. Así se puede obtener gran número de manchas parecidas.

Si antes de inflamar el chorro de hidrógeno se calienta la parte delgada del tubo, según está indicado en la figura, fórmanse más allá de la parte caliente en D y en E un anillo de arsénico, que emite reflejos.

Para convencerse de que estas manchas son efectivamente de arsénico, trátaselas por el ácido nítrico y se evapora hasta secar. De este modo se obtiene una materia blanca (ácido arsénico), que, puesta en contacto con una solución concentrada de nitrato de plata, toma el color rojo de ladrillo característico del arseniato de plata.

La mejor manera de combatir el envenenamiento por el anhídrido arsenioso es provocar primero los vómitos y administrar después magnesia calcinada desleída en agua. Esta sustancia se combina en el estómago con el anhídrido arsenioso y forma un compuesto insoluble (arsenito de magnesio) que neutraliza su acción. Si no se tiene á mano magnesia calcinada, podría emplearse hidrato de sesquióxido de hierro, que produce el mismo efecto.

Anhídrido y ácidos arsénicos, As_2O_5 ; AsO^4H_3 .

241. Anhídrido y ácidos arsénicos. — Al combinarse con una, dos ó tres moléculas de agua, el anhídrido arsénico produce ácidos arsénicos absolutamente análogos como composición á los ácidos fosfóricos.

El ácido arsénico ordinario AsO^4H_3 cristaliza en su disolución concentrada formando agujas delicuescentes. Estos cristales, calentados al rojo oscuro, pierden su agua de composición y acaban por suministrar el anhídrido arsénico, que es un cuerpo sólido, blanco, lentamente soluble en el agua, pero en gran cantidad.

242. Preparación. — Se prepara el ácido arsénico calentando ligeramente en una retorta arsénico ó anhídrido arsenioso con ácido nítrico añadido de una pequeña cantidad de ácido clorhídrico. Cuando termina la operación, se evapora en seco el líquido restante y, calentando después al rojo oscuro, obtiéndose anhídrido arsénico.

El anhídrido arsénico es un veneno más violento todavía que el anhídrido arsenioso. La industria consume actualmente grandes cantidades de este cuerpo para la fabricación del encarnado de anilina.

ANTIMONIO, Sb = 120.

243. Propiedades. — Este cuerpo es blanco plateado, muy frágil y fácil de pulverizar; su densidad es 6,715. Se funde á 450° y cristaliza en romboedros por enfriamiento. Se volatiliza á la temperatura del rojo blanco.

La aleación del antimonio con los metales comunica á éstos gran dureza. Por tal razón se le usa en la fabricación de la letra de imprenta, que se compone de 20 partes de antimonio y 80 de plomo.

Poco alterable en el aire á la temperatura ordinaria, el antimonio arde en dicho medio al calor rojo, difundiendo humaredas blancas de anhídrido Sb^2O^3 . También se enciende en el cloro (pág. 142) y se combina directamente con la mayor parte de los metaloides.

El mineral de donde se extrae el antimonio es el sulfuro Sb^2S^3 , llamado *estibina* por los mineralógicos. Tuéstase ese sulfuro, transformándolo así en un oxisulfuro, que después se reduce calcinándolo en un crisol con carbón y carbonato de sodio: de esta manera se obtiene sulfuro de sodio y un residuo de antimonio.

No obstante presentar brillo metálico, el antimonio debe ser incluido entre los metaloides, junto al fósforo y el arsénico; pues sus compuestos oxigenados, sulfurados, clorados, son idénticos á los de los dos cuerpos precedentes. Entre los principales señalaremos: el *sulfuro antimonioso* ó *estibina* Sb^2S^3 ; el *tricloruro* ó *manteca de antimonio* Sb Cl^3 , cuerpo sólido blanco, que tiene el aspecto graso de la manteca y es muy delicuescente, utilizado antaño como cáustico en medicina; el *kermes mineral*, mezcla de sulfuro y de óxido de antimonio con un poco de antimonito de sodio y rastros de sulfuro de sodio, polvo encarnado oscuro que se usa en medicina como expectorante, y el *tártaro estibiado* ó *emético* (tartrato doble de potasio y de antimonio), que los facultativos recetan también como expectorante, vomitivo y anti-térmico.

244. Caracteres de las sales de antimonio. — Las sales solubles de antimonio producen, con los álcalis, un precipitado blanco soluble en un exceso de reactivo; con el ácido sulfhídrico, un precipitado amarillo anaranjado. Una lámina de

hierro ó de zinc precipita al antimonio en forma de polvos negros.

Resumen.

I. El *fósforo* es sólido, translúcido y luminoso en la obscuridad. Se funde á 44° y hierve á 290°. Su densidad es 1,83.

II. A la temperatura ordinaria, el fósforo se combina con el oxígeno del aire y produce vapores blanquecinos de anhídrido fosforoso P^2O^3 . Cuando se eleva su temperatura á 60°, arde produciendo humo espeso de anhídrido fosfórico P^2O^5 .

III. Calentado durante quince días en vaso cerrado á 240°, el fósforo blanco se transforma en *fósforo rojo* amorfo, no venenoso, no fosforescente, insoluble en el sulfuro de carbono, inflamable sólo á 260°.

IV. Se extrae el fósforo blanco de los huesos de los animales y de los fosfatos naturales por el método Coignet, mediante cuatro operaciones sucesivas:

1° *Acción del ácido clorhídrico*, para disolver los fosfatos y carbonatos y separar la *oseína* de los huesos. De este modo, el fosfato tricálcico pasa al estado de fosfato monocálcico soluble;

2° *Extracción del ácido fosfórico*: 1° añadiendo una lechada de cal al licor para transformar el fosfato monocálcico en fosfato dicálcico insoluble; 2° por la acción del ácido sulfúrico para precipitar la cal en estado de sulfato de calcio y obtener una solución de ácido fosforico;

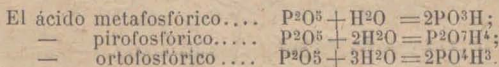
3° *Reducción del ácido fosfórico por el carbón*, calcinando á la temperatura del rojo obscuro la pasta formada por la mezcla de la disolución de ácido fosfórico con carbón de leña en polvo: producción de óxido de carbono, de hidrógeno y de vapores de fósforo;

4° *Purificación del fósforo bruto* por filtración, en agua tibia, á través del negro animal y de una piel de gamuza.

V. *Preparación del fósforo en el horno eléctrico*. — Se mezcla bien en la cuba del horno, en contacto con los carbones conductores, polvos de huesos ó fosfatos naturales, arena y polvo de carbón. Cuando pasa la corriente, la sílice separa el ácido fosfórico, que es reducido por el carbón.

VI. El anhídrido fosfórico P^2O^5 es sólido, blanco, coposo y de sabor muy ácido. Tiene grande afinidad con el agua.

VII. Según su combinación con una, dos ó tres moléculas de agua, resultan tres ácidos fosfóricos diferentes:



VIII. El *ácido ortofosfórico* PO^4H^3 es el ácido fosfórico ordinario. Cristaliza en prismas incoloros, muy solubles en el agua. Se dis-

tingue de los dos anteriores en que precipita con color amarillo al nitrato de plata y no coagula á la albúmina.

IX. Prepárase el anhídrido fosfórico quemando fósforo debajo de una campana llena de aire seco. El ácido fosfórico ordinario ó trihidratado se obtiene calentando una mezcla de fósforo rojo y de ácido nítrico.

X. El *hidrógeno fosforado* PH_3 es un gas incoloro, de olor de ajos, espontáneamente inflamable en contacto del aire. Debe esta propiedad á cierta cantidad de fosforo de hidrógeno líquido PH_2 que contiene casi siempre en estado de vapor. Se le prepara calentando una mezcla de fósforo y de cal húmeda. Existe además un hidrógeno fosforado sólido, que se puede obtener en forma de polvos amarillos, P^2H .

XI. El hidrógeno fosforado gaseoso es comparable al gas amoníaco en sus reacciones químicas.

XII. Al lado del fósforo se coloca otro metaloide, el *arsénico* As , que le es químicamente análogo. El arsénico forma con el oxígeno compuestos importantes: el anhídrido arsenioso As_2O_3 , el anhídrido arsénico As_2O_5 y el ácido arsénico AsO_4H_3 .

XIII. El *antimonio*, de aspecto metálico, es un cuerpo de color blanco de plata, muy frágil y fácil de pulverizar. Arde en el aire á la temperatura roja y difunde vapores blancos de anhídrido Sb_2O_3 . Se extrae el antimonio de su sulfuro (*estibina*) por el tostado y mediante el carbón.

XIV. Los principales compuestos del antimonio son: el anhídrido antimonioso Sb_2O_3 , el anhídrido antimónico Sb_2O_5 , y los ácidos que de ahí se derivan, el *sulfuro* natural ó *estibina* Sb_2S_3 , el *cloruro* ó *manteca de antimonio* SbCl_3 , el *kermes* y el *emético* (tartrato doble de potasio y de antimonio).

XV. Se observará que estos tres cuerpos: el fósforo, el arsénico y el antimonio, presentan la mayor analogía en sus reacciones químicas.

CAPÍTULO XII

Carbono. — Óxido de carbono. — Anhídrido carbónico. — Sulfuro de carbono. — Cianógeno y ácido cianhídrico.

CARBONO

Peso atómico (1 vol.) $C = 12$.

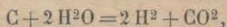
245. Propiedades físicas. — El carbono es un cuerpo sólido, inodoro, insípido, infusible y fijo á las más elevadas temperaturas que podemos producir por los métodos ordinarios. Se volatiliza en el arco voltaico á la temperatura de 3500° (Violle). El carbono es insoluble en todos los líquidos, excepto en ciertos metales en fusión, como la plata y el platino, así como en la fundición de hierro fundida, que al enfriarse lo deja depositarse en pajuelas de color gris negruzco. En cuanto á sus demás propiedades, tales como el color, la dureza, la densidad, la conductibilidad calorífica ó eléctrica, etc., se diferencian según las variedades de carbono, que pronto vamos á describir.

246. Propiedades químicas. — El carbono es inalterable en el aire á la temperatura ordinaria; pero á una elevada se combina directamente con el oxígeno y da origen al arder á dos compuestos gaseosos, el óxido de carbono CO y el anhídrido carbónico CO^2 : el primero se forma cuando está el carbono en exceso; el segundo en el caso de dominar el oxígeno. El carbono se combina también directamente con el vapor de azufre, para formar un producto líquido conocido por el nombre de sulfuro de carbono CS^2 , é igualmente con el fluor (MOISSAN).

Otros varios cuerpos, tales como el hidrógeno, el nitrógeno, el cloro y el hierro forman con el carbono combinaciones muy importantes: los *carburos de hidrógeno*, el *cianógeno* CN , el *cloruro de carbono* CCl^4 , los *carburos de hierro* (*fundición y acero*).

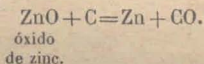
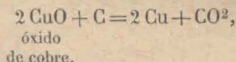
Haciendo pasar una corriente de vapor de agua por fragmentos de brasa calentados en un tubo de porcelana que se coloca dentro de un horno de reverbero, el agua es descom-

puesta y se obtiene : al rojo oscuro, hidrógeno y anhídrido carbónico ; al rojo vivo, hidrógeno y óxido de carbono :



Esta reacción explica porqué se activa un fuego de forja mojando un poco el carbón.

Lo mismo que el agua, que es protóxido de hidrógeno, también los óxidos metálicos son reducidos por el carbón, que se apodera de su oxígeno para formar anhídrido carbónico ú óxido de carbono, según que la reducción se efectúe al rojo oscuro ó al rojo vivo :



247. Diferentes variedades del carbono. — El carbono se presenta en la naturaleza y en la industria bajo los más diversos aspectos, formando así numerosas variedades, que es posible reunir en dos grupos : 1º. los carbones naturales, como el *diamante*, el *gráfito*, la *hulla*, la *antracita*, los *lignitos*, la *turba* ; 2º. los carbones artificiales, como el *carbón de leña*, el *carbón animal*, el *coke*, el *carbón de las retortas* y el *negro de humo*.

Estas diversas variedades de carbón poseen, no obstante sus variados aspectos, un carácter común, que prueba la unidad de su composición, ya estén puras, ya se encuentren mezcladas con otras sustancias. Ese carácter es que *al arder en un exceso de oxígeno, producen anhídrido carbónico* CO^2 ; 12 gramos de carbono suministran de este modo 44 gramos de dicho anhídrido.

Carbones naturales.

248. Diamante. — El *diamante* es el más duro de todos los cuerpos conocidos, quiere decir, puede rayarlos á todos sin que ninguno lo raye á él. Es generalmente límpido é incoloro ; sin embargo, algunas veces presenta tonos rosados,

azules claros, verdes, amarillos y hasta negruzcos. Encuéntrasele siempre cristalizado en diferentes formas, siendo las más comunes el octaedro regular, el dodecaedro romboi-
dal de caras curvas y sus derivados (*fig. 87, A y B*). El dia-

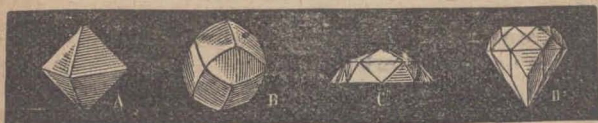


Fig. 87.

manite posee poder refringente considerable; su densidad varía entre 3,50 y 3,55.

Encuéntrasele en las arenas de aluvión, en las Indias, el Brasil, Siberia, los Montes Urales y en el África meridional (Estado libre de Orange).

Guyton de Morvan, en Francia y Davy en Inglaterra, fueron los primeros en determinar la verdadera naturaleza del diamante, demostrando que este cuerpo arde en el oxígeno y que forma, como el carbón ordinario, anhídrido carbónico.

El químico Moissan, ya célebre por sus trabajos sobre el fluor (pág. 137) ha dado cuenta en 1893 á la Academia de Ciencias de París de sus notables experiencias sobre la posibilidad de obtener la cristalización del carbono á una temperatura de 3000° y bajo enorme presión.

Elevando en un horno eléctrico especial (horno de Violle) 150 á 200 gramos de hierro dulce á una temperatura de 3000°, introdujo en ese metal fundido un pequeño cilindro de hierro dulce, preparado de antemano, y en el cual se encuentra fuertemente comprimido carbón de azúcar. Hecho esto, se saca en seguida el crisol del horno y se le sumerge en un balde de agua. Entonces se forma rápidamente una costra de hierro. Cuando esta costra tiene la temperatura del rojo oscuro, se retira todo del agua y se deja enfriar lentamente. Compréndese la presión considerable que debe sufrir el carbono por el hecho de la contracción del hierro al disminuir su temperatura. El residuo metálico tratado después por los ácidos deja tres especies de carbón: grafito, un carbón color castaño en tiras muy finas y por fin, pequeñísimos diamantes que rayan el rubí y arden en el oxígeno á 1000°. Entre

estós pequeños diamantes, hay unos negros y otros transparentes.

Como ningún cuerpo puede rayar el diamante, precisa valerse de sus propios polvos, extendidos por la superficie de una piedra de moler horizontal y aglomerada con aceite para pulimentarlo y darle todo el brillo de que es susceptible. Se le trabaja como *rosa* ó como *brillante* (fig. 87, C y D). En la rosa, la parte inferior del diamante es plana; en el brillante por el contrario se le da forma de punta. Independientemente de su uso en joyería, el diamante sirve para hacer ejes de reloj y puntas de instrumentos, para grabar las piedras duras y cortar el vidrio.

La unidad de peso que sirve para estimar el valor de un diamante es el *carate* (unos 20 centigramos). La mayor piedra de esta clase conocida pertenece al rajah de Borneo y pesa 300 carates. El *Regente*, que forma parte del Tesoro de Francia, y que se llama así porque lo compró el regente Felipe de Orleans, pesa 137 carates y su valor se calcula actualmente en 8 á 10 millones.

Grafito. — Esta variedad de carbono es la que se usa para hacer los lápices: también se le llama *plombagina* ó *mina de plomo*, por más que no contiene ni rastros de este metal.

El grafito cristaliza ordinariamente en laminillas brillantes de color oscuro, negro á menudo; es suave, untuoso al tacto y deja en los dedos y el papel manchas de color gris plomizo. Su densidad es 2,5; es el menos combustible de todos los carbones, sin exceptuar el diamante. Encuéntrasele en los terrenos primitivos de Francia, Inglaterra, Siberia y en la isla de Ceilán.

Como el grafito conduce bien la electricidad, se le utiliza también en galvanoplastia para *metalizar* las superficies de los cuerpos malos conductores, esto es, para darles la conductibilidad necesaria al buen éxito de la operación. En la economía doméstica sirve para preservar de la oxidación los hornillos de hierro fundido, los tubos, cortinas de las chimeneas, etc. Se le emplea igualmente para suavizar el frotamiento en los engranajes.

Hulla. — La *hulla* ó *carbón de piedra* es opaca, de color negro brillante, y de superficie en ocasiones irisada. Está compuesta de carbono mezclado con materias bituminosas y

salinas. Arde con llama y humo, emitiendo olor particular. Calentándola en un vaso cerrado, se ablanda, se infla y suministra el gas que sirve para el alumbrado. Encuéntranse grandes masas de hulla en el terreno carbonífero.

Antracita. — La *antracita*, llamada también *carbón de piedra* como la hulla, se parece mucho á ésta, de la cual se distingue en que no contiene materias bituminosas, en que es mucho menos combustible, y en que arde con llama muy corta, sin humo ni olor, pero emitiendo mucho calor, por lo que constituye excelente combustible cuando es suficiente la tirada. Está formada casi enteramente de carbono puro mezclado con pequeña cantidad de sílice, de alúmina y de óxido de hierro. Se encuentra la *antracita* en los terrenos de sedimento antiguos, anteriores al carbonífero.

Lignitos y turba. — Los lignitos, que se encuentran en la base de los terrenos terciarios, proceden de vegetales carbonizados, cuya forma y estructura conservan. El *azubache*, que se usa para hacer adornos de luto, es una especie de lignito bastante duro para ser trabajado y pulimentado. La *turba* se forma con los residuos más ó menos carbonizados de las plantas pantanosas; es muy común en Francia, principalmente en los departamentos del Somma y del Paso de Calais, donde la usan como combustible.

Carbones artificiales.

249. *Carbón de leña.* — El *carbón de leña*, residuo de la destilación de la leña ó de su combustión incompleta, es negro, inodoro, insípido, bastante frágil y más ó menos poroso. Conduce muy mal la electricidad, á menos de que se le calcine á elevada temperatura, esto es, de que se le transforme en *brasa*. El carbón de leña contiene siempre un poco de hidrógeno y otras materias más, tales como sílice, óxido de hierro y carbonato de potasio. Estas materias son las que forman la ceniza después de la combustión del carbón.

La propiedad más notable del carbón de leña es la absorción de los gases. Si se apaga un pedazo de carbón en mercurio y se le introduce inmediatamente en una probeta llena de amoniaco, de ácido clorhídrico ó de hidrógeno sulfurado, se ve que el gas desaparece casi enteramente en seguida y que

el mercurio se precipita en la probeta. Todos los gases son absorbidos por el carbón de leña; pero de modo variable, según su naturaleza. Puede decirse en general que la absorción es tanto más fácil y mayor cuanto más soluble en el agua es el gas. En la industria se utiliza esta propiedad absorbente del carbón para desinfectar las aguas corrompidas por gases deletéreos y para oponerse á la putrefacción de las materias animales.

Esta variedad de carbón se prepara, sea por la combustión imperfecta de la leña, según se practica en los bosques por el método conocido de *carbonización en montones*, sea destilándolo en retortas al abrigo del aire.

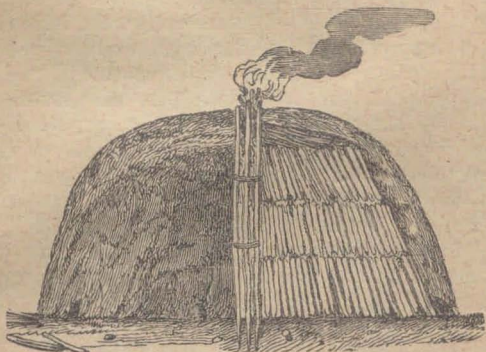


Fig. 88.

Se empieza por hacer (*fig. 88*) una especie de chimenea vertical, con cuatro montantes clavados en tierra. Alrededor de ella se colocan circularmente pedazos de leña de uno á dos metros de largo y superpuestos de modo que formen un cono truncado, en cuya base se dejan varios conductos horizontales que comunican con la chimenea. Cúbrese todo con una ligera capa de tierra, á fin de resguardar la leña del contacto del aire y después se prende fuego, echando en la chimenea carbón encendido y astillas. Cuando la combustión es activa, se tapa con tierra la boca de la chimenea. Pronto se desprenden humaredas blancas de toda la superficie del montón, que va bajando poco á poco. Así que el humo se vuelve azulado y casi transparente se pone término

á la combustión, pues esto indica que la carbonización está terminada. Por este método se obtienen de 17 á 18 por 100 de carbón, lo cual representa apenas la mitad del carbono contenido en la madera.

En el método por destilación, se carboniza la leña al abrigo del contacto del aire dentro de retortas cilíndricas. Los productos de destilación que en este caso se desprenden son: óxido de carbono, anhídrido carbónico, carburos de hidrógeno, alcohol de madera, materias resinosas, etc. El carbono preparado de este modo, más puro y combustible que el precedente, se utiliza sobre todo para la fabricación de la pólvora.

Carbón animal. — Este carbón, que también se llama *negro animal* y *negro de marfil*, procede de la calcinación de los huesos en vaso cerrado. Ordinariamente tiene el aspecto de polvos impalpables ó de granos de hermoso color negro. No contiene sino 12 por 100 de su peso de carbono puro mezclado con 88 por 100 de fosfato y de carbonato de calcio.

La propiedad más notable del carbón animal es su poder decolorante respecto de ciertos líquidos. Si se agita durante algún tiempo vino encarnado que contenga dicha sustancia y se filtra después, obtiéndose un líquido perfectamente incoloro. Esta propiedad se utiliza en la industria para despojar de su materia colorante á multitud de productos orgánicos tales como el azúcar, los jarabes, los álcalis vegetales, etc.

Coke y carbón de las retortas. — El coke es el residuo de la destilación de la hulla cuando se prepara el gas del alumbrado. Es ligero, gris negruzco, poroso é inflado como la piedra pómez, menos combustible que la hulla, y arde sin llama ni humo produciendo mucho calor. También se encuentra en las paredes de los cilindros ó retortas de gas un depósito de carbón muy duro, llamado *carbón de las retortas*, que se utiliza en la fabricación de la pila de Bunsen y de las barras de carbón necesarias en el alumbrado eléctrico.

Negro de humo. — Esta variedad de carbón se presenta bajo la forma de polvos sumamente finos, que contienen al menos 20 por 100 de materias resinosas y aceitosas, que pueden eliminarse mediante la calcinación. Procede de la combustión incompleta de ciertas materias orgánicas ricas en carbono, tales como las resinas, los aceites, las grasas, etc.

reducida y unido á una conducción de gas. El aparato está arreglado de modo que el extremo D del tubito se encuentra enfrente de dos aberturas ó tomas de aire C y C', hechas en el tubo AB.

Cuando el gas llega á D bajo una presión un poco superior á la presión atmosférica, se eleva por el tubo AB, aspirando y arrastrando por él el aire exterior por las aberturas C, C', y la mezcla de gas y aire se inflama y arde, con una alta temperatura, en el extremo superior del tubo grande.

El mechero de Bunsen (*fig. 102*) representa exactamente la disposición teórica del aparato precedente, con la diferencia de que los tubos son de metal y de que una virola V, que frota deslizándose por el gran tubo, permite

graduar las dimensiones de los orificios para la toma de aire, á fin de que la corriente sea tan sólo la necesaria para asegurar una combustión completa, lo que se conoce en la palidez de la llama.

Los hornillos de gas, hoy tan empleados, son quemadores de Bunsen, cuyo orificio de toma de aire está generalmente cerca del mango, disposición que permite desarrollar gran cantidad de calor.

296. Efectos de las telas ó rejillas metálicas. — Cuando el hace pasar una llama á través de una tela metálica muy compacta, la materia gaseosa que constituye la llama se enfria inmediatamente y deja

de arder detrás de la tela. Si se coloca, pongamos por ejemplo, una tela metálica en medio de la llama de una lámpara de hidrógeno, se verá que ésta se apaga encima de

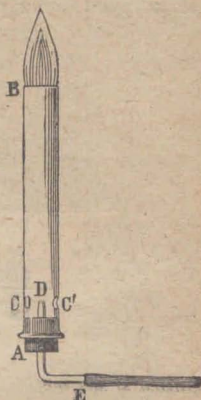


Fig. 101.

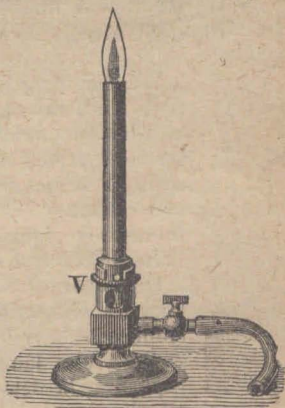


Fig. 102.

la rejilla, mientras continúa debajo la combustión. De modo que ninguna llama puede pasar á través de una tela ó rejilla

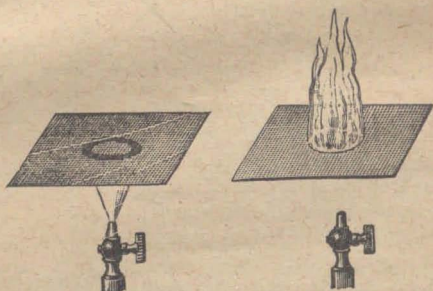


Fig 103.

metálica si sus mallas son suficientemente estrechas. Este principio es consecuencia de la gran conductibilidad de los metales para el calor.

Por el contrario, si la llama está apagada por debajo se la puede encender por encima de la tela metálica siguiendo abajo apagada (fig. 103).

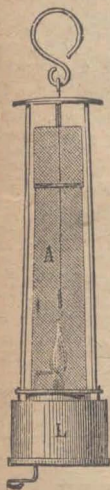


Fig. 104.

297. Lámpara de seguridad. — La lámpara de seguridad, inventada por H. Davy, se funda en el principio anterior. Su objeto es evitar las terribles explosiones que produce en las minas de hulla la mezcla de aire y de formeno conocida con el nombre de *grisú*, cuando se pone directamente en contacto con las luces que sirven para alumbrar á los trabajadores.

Este aparato se compone (fig. 104) de una lámpara ordinaria de aceite L., rodeada de un cilindro A de rejilla metálica muy fina. Cuando se lleva esta lámpara al centro de una mezcla explosiva, la detonación se produce dentro del cilindro; pero como la llama es interceptada por la tela metálica, el fenómeno no puede llegar al exterior : así queda el minero al abrigo de todo peligro.

Desde que el formeno se mezcla con el aire en cantidad

suficiente para ser peligroso, el minero lo advierte por la prolongación de la luz de su lámpara. Azulada al principio llena toda la altura de la rejilla; si el grisú se carga más de formeno, la llama adquiere mucho brillo: cuando el grisú se carga más todavía, la explosión se produce, como acabamos de ver, dentro del aparato y no se propaga fuera.

Para hacer más iluminante á esta lámpara, se ha rodado la llama por un cilindro de cristal (fig. 104 bis) coronado por una chimenea de cobre para activar el tiro. Naturalmente, todos los orificios se cierran con tela de rejilla metálica.

Observación. — Cuando se produce una explosión dentro de la lámpara, apágase la llama y el obrero queda sumido en completa oscuridad. Para evitar este inconveniente, se coloca á pequeñísima distancia de la llama un alambre de platino, que queda enrojecido después de la detonación y cuyo resplandor basta para que el trabajador encuentre su camino.

Se demuestra la propiedad que tiene el platino de mantener las combustiones y permanecer incandescente en un gas ó vapor combustibles, cuando ha sido fuertemente caldeado, suspendiendo una espiral de hilo de ese metal en la llama de una lámpara de alcohol. Cuando la espiral está roja se sopla la llama y la incandescencia del hilo persiste.

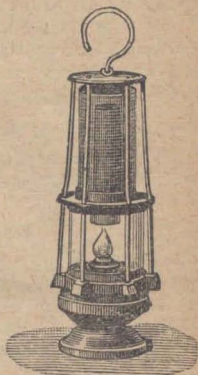


Fig. 104 bis.

Resumen.

I. El gas del alumbrado se compone esencialmente de formeno y de hidrógeno; además, contiene cierta cantidad de nitrógeno, de acetileno, de etileno, de bencina, de sulfuro de carbono, de ácido sulfhídrico y de amoníaco. Se le obtiene mediante la destilación de la hulla.

II. El gas que sale de los cilindros de destilación experimental, antes de llegar al gasómetro, primero una *purificación física* por

la acción disolvente del agua y el enfriamiento, y luego una *purificación química*, pasando á través de una mezcla de cal y de sulfato de hierro.

III. La llama es el resultado de la combustión de un gas ó de un vapor. Su luz es débil cuando no contiene ninguna materia sólida; en el caso contrario es deslumbradora.

IV. El *Quemador de Bunsen* consiste en un tubo que contiene interiormente dos agujeros, al nivel de los cuales se encuentra, en el centro del tubo, el extremo de un mechero de gas. La corriente de gas, cuya presión es superior á la atmosférica, determina una llamada de aire y la mezcla se inflama en la parte superior del tubo.

V. Los hornillos de cocina de gas están formados por la reunión de pequeños quemadores, cuya común toma de aire está colocada generalmente cerca del mango del hornillo.

VI. El *mechero Auer* consiste en un capuchón formado de un enrejado compuesto de tierras raras (óxidos de thorio y de cerio), que se pone incandescente y luminoso bajo la influencia de la alta temperatura de un quemador, sobre el cual está colocado.

VII. Las telas metálicas tienen por efecto cortar la llama, enfriando el gas ó vapor que la forma.

VIII. La lámpara de seguridad de H. Davy se funda en el principio precedente. Se compone de una lámpara ordinaria rodeada de un cilindro de tela metálica.

CAPÍTULO XIV

SILICIO. — BORO.

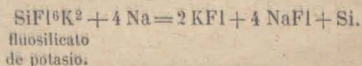
SILICIO

Si = 28.

298. Propiedades físicas y químicas. — Este metaloide, descubierto por Berzélius en 1823, ofrece las mayores analogías con el carbono. Se presenta en tres estados alotrópicos : 1º. *amorfo*, en forma de polvo obscuro sin brillo; 2º. *grafitoideo*, en laminillas grises parecidas á las del gra-

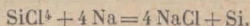
fito; 3º. *cristalizado*, en octaedros regulares de brillo metálico. El silicio amorfo se funde á elevada temperatura, y se transforma al rojo oscuro en silicio grafitoideo; al rojo vivo en silicio cristalizado. Arde en contacto del aire produciendo ácido silícico SiO_2 . El fluor, el cloro, el bromo, el yodo, el ácido fluorhídrico y el clorhídrico se combinan con el silicio para formar diferentes fluoruros, cloruros, bromuros, etc.

299. Preparación. — 1º. Para obtener el silicio amorfo, se calienta hasta el rojo en un crisol una mezcla de sodio hecho pedazos y de fluoruro doble de silicio y de potasio (fluosilicato de potasio SiF_6K_2). Fórmanse fluoruros de potasio y de sodio, y el silicio queda en libertad :



Tiénesse cuidado de cubrir la mezcla de una capa de cloruro de sodio fundido y machacado, para impedir la acción oxidante del aire sobre el sodio.

2º. También se puede hacer pasar en contacto del sodio, calentado en un tubo de vidrio poco fusible, una corriente de vapor de cloruro de silicio (SiCl_4) :



Silice ó anhídrido silícico, $\text{SiO}_2 = 60$.

300. Estado natural y propiedades. — El anhídrido silícico, que vulgarmente se llama *silice*, es, con el carbonato de calcio, una de las materias más abundantes en las capas de los terrenos. En estado de libertad, la silice forma el cuarzo ó cristal de roca, cristalizado en prismas hexagonales, terminados por pirámides de seis caras (*fig. 105*), el sílex, la piedra molar, los



Fig. 105.

asperones, la arena, el ágata y el ópalo. Se la encuentra en

combinación con la alúmina, la potasa, la sosa, la cal, el óxido de hierro, en gran número de rocas ígneas ó de sedimento, como los granitos, los esquistos, las arcillas, etc. Bajo estas diferentes formas, la sílice representa por lo menos las tres décimas partes de la corteza terrestre.

También se la descubre, aunque en pequeñísima cantidad, en las aguas corrientes. Existen en Islandia varios saltos de agua, llamados *geisers* (fig. 106), cuyas aguas que casi hierven

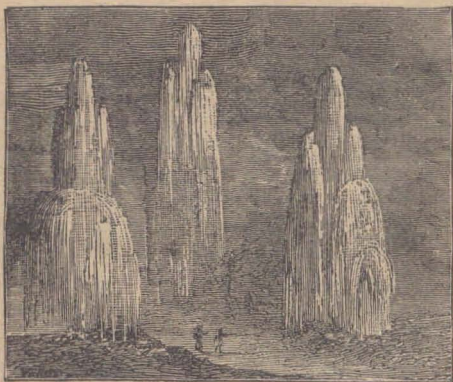
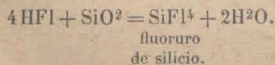


Fig. 106.

están muy cargadas de sílice, que se separa de ellas por enfriamiento y forma, en torno de las aberturas por donde sale el líquido, montículos más ó menos elevados y extensos.

La sílice no es fusible sino á temperatura extremadamente elevada; entonces se transforma en vidrio transparente.

El ácido fluorhídrico es el único que ataca la sílice para formar un compuesto gaseoso, el fluoruro de silicio y agua :



Esta propiedad se utiliza, según hemos visto (pág. 138), para el grabado en vidrio.

301. Preparación y usos. — Echando ácido clorhídrico en

una fuerte disolución de silicato de potasio ¹, se forma un precipitado blanco, gelatinoso, de sílice hidratada.

El anhídrido silícico tiene numerosos usos: entra en la composición del cristal, del vidrio, de los esmaltes y lozas. Más adelante veremos que forma generalmente parte de las argamasas y otros materiales de construcción.

BORO, B=11.

302. Propiedades físicas. — El boro, que no puede ser asimilado á ninguno de los metaloides precedentes y que forma por sí solo una familia, es amorfo. Preséntase con el aspecto de unos polvos parduscos, infusibles y fijos aun á las más elevadas temperaturas de que disponemos. Hace poco tiempo todavía se admitía la existencia de un boro cristalizado, transparente, incoloro ó de tono amarillo claro, rojizo granate ó negro, pero esos son boruros, borocarburos de aluminio ó carburos de boro y no boro cristalizado. Su densidad es 2,45.

303. Propiedades químicas. — El boro arde rápidamente en el aire ó en el oxígeno y se transforma en *anhídrido bórico* B²O³.

Calentado hasta el rojo oscuro en una corriente de nitrógeno, absorbe este gas con desprendimiento de calor y de luz y produce nitruro de boro cristizable. Con los óxidos de nitrógeno, da nitruro de boro y anhídrido bórico.

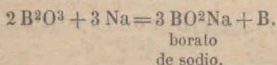
El boro no se disuelve más que en ciertos metales en fusión, particularmente en el aluminio.

El boro es, lo mismo que el carbono, un agente de reducción enérgico, no sólo para los compuestos oxigenados, sino también para los sulfuros, cloruros y yoduros metálicos. Al rojo oscuro, descompone el vapor de agua con incandescencia, apoderándose del oxígeno y poniendo al hidrógeno en libertad.

304. Preparación. — Según el método de Sainte-Claire Deville, se calienta al rojo en un crisol de hierro, una mezcla de anhídrido bórico fundido y pulverizado y de fragmentos

1. Calentando á la temperatura del rojo vivo en un crisol de tierra refractaria 1 parte de arena y 2 de carbonato de potasio ó de sodio, se obtiene un silicato de potasio ó de sodio soluble en el agua (*licor de los guijarros*).

de sodio, cubriendo todo con una capa de sal marina fundida y machacada para preservar al sodio de la acción oxidante del aire. El anhídrido bórico es reducido, y se obtienen el boro amorfo y borato de sodio :



Moissan ha obtenido el boro amorfo reduciendo el anhídrido bórico por medio del magnesio.

Anhídrido bórico, $\text{B}^2\text{O}^3 = 70$.

Ácido bórico, BO^3H^3 ó $\text{B}(\text{OH})^3$.

305. Propiedades físicas. — El ácido bórico es un cuerpo sólido que cristaliza en laminillas incoloras que contienen tres moléculas de agua : $\text{B}^2\text{O}^3 + 3\text{H}^2\text{O} = 2\text{BO}^3\text{H}^3$. Calentado al rojo oscuro, pierde su agua de cristalización, se vuelve anhídrido y se funde en una masa vítrea, que se volatiliza lentamente á la temperatura del rojo vivo. Esta masa, enfriada y expuesta al aire, pierde poco á poco su transparencia cubriéndose de una capa de ácido bórico hidratado. La alúmina disuelta en el ácido bórico fundido, cristaliza á medida que este ácido se volatiliza lentamente y proporciona una piedra preciosa, el *corindón*.

El ácido bórico cristalizado tiene por densidad 1,48. Es soluble en el agua, pero mucho más en caliente que en frío. También se disuelve en el alcohol, al cual comunica la propiedad de arder con llama verde (éter bórico).

306. Propiedades químicas. — El ácido bórico es un ácido débil, que forma con las bases sales llamadas *boratos*, que tienen, como él, muchísima fijeza.

El potasio, el sodio y el magnesio se apoderan de su oxígeno á una temperatura elevada y lo reducen á boro amorfo.

El anhídrido bórico, lo mismo que el bórax fundido, disuelven gran número de óxidos metálicos y forman con ellos al enfriarse pequeñas masas vítreas, *cuentas ó perlas falsas*, cuya coloración indica el metal del óxido empleado (véase el Análisis químico : *Ensayos con las perlas*).

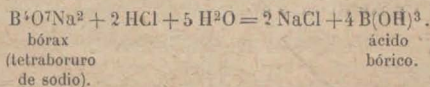
307. Estado natural, preparación y usos. — El ácido bórico existe en la naturaleza, como borato de sodio y borato de magnesio, en gran número de lagos y fuentes minerales. El suelo de Toscana presenta en ciertos puntos grietas por donde salen sin cesar chorros de gas y de vapor de agua (*suffioni*), cuya temperatura no está lejos de 100°. En torno de estos chorros gaseosos se forman pequeños lagos (*lagoni*) cuyas aguas contienen ácido bórico libre.

Para extraer de ellas el ácido, se las recoge en estanques de mampostería (*fig. 107*), donde se concentran por evapora-



Fig. 107.

ción, después de lo cual se las dirige á grandes depósitos de plomo, en que se efectúa la cristalización. El ácido bórico así obtenido se purifica tratándolo en caliente por una disolución de carbonato de sodio. Despréndese el anhídrido carbónico y, haciendo evaporar el licor, se obtiene borato de sodio ó *bórax*, que se disuelve de nuevo en el agua hirviendo. Entonces se echa allí ácido clorhídrico, que se apodera de la sosa, y el ácido bórico cristaliza por el enfriamiento :



El ácido bórico y sobre todo el bórax sirven para fabricar ciertas especies de vidrios y algunas piedras preciosas artificiales. Imprégnanse con él las mechas de las bujías esteá-

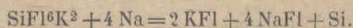
ricas, lo cual tiene por efecto obligar á su extremidad á encorvarse saliendo de la llama y poniéndose en contacto del aire, donde se consume á medida que se opera la combustión de la bujía. Es un antiséptico muy usado en medicina.

Resumen.

I. El *silicio*. completamente asimilable al carbono en sus reacciones químicas, se presenta en tres estados alotrópicos: 1°. *amorfo*, en polvos oscuros; 2°. *grafitoideo*, en laminillas grises; 3°. *cristalizado*, en octaedros regulares de brillo metálico. Pasa de una forma á la siguiente por la elevación sucesiva de la temperatura.

II. Arde con bastante facilidad en contacto del aire y se transforma en *ácido silícico* ó *silice* SiO_2 , que es uno de los cuerpos más abundantes en la naturaleza, sea en estado de libertad (cuarzo, pedernal, asperones, arenas, etc.), sea en combinación con la alúmina, la cal, la potasa, etc. (granitos, esquistos, arcillas, etc.).

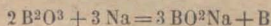
III. Prepárase el silicio descomponiendo el fluosilicato de potasio por el sodio:



IV. El boro es amorfo; preséntase bajo la forma de polvos oscuros infusibles y fijos á las temperaturas más elevadas. Lo que hace poco tiempo todavía se llamaba boro cristalizado, de color amarillo claro, rojo granate ó negro, está constituido por boruros y borocarburos de aluminio, así como por carburos de boro.

V. Arde en el aire ó en el oxígeno y se transforma en *anhidrido bórico* B_2O_3 , el cual se convierte, al absorber tres moléculas de agua, en el *ácido bórico* BO^3H^3 , que existe libre en la naturaleza ó combinado con el sodio y el magnesio en gran número de lagos ó de fuentes minerales.

VI. Prepárase el boro descomponiendo el anhidrido bórico fundido por el sodio. El anhidrido bórico es reducido y así se obtiene boro amorfo y borato de sodio:



CAPÍTULO XV

Clasificación de los metaloides en familias naturales. — Atomicidad. — Radicales. — Teoría de los tipos moleculares. — Mecanismo de la teoría atómica.

Clasificación de los metaloides en familias naturales.

308. Atomicidad ó valencia de los metaloides. — Examinando las combinaciones que los metaloides forman con el hidrógeno, se ve que algunos se juntan con un solo átomo de hidrógeno, mientras otros se combinan con dos, tres, cuatro y hasta cinco átomos de dicho cuerpo.

Se llama *atomicidad* ó *valencia* de un átomo ó de una molécula á su poder de combinación con el hidrógeno. Se dirá que es :

Monoatómico ó *monovalente*, un cuerpo capaz de combinarse con un átomo de hidrógeno ó un átomo de otro cuerpo monoatómico ;

Diatómico ó *divalente*, un cuerpo capaz de combinarse con dos átomos de hidrógeno ó dos de un cuerpo monoatómico ó también con un átomo de un cuerpo diatómico ;

Triatómico ó *trivalente*, *tetratómico* ó *tetravalente*, *pentatómico* ó *pentavalente*, el cuerpo que se combina con tres, cuatro ó cinco átomos de hidrógeno ó de otros cuerpos de atomicidad equivalente.

Esta noción de la *valencia* de los átomos ha servido para clasificar á los metaloides según su atomicidad. Divídeseles en cinco grupos ó familias.

CLASIFICACIÓN DE LOS METALOIDES.

1º. METALOIDES MONOATÓMICOS : *fluor, cloro, bromo, yodo.*

2º. — DIATÓMICOS : *oxígeno, azufre, selenio, telurio.*

3º. — TRIATÓMICOS : *nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio.*

4º. — TETRATÓMICOS : *carbono, silicio.*

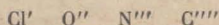
5º. El *boro*, que es triatómico (cloruro de boro BCl_3), pero que sus reacciones químicas no permiten asimilar á ninguno de los metaloides precedentes

Esta clasificación es casi idéntica á la propuesta por Dumas en 1830, y que se fundaba en *la composición y las propiedades de los compuestos que los metaloides forman con el hidrógeno*. No se distingue de ella más que en la separación del boro en una familia aparte; Dumas lo había juntado con el carbono y el silicio.

La valencia de un cuerpo puede variar; así, el nitrógeno, el fósforo y el arsénico, que son triatómicos, pueden ser también pentatómicos; ejemplo :

Amoniaco NH_3 ,	Cloruro de amoniaco NH_4Cl .
Tricloruro de fósforo PCl_3 ,	Pentacloruro de fósforo PCl_5 .
Tricloruro de arsénico AsCl_3 ,	Pentacloruro de arsénico AsCl_5 .

Se indica la valencia de un cuerpo simple ó compuesto por medio de un número de acentos correspondiente á su atomicidad y colocados como exponentes á su derecha :



Hidrógeno.

Observación. — El hidrógeno, que por sus propiedades físicas y químicas parece más bien un metal que un metaloide, no puede tener puesto en la clasificación precedente.

Es, como los metales, buen conductor del calor; forma con el oxígeno un protóxido, el agua H^2O , capaz de desempeñar el papel de base y de combinarse con los ácidos poderosos : nítrico, sulfúrico, fosfórico, etc. En los ácidos, el hidrógeno tiene las mismas funciones que un metal en las sales; por esto podría llamarse al ácido sulfúrico SO^4H^2 *sulfato de hidrógeno*, así como la fórmula SO^4K^2 representa el sulfato neutro de potasio. En las sales ácidas, ocupa el lugar de los átomos del metal que faltan para que la sal sea neutra :

SO^4K^2
sulfato neutro de potasio.

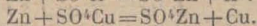
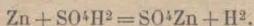
SO^4HK
sulfato ácido de potasio.

PO^4K^3
fosfato neutro de potasio.

$\text{PO}^4\text{H}^2\text{K}$, PO^4HK^2
fosfatos ácidos de potasio.

El zinc descompone al ácido sulfúrico dilatado (sulfato de

hidrógeno SO^4H^2), absolutamente del modo que ejercería acción sobre sulfato de cobre :



La combinación del hidrógeno con el paladio, que hemos visto efectuarse en el voltámetro (pág. 55), presenta todos los caracteres de una aleación. Lo mismo ocurre con el sodio y el potasio.

Por estas diferentes razones están hoy de acuerdo todos los químicos para considerar al hidrógeno como un vapor metálico, un *metal gaseoso*, así como el mercurio es un metal líquido.

Estudiemos ahora, después del hidrógeno, los caracteres generales de cada una de las cinco familias de los metaloides.

1ª. Familia : FLUOR, CLORO, BROMO, YODO.

Caracteres. — Son *monovalentes*. Estos cuatro cuerpos tienen como carácter común el de poseer gran afinidad por el hidrógeno, y formar con él compuestos ácidos enérgicos (ácidos fluorhídrico HFl , clorhídrico HCl , bromhídrico HBr , y yodhídrico HI), que contienen *volúmenes iguales, sin condensación, de cada uno de los dos elementos, considerando al bromo y al yodo en estado gaseoso*. Estos hidrácidos presentan propiedades muy parecidas : son gaseosos á la temperatura ordinaria, fumantes en el aire y muy solubles en el agua, con la cual forman hidratos definidos. Los restantes compuestos constituidos por los cuerpos de esta familia, los fluoruros, los cloruros, los bromuros y los yoduros, tienen entre ellos la mayor analogía. Ninguno de esos cuatro metaloides se combina directamente con el oxígeno.

2ª. Familia : OXÍGENO, AZUFRE, SELENIO, TELURO.

Caracteres. — Estos cuatro cuerpos *divalentes* forman con el hidrógeno compuestos gaseosos que contienen *dos volúmenes de hidrógeno y uno del otro cuerpo considerado en estado gaseoso, condensados en dos volúmenes*. Estos compuestos hidrogenados (agua H^2O , ácidos sulfhídrico H^2S , selenhídrico H^2Se , y telurico H^2Te) se parecen químicamente. Los tres

últimos son ácidos débiles, muy venenosos, de olor fétido de huevos ó coles podridas.

Las demás combinaciones del oxígeno, del azufre, del selenio y del telurio con los diversos cuerpos simples presentan también grandes analogías de composición. Así el azufre, el selenio y el telurio, al arder en el oxígeno ó en el aire, producen anhídridos SO^2 , SeO^2 , TeO^2 , de composición semejante y que se transforman en presencia del vapor de agua y de cuerpos oxidantes (ácido nítrico) en ácidos sulfúrico SO^4H^2 , selénico SeO^4H^2 , telurico TeO^4H^2 .

3ª. Familia : NITRÓGENO, FÓSFORO, ARSÉNICO, ANTIMONIO.

Caracteres. — Estos cuatro cuerpos *trivalentes* tienen por carácter principal formar con el hidrógeno compuestos gaseosos (amoníaco NH^3 , hidrógeno fosforado PH^3 , hidrógeno arseniado AsH^3), que contienen *tres volúmenes de hidrógeno por un volumen del otro cuerpo considerado en estado gaseoso, condensado todo en dos volúmenes*. El compuesto NH^3 , que lleva el nombre de amoníaco, es una base enérgica; los otros dos son indiferentes. Las combinaciones del fósforo, del arsénico y del antimonio son isomorfas, es decir, presentan las mismas formas cristalinas.

4ª. Familia : CARBONO, SILICIO.

Caracteres. — Son *tetravalentes*: el formeno CH^4 y el hidrógeno siliciado SiH^4 tienen exactamente la misma composición. Además, estos dos cuerpos presentan varios caracteres comunes: ambos existen en estado amorfo, grafitoideo y cristalino, y son únicamente solubles en los metales en fusión, el carbono principalmente en la fundición de hierro y el silicio en el aluminio. Se parecen en sus propiedades físicas más aun que en las químicas.

5ª. Familia : BORO.

Las dos razones que han hecho incluir al boro en una familia especial son: 1º. que hasta hoy no se le conoce ninguna combinación binaria con el hidrógeno: 2º. que no existe en estado cristalino. Fuera de esto, presenta con el carbono y sobre todo con el silicio analogías bastante

grandes. Así, los ácidos bórico y silícico son fijos, fusibles á elevada temperatura y producen, con los álcalis como la potasa y la sosa, compuestos vitrificables. El silicio y el boro forman con el fluor y el cloro compuestos gaseosos muy análogos.

Radicales.

309. RADICALES. — En la antigua química se llamaba *radical* á todo cuerpo simple, metaloide ó metal, susceptible de formar, por su combinación con el oxígeno, sea un anhídrido, sea un óxido básico.

Hoy se entiende por *radicales* cuerpos compuestos monoatómicos ó poliatómicos no saturados, es decir, que son capaces de combinarse con uno, dos, tres ó más átomos de hidrógeno, ó con uno, dos, ó tres átomos de otro cuerpo simple ó compuesto monoatómico, ó también con cualquier otro cuerpo de atomicidad equivalente á la suya propia.

Los radicales son *reales* ó *hipotéticos*.

Los radicales reales son cuerpos compuestos que han podido aislarse, que existen realmente. He aquí los principales :

RADICALES MONOVALENTES :

El *protóxido de nitrógeno* ó *nitrosilo* $(NO)'$;

El *peróxido de nitrógeno* ó *nitrotilo* $(NO^2)'$;

El *cianógeno* $(CN)'$.

RADICALES DIVALENTES :

El *anhídrido sulfuroso* ó *sulfurilo* $(SO^2)''$;

El *óxido de carbono* ó *carbonilo* $(CO)''$.

El *etileno* $(C^2H^4)''$.

Estos radicales se combinan con el cloro, el bromo, los ácidos etc., y producen cuerpos claramente determinados :

El cloruro, el bromuro de nitrosilo $(NO)Cl$, $(NO)Br$;

El sulfato ácido de nitrosilo $SO^4H (NO)$ ó cristales de las cámaras de plomo que sirven para la preparación industrial del ácido sulfúrico ;

El cloruro de nitrotilo $(NO^2)Cl$, el bromuro de nitrotilo $(NO^2)Br$;

El cloruro de sulfurilo $(SO^2)Cl^2$;

El cloruro de carbonilo $(CO)Cl^2$.

Los radicales son hipotéticos cuando no se ha podido aislarlos de sus combinaciones, cuando no existen más que en estado de hipótesis. Los veremos sobre todo en la química orgánica. Los principales son :

RADICALES MONOVALENTES. — El *oxhidrilo* $(OH)'$, que reemplaza a los átomos de otros cuerpos en la mayor parte de las reacciones donde el agua H^2O ó $H(HO)'$ interviene. Así, en el cloruro de sulfuro $(SO^2)Cl^2$, los dos átomos de cloro pueden ser sustituidos por dos *oxhidrilos*, cuando este cuerpo se encuentra en presencia del agua, y se tiene ácido sulfúrico $SO^2(OH)^2$ ó SO^2H^2 .

Esta concepción del oxhidrilo permite interpretar fácilmente la formación de los hidratos metálicos, según que el metal es mono, di, tri ó tetraatómico. Así tenemos las fórmulas siguientes :

$K'(OH)$	$Cu''(OH)^2$	$Sb'''(OH)^3$	$Sn''''(OH)^4$.
hidrato	hidrato	hidrato	hidrato
de potasio.	de cobre.	de antimonio.	de estaño.

En la química orgánica encontraremos otros radicales hipotéticos, el *metilo* $(CH^3)'$, el *etilo* $(C^2H^5)'$, el *fenilo* $(C^6H^5)'$, el *glicerilo* $(C^3H^5)'''$.

Teoría de los tipos moleculares y mecanismo de la teoría atómica.

310. Teoría de los tipos moleculares. — Poniéndose en el punto de vista de la estructura atómica, es posible reducir á cuatro tipos gran número de cuerpos :

TIPO ÁCIDO CLORHÍDRICO.	TIPO AGUA.	TIPO AMONIACO.	TIPO FORMENO.
HCl ácido clorhídrico.	H^2O agua.	NH^3 amoníaco.	CH^4 formeno.
$NaCl$ cloruro de sodio.	Cl^2O anhidrido hipocloroso.	NCl^3 triclóruo de nitrógeno.	CCl^4 tetraclóruo de carbono.
NaI yoduro de sodio.	H^2S ácido sulfhídrico.	PCl^3 triclóruo de fósforo.	$SiCl^4$ tetraclóruo de silicio.

Sustituyendo en una combinación un elemento determinado por otro de la misma atomicidad, se obtiene un nuevo cuerpo de propiedades á menudo muy distintas, pero de análoga constitución atómica.

Ejemplos: Si en HCl (ácido clorhídrico), se reemplaza el átomo de hidrógeno por uno de sodio Na , resulta $NaCl$, el cloruro de sodio.

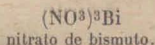
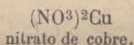
Si en H^2O se reemplaza un solo átomo de hidrógeno por otro de potasio, obtenemos la fórmula KHO (potasa hidratada). Si se sustituyen los dos átomos de hidrógeno por dos de potasio, se tiene K^2O (potasa anhidra ú óxido de potasio).

Mediante sustituciones análogas, NH^3 se convertirá en NCl^3 ó PCl^3 , y CH^4 vendrá á ser CCl^4 , $SiCl^4$.

En las combinaciones de los cuerpos, un átomo de oxígeno equivale á dos de hidrógeno; dos de oxígeno ó de azufre equivalen á cuatro átomos de hidrógeno y pueden sustituirse unos á otros en los agrupamientos moleculares.

Ejemplos: Si en el cloruro de silicio $SiCl^4$, se reemplaza Cl^4 por 2O tendremos el anhídrido silícico SiO^2 . Si en el tetracloruro de carbono CCl^4 se reemplaza Cl^4 por 2O, se obtendrá el anhídrido carbónico CO^2 ; por 2S, se obtendrá el sulfuro de carbono CS^2 .

Si un ácido monoatómico, como el ácido nítrico NO^3H , se combina con un metal diatómico ó triatómico, entrarán en la combinación dos ó tres moléculas del ácido:



Resumen.

I. Los metaloides se han dividido en cuatro familias, según su *atomicidad ó valencia*, es decir, según su poder de combinación con el hidrógeno. Se les agrupa en cuerpos mono, bi, tri y tetra-átómicos.

II. El boro, que no existe en estado cristalino y que no se combina solo con el hidrógeno, ha sido clasificado aparte en una quinta familia.

III. El hidrógeno, más asimilable á un metal que á un metaloide, no está incluido en esta clasificación.

IV. La primera familia monoatómica comprende el *fluor*, el *cloro*, el *bromo* y el *yodo*. Estos cuatro cuerpos forman con el hidrógeno compuestos ácidos (HFl , HCl , HBr , HI), cada uno de los cuales contiene un volumen de hidrógeno y un volumen del otro elemento considerado en estado gaseoso, unidos sin condensación.

V. La segunda familia diatómica comprende el *oxígeno*, el *azufre*, el *selenio* y el *teluro*. Sus compuestos hidrogenados (H^2O , H^2S , H^2Se , H^2Te) son ácidos muy débiles ó cuerpos indiferentes, cada uno de los cuales contiene dos volúmenes de hidrógeno y un volumen del otro elemento considerado en estado gaseoso, condensados en dos volúmenes.

VI. La tercera familia triatómica comprende el *nitrógeno*, el *fósforo*, el *arsénico* y el *antimonio*. Producen con el hidrógeno compuestos gaseosos (NH_3 , PH_3 , AsH_3), cada uno de los cuales contiene *tres volúmenes de hidrógeno y un volumen del otro elemento considerado en estado gaseoso, condensados en dos volúmenes*.

VII. La cuarta familia tetratómica comprende el *carbono* y el *silicio*. Estos cuerpos forman con el hidrógeno compuestos gaseosos (CH_4 y SiH_4), cada uno de los cuales contiene *cuatro volúmenes de hidrógeno y uno del otro elemento supuesto en estado de vapor, condensados en dos volúmenes*. Estos cuerpos se parecen en sus caracteres físicos. Así, ambos son sólidos y únicamente solubles en los metales fundidos, el carbono principalmente en la fundición y el hierro, el silicio en aluminio.

VIII. Los metaloides forman unos con otros numerosos compuestos. Las combinaciones de los metaloides de una misma familia, sea con el oxígeno, sea con los demás metaloides, presentan notables analogías de composición.

IX. Se llama *radical* á un cuerpo compuesto, *no saturado*, capaz de combinarse con uno, dos, tres átomos de hidrógeno ó con cualquier otro cuerpo de atomicidad equivalente. Así, en el ácido sulfúrico SO_4H_2 , un átomo de hidrógeno puede ser reemplazado por el radical monoatómico NO (*nitrosilo*) y se obtiene así el sulfato ácido de nitrosilo SO_4H (NO) (cristales de las cámaras de plomo).

X. Los radicales son reales ó hipotéticos, según que se les ha aislado ó no de sus combinaciones. Los principales radicales reales son: el *nitrosilo* (NO)', el *nitrotilo* (NO_2)', el *sulfurilo* (SO_2)'', el *carbonilo* (CO)'', el *etileno* (C^2H^4)''. Los principales radicales hipotéticos, que se encuentran sobre todo en química orgánica, son: el *oxhidrilo* (OH)', el *metilo* (CH_3)', el *etilo* (C^2H_5)', el *fenilo* (C^6H_5)' y el *glicerilo* (C^3H_5)'''.

CAPÍTULO XVI

METALES Y SUS COMPUESTOS.

Metales en general. — Sus propiedades y su clasificación. — Aleaciones.

Metales.

311. Definición de los metales. — Los metales son cuerpos simples, buenos conductores del calor y de la electricidad, dotados de reflejo particular que se llama *brillo metálico*. Pero lo que los distingue sobre todo de los metaloides es la propiedad que tienen *de formar, al combinarse con el oxígeno, óxidos básicos, es decir, capaces de combinarse con los ácidos para dar origen á sales*.

Propiedades generales de los metales.

312. Propiedades de los metales. — Divídense las propiedades de los metales en físicas y químicas :

1º. Propiedades físicas. — Las propiedades físicas de los metales son : la *densidad*, la *tenacidad*, la *maleabilidad*, la *ductilidad*, la *fusibilidad*, la *conductibilidad* para el calor y la electricidad, el *brillo*, el *color* y la *forma cristalina*.

Densidad. — La densidad de los metales es generalmente bastante considerable. Todos, exceptuando el potasio, el sodio y el litio, son más pesados que el agua. El siguiente cuadro indica la densidad de los metales más importantes, comparada con la del agua destilada á su máximo de densidad.

Cuadro de las densidades de los metales más importantes.

Platino laminado,	22,069	Cobalto.	7,811
Oro fundido,	19,250	Hierro en barras,	7,788
Mercurio,	13,960	Hierro fundido,	7,007
Plomo fundido,	11,352	Zinc,	6,861
Plata fundida,	10,474	Manganeso,	7,500
Bismuto fundido,	9,822	Antimonio ¹ ,	6,712
Cobre fundido,	8,788	Cromo,	5,900
Cadmio,	8,604	Sodio,	0,972
Nickel,	8,279	Potasio,	0,865

1. Véase la nota 1, p. 280.

Tenacidad. — La tenacidad es la propiedad que tienen los alambres ó hilos metálicos de resistir á tracciones más ó menos considerables, ejercidas en el sentido de su longitud. Esta propiedad varía mucho según los metales, y dado un mismo metal cambia con su grado de pureza y su estado molecular.

El más tenaz de todos los metales es el hierro; después de él vienen, en orden de tenacidad descendente, el cobre, el platino, la plata, el oro, el zinc, el estaño y el plomo.

Maleabilidad. — Llámase así á la propiedad que poseen ciertos metales de reducirse á láminas ú hojas delgadas por la acción del martillo y del laminador. El oro es el más maleable de todos los metales; después vienen la plata, el aluminio, el cobre, el estaño, el platino, el plomo, el zinc y el hierro.

Ductilidad. — Esta propiedad se refiere á la facilidad mayor ó menor con que los metales se dejan reducir á hilos ó alambres, cuando se les estira pasándolos por la hilera ¹. El oro es también el metal que posee la mayor ductilidad; después siguen la plata, el platino, el aluminio, el hierro, el cobre, el zinc, el estaño y el plomo.

Obsérvese que, si se exceptúan el oro y la plata, los metales más dúctiles no son al mismo tiempo los más maleables. Así, el hierro, que ocupa el quinto lugar en el orden de ductilidad, no posee sino maleabilidad muy escasa.

Fusibilidad. — El calor puede fundir todos los metales y volatilizar algunos de ellos. El siguiente cuadro dará idea de los diferentes grados de temperatura que exigen los diversos metales para fundirse.

Cuadro de la fusibilidad de los metales más importantes.

Mercurio,	— 39°	Plata,	1000°
Potasio,	+ 62	Cobre,	1100
Sodio,	95	Oro,	1250
Estaño,	228	Hierro forjado,	1500
Bismuto,	264	Nickel,	1500
Plomo,	335	Cobalto,	1500
Zinc,	411	Platino,	2000
Aluminio,	750	Iridio,	2300

1. Este instrumento consiste en una placa de acero donde se practican agujeros de diámetros cada vez más pequeños, y cuyos bordes se adelgazan.

Conductibilidad para el calor y para la electricidad. — Según hemos dicho, todos los metales son buenos conductores del calor y de la electricidad. Conforme á los trabajos de Wiedemann y Frantz, los principales pueden ser clasificados, en lo referente á su conductibilidad para el calor y la electricidad, en el orden indicado por el cuadro siguiente :

Cuadro de la conductibilidad de los metales más importantes para el calor y la electricidad.

Conductibilidad para el calor.

Plata,	1000	Estaño,	145
Cobre,	736	Hierro,	119
Oro,	532	Plomo,	85
Zinc,	190	Platino,	84

Conductibilidad para la electricidad.

Plata,	1000	Estaño,	226
Cobre,	733	Hierro,	130
Oro,	585	Plomo,	107
Zinc.	240	Platino,	103

Brillo y color. — Cuando los metales constituyen masas más ó menos voluminosas, reflejan la luz con gran vivacidad y presentan el resplandor particular que se denomina *brillo metálico*. Reducidos á polvos muy finos, pierden su brillo y toman entonces tonos agrisados más ó menos oscuros ; pero basta frotarlos cuando se encuentran en ese estado con un cuerpo duro y pulimentado, para devolverles inmediatamente su color y brillo primitivos. La mayor parte de los metales son blancos ó ligeramente agrisados; sin embargo, algunos, como el oro, el cobre, el titano y el tántalo, tienen colores diversos.

Todos los metales son opacos cuando se les mira en gruesos suficientes ; pero dejan de serlo en estado de láminas muy delgadas. Así, una hoja de oro batido parece verde cuando se la interpone entre la vista y la luz.

Formas cristalinas. — Todos los metales pueden adoptar formas regulares cuando se les coloca en condiciones favorables á su cristalización. La forma cristalina que con mayor frecuencia revisten es el cubo ó su derivado el octaedro

(fig. 108). Casi todos los metales cristalizan cuando se les deja enfriar lentamente después de su fusión. Así es que se puede hacer cristalizar al bismuto, al antimonio, al plomo, al estaño, etc.

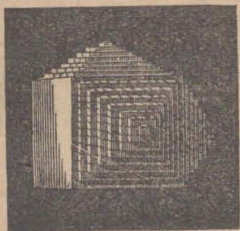


Fig. 108.

También se obtiene la cristalización de ciertos metales separándolos lentamente de sus disoluciones, sea por medio de escasas fuerzas electro-químicas, sea por la acción química de otro metal.

Si se sumergen por ejemplo dos alambres de cobre que comuniquen con los dos polos de una pila de Daniell en una disolución de sulfato de cobre, no se tarda en ver que se depositan sobre el alambre negativo pequeños cristales de cobre metálico, mientras que el alambre positivo va disolviéndose poco á poco. Análogamente, si se vierte una disolución de nitrato de plata encima de mercurio, casi inmediatamente se forman en la superficie de este metal numerosos cristales de



Fig. 109.



Fig. 110.

plata metálica, que se agrupan en forma de borlas arborescentes (*árbol de Diana*, fig. 109).

De este modo se obtiene también la hermosa cristalización del plomo conocida por el nombre de *árbol de Saturno*. Basta sumergir en una solución de acetato de plomo (fig. 110) un

trozo de zinc, al cual se atan alambres delgados de cobre. El plomo, arrojado de la disolución por el zinc, que lo reemplaza, cubre á este metal y á los alambres de cobre con multitud de laminillas brillantes, parecidas á las hojas de helecho.

Los metales que se encuentran en la naturaleza en estado nativo, como el oro, la plata y el cobre, están á menudo cristalizados.

2º. *Propiedades químicas.* — Las propiedades químicas de los metales se fundan en la manera que tienen estos cuerpos de portarse con los metaloides y sus compuestos. Estudiaremos estas propiedades en las páginas siguientes, donde trataremos de la acción del oxígeno, del azufre, del cloro, etc., sobre los metales.

Clasificación de los metales.

313. Principios en que se funda la clasificación de los metales. — La clasificación de los metales, según la ideó Thénard, se funda por completo en la manera como se conducen con el oxígeno seco y el agua y en que sus óxidos sean ó no descomponibles por el calor. Se puede reunirlos en tres clases :

1ª. *clase* : **Metales comunes**, oxidables directamente en el aire seco á temperatura más ó menos elevada. Óxidos irreductibles por la sola acción del calor.

2ª. *clase* : **Metales intermedios**, poco oxidables al aire seco, aun con las mayores temperaturas. Óxidos irreductibles no sólo por la simple acción del calor sino también por el hidrógeno y el carbón

3ª. *clase* : **Metales preciosos**. Óxidos reductibles por la sola acción del calor.

Estas tres clases se han subdividido en ocho secciones.

PRIMERA CLASE

Metales oxidables al aire seco á una temperatura más ó menos alta
(óxidos indecomponibles por sólo el calor)

SEGUNDA CLASE

(óxidos indecomponibles por el calor, el hidrógeno y el carbón).

TERCERA CLASE

(óxidos descomponibles por el calor).

1ª. SECCIÓN.	2ª. SECCIÓN.	3ª. SECCIÓN.	4ª. SECCIÓN.	5ª. SECCIÓN.	6ª. SECCIÓN.	7ª. SECCIÓN.	8ª. SECCIÓN.
Descomponen el agua en frío.	Descomponen el agua hacia los 100°.	Descomponen el agua <i>al rojo oscuro</i> . <i>En frío</i> , descomponen los ácidos dilatados con agua.	Descomponen el agua <i>al rojo vivo</i> . Entre la temperatura ordinaria y 100°, descomponen las bases alcalinas dilatadas en agua y apoderándose de su oxígeno, se transforman en ácidos.	Descomponen difícilmente el agua <i>al rojo blanco</i> . No descomponen los ácidos dilatados con agua, aún á 100°.	No descomponen el agua á ninguna temperatura. Casi inoxidables en el aire. Entre la temperatura ordinaria y 100°, descomponen las bases y los ácidos dilatados con agua.	No descomponen el agua á ninguna temperatura. Se oxidan á una temperatura poco elevada.	No descomponen el agua á ninguna temperatura. No se oxidan en el aire, á ninguna temperatura.
Potasio. Sodio. Calcio. Bario. Estroncio.	Magnesio. Manganeso.	Hierro. Zinc. Nickel. Cromo. Cobalto.	Estaño. Antimonio ¹ .	Cobre. Plomo. Bismuto.	Aluminio. Glucinio.	Mercurio. Paladio.	Plata. Oro. Platino. Iridio.

1. El antimonio ha sido clasificado ya entre los metaloides, por causa de sus analogías químicas con el fósforo y el arsénico.

Esta clasificación de los metales, propuesta por Thénard, ligeramente modificada por Regnault, es la adoptada aun en general, y la que seguiremos en la exposición detallada de esos cuerpos. La clasificación de los metales según su valencia ó atomicidad no presenta, en efecto, precisión suficiente para servir de guía ¹.

Estado natural y extracción de los metales.

314. Estado natural de los metales. — Los metales se encuentran naturalmente en diferentes estados. Algunos, entre los que tienen escasa afinidad por el oxígeno, existen en *estado nativo*, queremos decir, puros : tales son el oro, el platino, la plata, el bismuto, etc. Pero la mayor parte están combinados con el oxígeno, el azufre y el arsénico, y otras veces, aunque menos, con el cloro, el bromo, el fluor, el yodo, el selenio y el telurio. Á menudo se les halla como carbonatos y en ocasiones formando silicatos.

Los metales y sus minerales existen por punto general en los terrenos primitivos y en los de transición, donde están reunidos en núcleos más ó menos considerables, ó bien diseminados en venas y riñones; es frecuente hallarlos en los filones que atraviesan las capas de terreno más antiguas del globo, en las montañas, en la arena de los ríos, en el fondo de los lagos, etc.

315. Procedimientos de extracción de los metales. — Los diversos métodos de extracción de los metales se reducen, de manera general, á las cuatro operaciones siguientes :

1º. Si el metal se encuentra en estado de óxido, se le trata por el carbón á temperatura elevada : su oxígeno se une con el carbono, que pasa á ser anhídrido carbónico ú óxido de

1. Clasificación de los metales según su valencia ó atomicidad :

METALES MONOATÓMICOS (*Potasio, Sodio, Plata*).

— DIATÓMICOS (*Calcio, Plomo, Magnesio, Cinc, Cobre, Mercurio*).

— TRIATÓMICOS (*Oro, Bismuto*).

— TETRATÓMICOS (*Paladio, Aluminio*).

— DI Y TETRATÓMICOS (*Estaño, Platino, Hierro, Manganeso, Cromo, Níquel*).

Esta clasificación se funda en la atomicidad que presenta el metal en casi todas sus combinaciones. Dos átomos de un metal reunidos tienen muchas veces atomicidad diferente de la que debiera resultar de la adición de sus valencias : por ejemplo, dos átomos de hierro reunidos se vuelven hexatómicos (Fe_2Cl_6 cloruro férrico, Fe_2O_3 sesquióxido de hierro). Lo mismo ocurre con el manganeso, el cromo, el níquel y el aluminio.

carbono y el metal queda en libertad. Si es un carbonato, se le trata del mismo modo : el metal es también puesto en libertad, y se obtiene un desprendimiento de óxido de carbono.

2º. Si el metal es un sulfuro ó un arseniuro, se le *tuesta*, queremos decir, se le calienta en una corriente de aire : el oxígeno de la atmósfera transforma al azufre ó al arsénico en anhídrido sulfuroso ó arsenioso, y convierte al metal en un óxido, que después se trata por el carbón.

3º. Si el metal se halla en estado de sal indisoluble por el calor, por ejemplo si es un silicato, se le calcina con una base y carbón : la base, que es ordinariamente cal, se apodera del ácido silícico para formar un silicato y el carbón reduce al óxido.

4º. Si el metal se encuentra en estado nativo y de pureza perfecta, su extracción no exige más que medios mecánicos. En el caso de hallarse mezclado con otros metales naturalmente más oxidables, se le separa de ellos por el tostado, que transforma á estos últimos en óxidos.

Aleaciones.

316. Aleaciones. — Llámase aleación á la combinación de dos ó más metales. En efecto, las aleaciones no son sencillas mezclas, sino combinaciones de dos ó más de aquellos cuerpos. Así, dejando enfriar lentamente ciertas aleaciones, se ven formarse cristales, de constitución perfectamente definida, en el seno de la masa líquida.

Propiedades generales de las aleaciones.

317. Propiedades de las aleaciones. — Las aleaciones presentan generalmente caracteres análogos á los de los metales que entran en su composición : así, son opacas, brillantes, buenas conductoras del calor y de la electricidad, etc. Pero se distinguen en varias propiedades especiales, que es importante conocer y en las cuales se funda la utilidad que tienen en la industria : esas son la *fusibilidad* y la *dureza*.

Fusibilidad. — Las aleaciones son siempre *más* fusibles que el *menos* fusible de los metales que entran en su composición, y hasta ocurre á menudo que lo son más que cada uno de aquellos separadamente considerados. Así,

El plomo se funde á 335°,
El estaño — 228°.

La aleación formada por una parte de plomo y una de estaño se funde á 241°, es decir, á temperatura mucho más baja que el metal menos fusible.

La aleación constituida por una parte de plomo y dos de estaño, se funde á 196°, es decir, á una temperatura mucho más baja que cada uno de los dos metales.

Mezclando cinco partes de plomo, tres de estaño y ocho de bismuto (aleación de Darcet), se obtiene una aleación fusible en el agua hirviendo y aun á 94°, temperatura muy inferior al grado de fusión de cada metal separado.

Cuando una aleación está formada por metales cuyos grados de fusión distan mucho uno de otro, es posible descomponerla, si se calienta hasta temperatura suficiente para fundir el metal más fusible, é insuficiente para fundir al segundo metal; este fenómeno se utiliza en metalurgia para separar ciertos metales mezclados, por ejemplo la plata y el plomo. Una aleación compuesta de dos metales, uno de ellos volátil y el otro fijo, se descompone también cuando se la somete á la acción del calor: así es como se puede separar el mercurio del oro y de la plata, el zinc del cobre, etc.

Licuación. — Sucede con bastante frecuencia que dejando enfriar muy lentamente ciertas aleaciones fundidas, la temperatura de la masa, que hasta entonces había ido bajando progresivamente y de manera continua, queda estacionaria durante cierto tiempo y que en este momento una parte de la mezcla líquida se solidifica formando una aleación de proporciones definidas. Cuando la solidificación de esta primera aleación es completa, la temperatura de la parte que queda líquida vuelve á bajar; pero al cabo de algún tiempo se queda de nuevo estacionaria, solidificándose á su vez una nueva aleación, y así sucesivamente. Este fenómeno ha recibido el nombre de *licuación*. En la práctica debe evitarse la producción de este fenómeno, pues de ahí resulta falta de homogeneidad, y la masa enfriada se hace frágil.

Dureza. — Las aleaciones son generalmente más duras, menos dúctiles y más frágiles que sus elementos constituyentes por término medio. El oro, que es el más dúctil de todos los metales, se vuelve duro y frágil cuando se le

mezcla con cantidad muy pequeña de plomo y de antimonio. El cobre pierde su ductilidad si entra en combinación con el estaño, aunque sea en pequeña proporción.

Principales aleaciones.

318. Utilidad de las aleaciones. — Las aleaciones tienen por objeto modificar las propiedades de ciertos metales que no podrían prestarse á las distintas necesidades de la industria si se les empleara separados. Los que entran en la composición de las principales aleaciones son el cobre, el zinc, el estaño, el plomo, el aluminio, el nickel, el oro, la plata y el mercurio. Recuérdase que las aleaciones en que entra este último metal se denominan *amalgamas*.

ALEACIONES DE LOS METALES PRECIOSOS.

Aleaciones de oro.

Vajillas y medallas de oro	{ Oro... 916	{ Cobre. 84
Monedas de oro..	{ Oro... 900	{ Cobre. 100
Joyería de oro ...	{ Oro... 750	{ Cobre. 250

Aleaciones de plata.

Vajillas y medallas de plata....	{ Plata. 950	{ Cobre. 50
Monedas de plata (piezas de 5 fr.).	{ Plata. 900	{ Cobre. 100
Monedas de plata (piezas de 2 fr. y 1 f., 0,50 y 0,20 c.).	{ Plata. 835	{ Cobre. 165
Joyería de plata .	{ Plata.. 800	{ Cobre. 200

ALEACIONES DE BASE DE COBRE.

Bronce de las monedas y de las medallas.....	{ Cobre.. 95	{ Estaño. 4	{ Zinc... 1
Bronce de los cañones	{ Cobre.. 90	{ Estaño. 10	
Bronce sonoro (timbales, tambores y platillos).	{ Cobre.. 80	{ Estaño. 20	
Bronce de las campanas.....	{ Cobre.. 78	{ Estaño. 22	
Bronce para espejo de telescopios.	{ Cobre.. 67	{ Estaño. 33	
Bronce de aluminio.....	{ Cobre.. 90	{ Aluminio.. 10	
Latón.....	{ Cobre.. 67	{ Zinc... 33	
Maillechort.....	{ Cobre.. 50	{ Zinc... 25	{ Nickel. 25

ALEACIONES CON BASE DE PLOMO Ó DE ESTAÑO.

Medidas de estaño (litro, decilitro, etc.).....	{ Estaño. 90 Plomo. 10	Letra de imprenta.....	{ Plomo. 80 Anti- monio. 20
Metal inglés.....	{ Estaño 100 Anti- monio. 8 Bismuto. 1 Cobre... 4	Metal de Darcet (fusible á 94°)...	{ Bismuto 50 Plomo.. 30 Estaño. 20

ALEACIÓN DE ACERO Y DE NÍQUEL (INVAR).

La aleación de acero y de níquel en la proporción de 64 de hierro por 36 de níquel, estudiada recientemente por M. Ch. L. Guillaume, de Oficina internacional de Pesas y Medidas, es notable porque no se dilata casi bajo la influencia del calor. Su dilatación es diez veces menor que la del platino. Por esta razón se ha dado á esta preciosa aleación el nombre de *INVAR*, abreviatura de la palabra *invariable*. Hoy se la emplea generalmente para fabricar péndulos reguladores de los relojes de precisión, suprimiendo los antiguos sistemas de compensación, y para construir instrumentos de medida usados en geodesia.

En otras proporciones, esta aleación tiene exactamente la dilatación del platino y puede reemplazarle en muchos de sus usos.

319. Aleaciones de mercurio ó amalgamas. — El mercurio puede combinarse con gran número de metales y formar aleaciones llamadas *amalgamas*, que son líquidas ó sólidas según las proporciones más ó menos grandes en que el expresado cuerpo entra en ellas. Las más importantes son la amalgama de estaño, la de bismuto y la de oro.

Amalgama de estaño. — Esta amalgama se compone de 4 partes de estaño y 1 de mercurio próximamente. Se la usa para dar el baño á los espejos. La operación se ejecuta de la manera siguiente: colócase encima de una mesa de mármol horizontal, bien fija y con un canal ó media caña en todo su contorno, una hoja de estaño del tamaño del espejo que se prepara, y después se la cubre con una capa de mercurio de 3 á 4 milímetros de espesor. Hecho esto, se lleva el vidrio á uno de los extremos de la mesa, y se le hace resbalar lentamente sobre la hoja de estaño, de manera que el mercurio excedente sea expulsado y vaya á caer en los ca-

nales dispuestos para recibirlo. Ya así las cosas, se colocan pesos encima y se deja por espacio de quince ó veinte días, para que la adherencia de la amalgama ó del baño con la superficie del vidrio llegue á ser completa.

Amalgama de bismuto. — Esta amalgama, que se compone de 4 partes de mercurio y 1 de bismuto, se usa para cubrir interiormente los globos de vidrio. Basta calentar estos objetos y echar dentro la amalgama fundida. Después se les da vueltas para que el líquido recorra toda la superficie interior, á la cual se adhiere solidificándose.

Amalgama de oro. — Esta amalgama, formada por 2 partes de oro y 1 de mercurio próximamente, se usaba en otro tiempo sólo en el dorado del cobre, del bronce y de la plata. Esta industria, muy nociva para los obreros que se consagraban á ella, por causa de los vapores mercuriales á que constantemente se hallaban expuestos, ha sido reemplazada por el dorado galvánico, de que hemos hablado en nuestra *Física*.

Resumen.

I. Los *metales* son cuerpos simples, buenos conductores del calor y de la electricidad, dotados de resplandor particular que se llama brillo metálico, y cuyos óxidos básicos se unen fácilmente con los ácidos para formar sales.

II. Las propiedades físicas de los metales son la *densidad*, la *tenacidad*, la *maleabilidad*, la *ductilidad*, la *fusibilidad*, la *conductibilidad* para el calor y la electricidad, el *brillo*, el *color* y la *forma cristalina*.

III. Las propiedades químicas de los metales se fundan en la manera que estos cuerpos tienen de conducirse con los metaloides y sus compuestos.

IV. Los metales se han dividido en ocho secciones, según la manera como se conducen con el oxígeno y el agua, y según que sus óxidos sean más ó menos descomponibles por sólo el calor :

Primera sección. Metales que descomponen el agua en frío : potasio, sodio, bario, estroncio, calcio, etc.

Segunda sección. Metales que descomponen el agua hacia los 100° : magnesio, manganeso, etc.

Tercera sección. Metales que descomponen el agua á la temperatura del rojo y, en frío, á los ácidos dilatados en agua: *hierro, nickel, cobalto, zinc*, etc.

Cuarta sección. Metales que descomponen el agua al rojo vivo y, á la temperatura ordinaria, las disoluciones alcalinas. Entonces se apoderan del oxígeno y se transforman en ácidos: *estaño, antimonio*, etc.

Quinta sección. Metales que no descomponen el agua sino al rojo blanco y que no descomponen á los ácidos dilatados en agua, ni siquiera á 100°: *cobre, plomo*, etc.

Sexta sección. Metales que no descomponen el agua á ninguna temperatura. Entre la temperatura ordinaria y 100°, descomponen las bases y los ácidos dilatados en agua: *aluminio*, etc.

Séptima sección. Metales que no descomponen el agua á ninguna temperatura y que son oxidables á temperatura poco elevada: *mercurio, paladio*, etc.

Octava sección. Metales que no descomponen el agua á ninguna temperatura y que son inoxidables en el aire: *plata, oro, platino, iridio*.

Los óxidos de los metales de las seis primeras secciones son todos irreductibles, por el calor solo.

V. Los metales se encuentran en la naturaleza en estado nativo ó en combinación con el oxígeno y algunos metaloides más, como el azufre, el arsénico, el cloro, el bromo, el yodo, etc.

VI. Los diversos métodos de extracción de los metales se reducen, de manera general, á descomponer por el carbón, sean los óxidos naturales, sean los óxidos obtenidos calentando en una corriente de aire (tostado) los sulfuros y los arseniuros metálicos.

VII. Se designa con el nombre de *aleación* á la combinación de dos ó más metales. Cuando en ellas entra mercurio llámaselas *amalgamas*.

VIII. Las aleaciones se distinguen por varias propiedades especiales, siendo las más importantes entre ellas la fusibilidad y la dureza.

IX. Las aleaciones son siempre más fusibles que el menos fusible de los metales que entran en su composición.

X. Las aleaciones son generalmente más duras, menos dúctiles y más frágiles que lo son por término medio sus elementos constituyentes.

XI. Las aleaciones más usuales son las de cobre y de zinc (latón), de cobre y de estaño (bronce, metal de las campanas, de

las medallas, etc.), de cobre, de zinc y nickel (maillechort), de cobre y de aluminio (bronce de aluminio), de plomo y de estaño (soldadura de los latoneros), de plomo y de antimonio (letra de imprenta), de bismuto, de plomo y de estaño (aleaciones fusibles), de plata y de cobre, de oro y de cobre (monedas, vajillas, alhajas); la amalgama de estaño (baño de los espejos), la de bismuto y la de oro.

CAPÍTULO XVII

Acción del oxígeno, del aire seco y del aire húmedo sobre los metales. — Óxidos metálicos. — Acción del calor, del agua, del carbono, del hidrógeno, del azufre y del cloro sobre los óxidos. — Preparación general de los óxidos metálicos.

Acción del oxígeno, del aire seco y del aire húmedo sobre los metales.

320. Acción del oxígeno y del aire seco sobre los metales. — Todos los metales, exceptuando la plata, el oro, el platino y el iridio, se combinan directamente con el oxígeno seco : el potasio á la temperatura ordinaria y los demás metales á temperatura más ó menos alta

Esta combinación directa de un metal con el oxígeno es una verdadera combustión, que se efectúa con desprendimiento de calor á menudo muy considerable. Así, sabemos que cuando se inflama dentro de un frasco lleno de oxígeno un alambre de hierro arrollado en espiral, la energía de la combustión es tan grande que el metal lanza en todas direcciones numerosas y vivas chispas (pág. 62). El zinc calentado hasta la temperatura del rojo, se volatiliza y arde en el oxígeno con llama deslumbradora.

La combustión de los metales en el oxígeno es mucho más viva y rápida cuando están muy divididos; hasta los hay que en esta situación pueden inflamarse espontáneamente en contacto del aire : tal es, por ejemplo, el hierro reducido por el hidrógeno. No necesitamos agregar que el resultado de la combustión de un metal en el oxígeno es siempre la formación de un óxido.

La plata, que es inoxidable en frío por contacto con el oxígeno, se oxida á la temperatura ordinaria en presencia del ozono (pág. 70).

Como el aire privado de su vapor de agua es una mezcla de oxígeno y de nitrógeno, ejerce sobre los metales acción análoga á la del oxígeno seco, pero con menos intensidad.

321. Acción del oxígeno y del aire húmedos. — El oxígeno húmedo no ejerce acción en frío más que sobre los metales que descomponen el agua á la temperatura ordinaria ó á una poco elevada, como el potasio, el sodio, el magnesio, etc. Pero si á la humedad se une un ácido, aunque sea muy débil ó esté muy dilatado, entonces todos los metales se oxidan en frío en presencia del oxígeno, menos los de la última sección.

Como el aire atmosférico contiene vapor de agua y anhídrido carbónico, está precisamente en las expresadas condiciones; así es que oxida en frío á todos los metales, menos los de la sección última, y los convierte en carbonatos ó en hidratos. Por esto se cubren á la larga las estatuas de bronce con una capa de carbonato de cobre; el plomo y el zinc se transforman en carbonato de plomo ó de zinc, el hierro en hidrato de sesquióxido (*herrumbre*), etc.

Ciertos metales, como el zinc, el cobre, el plomo, etc., no experimentan en contacto del aire húmedo más que oxidación superficial; la película de carbonato ó de óxido hidratado que se forma en su superficie protege contra la acción del oxígeno las partes interiores. Por el contrario, otros metales sufren oxidación profunda y completa. Así, una barra de hierro expuesta al aire húmedo es destruída enteramente por el orín. Además, se observa que la oxidación va más de prisa desde que en la superficie del metal se produce cierta cantidad de óxido.

322. Medios de impedir la oxidación de los metales. — Se impide la oxidación de los metales expuestos al aire cubriéndolos con una capa de pintura, de barniz ó de un cuerpo graso: así es como se preservan de la herrumbre las rejas, cerraduras, armas y demás objetos de hierro ó de acero. Pero el mejor medio de evitar la oxidación del hierro consiste en darle una capa de estaño (*latón*) ó de zinc (*hierro galvanizado*).

El *hierro galvanizado* resiste mucho mejor que el *latón* á la herrumbre; en efecto, desde que este último se descascarona en un punto, forma con el estaño una pila en que representa

por su parte el polo positivo, que es precisamente á donde se dirige el oxígeno ; así se activa la oxidación. Por el contrario, el hierro con el zinc constituye igualmente una pila, pero ahí el hierro es el polo negativo ; de tal manera que el oxígeno ataca al zinc, produciendo óxido de zinc, y éste, en contacto con el anhídrido carbónico del aire, constituye una capa protectora de carbonato de zinc.

Óxidos metálicos. Sus propiedades físicas y químicas.

323. Clasificación de los óxidos metálicos. — Los *óxidos metálicos* son compuestos binarios formados por la combinación de un metal con el oxígeno. Se les divide en cinco clases, según sus funciones químicas, á saber :

Primera clase. — Los **óxidos básicos**. Estos óxidos, al combinarse con los elementos del agua, se convierten en *hidratos* que se juntan con los ácidos para formar sales :

<i>Óxidos básicos.</i>		<i>Hidratos básicos.</i>
$K^2O + H^2O$	=	$2 KOH.$
Na^2O —	=	$2 NaOH,$
CuO —	=	CuO^2H^2 ó $Cu(OH)^2.$
CaO —	=	CaO^2H^2 ó $Ca(OH)^2.$

Segunda clase. — Los **óxidos ácidos**. Estos óxidos desempeñan el papel de ácidos respecto de los óxidos básicos. Son, pues, verdaderos *anhídridos*. De una manera general, los óxidos tienen tendencia á volverse ácidos á medida que su proporción de oxígeno aumenta :

<i>Óxidos ácidos ó anhidridos.</i>		<i>Ácidos correspondientes.</i>
MnO^3 anhidrido mangánico	+ H^2O = MnO^4H^2	ácido mangánico,
SnO^3 — estánico	+ H^2O = SnO^3H^2	— estánico,
CrO^3 — crómico	+ H^2O = CrO^4H^2	— crómico.

Tercera clase. — Los **óxidos indiferentes**. Estos son *sesqui-óxidos* del tipo M^2O^3 , en que la letra M representa un metal cualquiera. Los óxidos que pertenecen á esta clase pueden desempeñar alternativamente el papel de bases y el de

ácidos : con una base poderosa, como la potasa ó la sosa, son ácidos ; con un ácido enérgico, como el sulfúrico ó el nítrico, se convierten en bases. Ejemplo, la alúmina ó sesquióxido de aluminio Al^2O^3 , que se combina *indiferentemente* con el ácido sulfúrico para constituir un *sulfato de aluminio*, ó con la potasa para dar *aluminato de potasio*.

Cuarta clase. — Los **óxidos singulares**. Estos no se combinan ni con los ácidos ni con las bases. Ejemplos : los dióxidos de bario BaO^2 , de calcio CaO^2 , de manganeso MnO^2 . Cada uno de esos cuerpos, puesto en presencia de un ácido poderoso, abandona parte de su oxígeno y se transforma en protóxido, que entonces se combina con el ácido. Así, hemos visto al hablar de uno de los métodos de preparación del oxígeno (pág. 64), que calentando con ácido sulfúrico al bióxido de manganeso, abandona la mitad de su oxígeno, que se desprende, y se transforma en protóxido básico para combinarse con el ácido.

Quinta clase. — Los **óxidos salinos** (del tipo M^3O^4). Se incluyen en esta clase algunos óxidos, que resultan de la combinación de dos óxidos del mismo metal, que hacen, uno el papel de ácido y otro el de base. Así, el óxido rojo de manganeso Mn^3O^4 puede ser considerado como una combinación de protóxido MnO , que desempeña el papel de base, y de sesquióxido Mn^2O^3 , que hace función de ácido. Lo mismo pasa con el minio ú óxido rojo de plomo Pb^3O^4 , cuya fórmula puede escribirse 2PbO , PbO^2 , y con el óxido de hierro magnético Fe^3O^4 , cuya fórmula racional es FeO , Fe^2O^3 .

324. Propiedades físicas de los óxidos metálicos. — Los óxidos metálicos son cuerpos sólidos, generalmente opacos, frágiles y de coloración diversa. Los de metales alcalinos (potasio, sodio) y de algunos metales alcalino-terrosos (estroncio, bario) son solubles en el agua, con la cual forman combinaciones estables (*hidratos*), conocidas con los nombres de potasa, sosa, estronciana, barita, que son bases poderosas. El óxido de calcio ó cal, el óxido de magnesio ó magnesia, son también ligeramente solubles y forman hidratos. Los óxidos de plata Ag^2O y de plomo PbO , son muy poco solubles. Todos los demás son insolubles.

325. Propiedades químicas. — Las propiedades químicas de los óxidos metálicos son muy notables; dependen de las acciones que en ellos ejercen el calor, la electricidad, el agua y los principales metaloides, tales como el oxígeno, el hidrógeno, el carbono, el cloro, el azufre y el fósforo. Estudiemos estas diversas acciones.

Acción del calor, del agua, del hidrógeno, del carbono, del azufre, del cloro, etc., sobre los óxidos.

326. Acción del calor. — Los óxidos de los metales de las seis primeras secciones resisten todos á la acción del calor, cuando se encuentran en estado de protóxidos; pero la mayor parte abandonan parte de su oxígeno al llegar á grado más alto de oxidación: así, el bióxido de manganeso, calentado al rojo, pierde parte de su oxígeno, y así es como se obtiene generalmente este gas. Lo mismo pasa con el peróxido de cobre, con los anhídridos crómico, férrico, mangánico, etc.

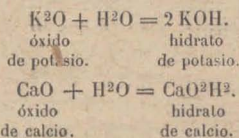
Los óxidos de los metales de las dos últimas secciones son los únicos que el calor reduce completamente; despréndese el oxígeno y el metal es puesto en libertad.

Los óxidos metálicos no se funden generalmente sino á temperatura muy alta; la cal y la magnesia, consideradas hasta hace poco como infusibles, han podido ser fundidas por Moissan (1893) en el horno eléctrico de Violle: « Desde que la temperatura se acerca á 2500 grados, dice Moissan, la cal, la estronciana, la magnesia, cristalizan en unos cuantos minutos. Si el calor llega á 3000°, la materia misma del horno, la cal viva, se funde y corre como si fuera agua. El sesquióxido de cromo, el óxido magnético de hierro, se funden rápidamente á la temperatura de 2500. » Sólo algunos óxidos se volatilizan; por ejemplo, los de antimonio y de osmio.

327. Acción de la electricidad. — La pila descompone todos los óxidos, exceptuando á la alúmina; el oxígeno se dirige al polo positivo y el metal reducido va á depositarse en el negativo.

328. Acción del agua. — Hemos dicho que todos los óxidos metálicos, exceptuando los que pertenecen á metales de la

primera sección, son insolubles en el agua, y aun los óxidos de calcio y de litio no poseen sino solubilidad muy escasa. Pero la mayor parte de los óxidos pueden combinarse con el agua en proporciones definidas, y formar verdaderas sales llamadas *hidratos*, que son bases poderosas :



El calor descompone todos los hidratos y los transforma en óxidos anhidros, exceptuando los hidratos de potasio, de sodio y de bario (potasa, sosa, barita).

329. Acción del oxígeno. — La mayor parte de los óxidos que no se encuentran en su máximo de oxidación pueden combinarse directamente con una nueva proporción de oxígeno, sea á la temperatura ordinaria, sea á otra elevada. Así es como la barita, calentada en contacto del aire, se transforma en bióxido de bario; como los protóxidos de hierro y de manganeso se convierten en sesquióxidos. Estos dos últimos absorben hasta el oxígeno en frío, cuando se encuentran en estado de hidratos ó simplemente húmedos.

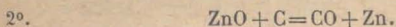
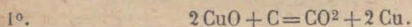
330. Acción del hidrógeno. — El hidrógeno carece de acción sobre los óxidos de los metales de las dos primeras secciones y de la alúmina. Por el contrario, descompone bajo la influencia del calor á los óxidos de las seis últimas secciones, uniéndose con el oxígeno para formar agua y poniendo al metal en libertad.

La reducción se efectúa al rojo oscuro para el óxido de cobre, á una temperatura más elevada para el sesquióxido de hierro. El hierro se reduce entonces á polvo impalpable y se vuelve tan oxidable que cuando se le arroja al aire, se pone incandescente (*hierro pirofórico*).

331. Acción del carbono. — El carbono reduce, á una temperatura más ó menos elevada, á todos los óxidos metálicos, exceptuando la alúmina. Habiendo elevado Moissan en 1893 á la temperatura de 3000° el horno eléctrico de Violle, logró efectivamente reducir por el carbón los óxidos considerados

hasta entonces como irreductibles. « Á esta temperatura, dice, el carbón reduce con rapidez al óxido de calcio y el metal se desprende en abundancia. El óxido de uranio, que es irreductible por el carbón, á las temperaturas más altas de nuestros hornos ordinarios, es reducido inmediatamente á la de 3000°. En diez minutos se obtiene sin dificultad un residuo de 120 gr. de uranio. Los óxidos de nickel, de cobalto, de manganeso, de cromo, son reducidos por el carbón en unos momentos, á la temperatura de 2500°. »

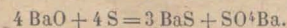
Cuando el carbono descompone un óxido metálico, produce, al apoderarse de su oxígeno, sea anhídrido carbónico, sea óxido de carbono. Si el óxido es fácil de reducir, como los de cobre, de mercurio ó de plata, y se encuentra en proporción suficiente, se obtiene siempre *anhídrido carbónico*; pues el carbono puede absorber en este caso todo el oxígeno que le es necesario para arder completamente; pero si el óxido es difícil de reducir, como por ejemplo el de zinc, lo que se desprende entonces es óxido de carbono. En este caso no puede producirse el anhídrido carbónico, puesto que este gas es convertido de nuevo por el carbón en óxido de carbono, á la temperatura necesaria para reducir el óxido metálico. Las dos fórmulas siguientes hacen ver lo que pasa en ambos casos :



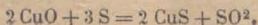
Esta propiedad reductora del carbón se utiliza en la mayor parte de las preparaciones metalúrgicas.

332. Acción del azufre. — Todos los óxidos metálicos, exceptuando la alúmina y el óxido de cromo, son descompuestos por el azufre en exceso á una temperatura más ó menos elevada.

Los óxidos son transformados por el azufre en sulfuros y en sulfatos, cuando estos últimos son indescomponibles á la temperatura á que se opera; ejemplo : la barita :



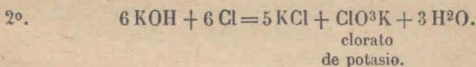
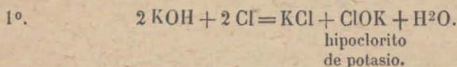
Si los sulfatos son descomponibles á la temperatura necesaria á la reacción, se obtienen sulfuros y anhídrido sulfuroso; ejemplo : el óxido de cobre :



333. Acción del cloro. — Como el cloro *seco* y sus similares, el bromo y el yodo, emiten por punto general en sus combinaciones con los metales más calor que el oxígeno, descomponen á los óxidos metálicos; forman un cloruro con el metal y ponen al oxígeno en libertad. Una corriente de cloro dirigida sobre cal que se halle á la temperatura roja produce cloruro de calcio y oxígeno.

La alúmina, que resiste al cloro y al carbón tomados separadamente, es reducida, por su acción combinada, á una temperatura más alta. Así se producen cloruro de aluminio Al^2Cl^6 y óxido de carbono.

El cloro *húmedo* actúa de diferente manera sobre los hidratos de los metales alcalinos, según que se opere en frío ó en caliente. En el primer caso se forma un hipoclorito y un clorato en el segundo :



334. Acción del fósforo. — La acción del fósforo es análoga á la del azufre : con los óxidos de gran número de metales produce fosfuros, fosfatos é hipofosfitos; con los óxidos de los metales de las dos últimas secciones, como los de plata y de mercurio, da un fosfuro y ácido fosfórico.

335. Acción de los metales. — De una manera general puede decirse que los metales que tienen mucha afinidad por el oxígeno reducen á los óxidos de los metales cuya afinidad por el expresado cuerpo es menos viva. Así, el potasio reduce á la mayor parte de los óxidos; algunos metales de la tercera sección reducen á los óxidos de las secciones siguientes. Esta acción descomponente de ciertos metales sobre los óxidos se utiliza con frecuencia en metalurgia.

336. Preparación de los óxidos. — Se preparan los óxidos de varios modos, siendo los principales :

1º. La calcinación de un metal en contacto del aire ó del oxígeno : así es como se pueden obtener los óxidos de zinc, de plomo, de cobre, etc.;

2°. La descomposición de una sal en disolución por una base alcalina, tal como la potasa, la sosa ó el amoníaco : así se preparan ciertos óxidos hidratados, por ejemplo el protóxido y el sesquióxido de hierro, el óxido de plata, etc. ;

3°. La descomposición de un carbonato ó de un nitrato por el calor : así es como se preparan la cal, la barita, el óxido de mercurio, etc.

337. Estado natural. — Los óxidos metálicos existen con mucha abundancia en la naturaleza, y algunos de ellos constituyen *minerales* de que se extraen los *metales* : así ocurre con los óxidos de hierro Fe^2O^3 , Fe^3O^4 . Otros forman piedras preciosas, como el *corindón*, la *amatista*, el *zafiro*, el *rubí*, que son variedades de alúmina, con diversas coloraciones.

Resumen

I. Todos los metales exceptuando la plata, el oro, el platino y el iridio, pueden combinarse directamente con el oxígeno seco. Esta combinación exige temperatura más ó menos elevada, excepto para el potasio, que se combina en frío.

II. El aire seco actúa como el oxígeno seco sobre los metales, pero con menos intensidad.

III. Como el aire húmedo contiene mínima cantidad de anhídrido carbónico, ejerce acción en frío sobre todos los metales, excepto los de la última sección, y los transforma en hidratos ó en carbonatos.

IV. Los óxidos metálicos son compuestos binarios formados por la combinación de un metal con el oxígeno. Se les divide en cinco clases, á saber : los óxidos básicos, los óxidos ácidos, los óxidos indiferentes, los óxidos singulares y los óxidos salinos.

V. Los óxidos de los metales de las seis primeras secciones resisten todos á la acción del calor, cuando se encuentran en estado de protóxido; pero la mayor parte abandonan parte de su oxígeno al llegar á grado más alto de oxidación; ejemplos: el bióxido de manganeso.

VI. Los óxidos de los metales de las dos últimas secciones son reductibles todos por la acción del calor : el oxígeno se desprende y el metal es puesto en libertad.

modificarse profundamente. Dicho líquido forma en realidad parte de sus elementos constituyentes y por este motivo se la llama *agua de constitución* ó *agua básica*. Así, el fosfato ácido de sodio disódico, que tiene como fórmula $\text{PO}^4\text{Na}^2\text{H}$ ó $\text{P}^2\text{O}^8\text{Na}^4\text{H}^2$, pierde, bajo la influencia del calor, una molécula de agua de constitución y se transforma en un cuerpo completamente distinto del fosfato ácido, el pirofosfato de sodio $\text{P}^2\text{O}^7\text{Na}^4$.

363. Sales eflorescentes, sales delicuescentes. — Las sales anhidras expuestas al aire no sufren generalmente ninguna alteración; pero no ocurre lo mismo con las hidratadas. Entre estas últimas, hay unas que abandonan al aire una parte de su agua de cristalización, pierden poco á poco su transparencia y se convierten en polvo: llámaselas *sales eflorescentes*. Por el contrario, otras atraen la humedad del aire y se liquidan: estas son las *sales delicuescentes*. Sin embargo, estas dos propiedades opuestas no son absolutas, pues una misma sal puede ser sucesivamente eflorescente y delicuescente, según que el aire esté seco ó húmedo: tal ocurre, por ejemplo, con la sal marina.

Observación. — La *delicuescencia* de una sal depende de que la tensión del vapor de agua que emite (*tensión de la disociación de la sal compuesta del agua por una parte y de otra por la sal anhidra*), es inferior á la tensión del vapor de agua atmosférico; la *eflorescencia* de una sal reconoce por causa que la tensión del vapor de agua que emite es superior á la tensión del vapor de agua atmosférico.

364. Acción del calor sobre las sales. — Las sales formadas por un ácido volátil unido á una base fija, ó de una base volátil con un ácido fijo, son, en general, descomponibles por el calor; ejemplos: el carbonato de calcio que, calentado, produce anhídrido carbónico y deja cal viva; el fosfato de amoniaco que emite amoniaco y deja ácido fosfórico. El calor descompone también á la mayor parte de las sales cuyo ácido ó base son descomponibles; ejemplo: los nitratos, que son descompuestos todos á temperatura poco elevada.

Los carbonatos y los sulfatos de potasio ó de sodio, así como la mayor parte de los fosfatos, de los boratos y de los silicatos, resisten á la acción del calor.

Cuando una sal contiene mucha agua de cristalización y se la calienta, empieza por experimentar lo que se llama la *fusión acuosa*, que no es realmente sino una simple disolución de la sal en su agua de cristalización. Pero si se continúa calentando, el agua se evapora, y la sal se seca, se vuelve anhidra; después experimenta nueva fusión que se llama *fusión ignea*.

Decrepitación. — Cuando se calientan ciertas sales, ó si las arrojamamos sobre carbones hechos ascua, dejan oír ruido particular que se llama *decrepitación*. Este fenómeno se produce por la vaporización brusca de pequeña cantidad de agua interpuesta entre las partículas cristalinas. También puede resultar de la ruptura de los cristales, cuyas partes se dilatan desigualmente á consecuencia de su mala conductibilidad para el calor.

365. Acción de la electricidad sobre las sales. — La pila descompone todas las sales. El ácido y el oxígeno de la base

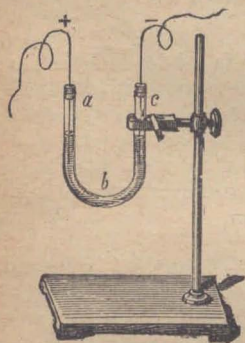


Fig. 111.

se dirigen al polo positivo, mientras que el metal va al negativo. Para poner este fenómeno en evidencia, se toma un tubo encorvado *abc* (fig. 111), que se llena con una disolución de sulfato de cobre; después se introducen en ambas ramas los dos polos de una pila, terminados por alambres de platino; el alambre negativo no tarda en cubrirse de cobre rojo, mientras que á la rama del tubo donde penetra el alambre positivo se dirige el ácido sulfúrico, que permanece en disolución, al mismo tiempo que el oxígeno de la base se desprende en

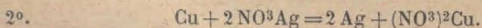
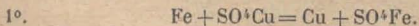
forma de pequeñas burbujas alrededor del mismo alambre. En este hecho se funda la galvanoplastia.

Observación. — Si en vez de hacer que la pila actúe sobre una sal cuya base es fácilmente reductible, como el sulfato de cobre, se pone en el tubo una disolución de una sal alcalina, por ejemplo de sulfato de potasio, el metal, esto es, el

potasio, descompone al agua á medida que va llegando al polo negativo; apodérase de su oxígeno para formar potasa, que queda disuelta, y pone al hidrógeno en libertad. De ahí resulta que al fin de la experiencia se tiene potasa en la rama negativa y ácido sulfúrico libre en la positiva. Para poner de manifiesto este hecho, basta con mezclar en la disolución salina jarabe de violetas, el cual toma color encarnado en la rama positiva, que contiene el ácido, mientras toma tonos verdes en la rama negativa, donde se encuentra el álcali.

La prueba de que las cosas ocurren en la forma que acabamos de decir, es que si se introduce el alambre negativo en una pequeña cápsula que contenga mercurio y que esté dentro de la disolución, se puede obtener el potasio en estado de amalgama.

366. Acción de los metales sobre las sales. — Una lámina de hierro introducida en una disolución de sulfato de cobre toma inmediatamente una capa de cobre metálico, y el sulfato de cobre se transforma en sulfato de hierro. Análogamente, una lámina de cobre metida en una disolución de nitrato de plata se cubre en seguida de plata metálica, y el nitrato de plata se convierte en nitrato de cobre :



En la primera experiencia, el hierro reemplaza al cobre de la disolución salina; en la segunda, el cobre es el que ocupa el lugar de la plata.

Estos dos ejemplos nos proporcionan idea muy clara de la acción de los metales sobre las sales. De manera general se la puede formular así : *Un metal oxidable descompone siempre á la sal cuyo metal es menos oxidable que él.* Así, en los dos ejemplos que hemos escogido, el hierro, que pertenece á la tercera sección, desaloja al cobre, que pertenece á la quinta, y éste á la plata, que es de la octava. Á temperatura elevada y en seco, el potasio y el sodio expulsan de sus combinaciones salinas á todos los metales de las siete últimas secciones. Puede decirse, en consecuencia, *que un metal desaloja de sus combinaciones salinas á los metales de las secciones que le siguen en la clasificación de Thenard.*

Los experimentos conocidos por los nombres de *árbol de Saturno* y *árbol de Diana* (pág. 278) se fundan en estas sustituciones.

Leyes de composición de las sales. Sales neutras, sales ácidas, sales básicas.

367. Sales neutras. — Ya sabemos que los ácidos *enrojecen* la tintura azul de tornasol, y que los álcalis, tales como la potasa, la sosa, la barita, etc., *enverdecen* el jarabe de violetas ó devuelven su color azul á la tintura de tornasol enrojecida por un ácido. Ahora bien, si se vierte con precaución una disolución de potasa en otra dilatada de ácido sulfúrico, llega un momento en que el licor no manifiesta ninguna reacción, ni ácida, ni alcalina, sobre la tintura de tornasol ó el jarabe de violetas. Entonces se dice que la potasa y el ácido sulfúrico *se neutralizan* mutuamente. Evaporando el licor en seco se obtiene una sal cristalina, el sulfato *neutro* de potasio.

Si se combinan del mismo modo, esto es, directamente, el ácido sulfúrico con la sosa, la cal, la barita, la estronciana, se obtienen también sulfatos neutros de calcio, de bario, de sodio y de estroncio, que carecen también de acción, sea ácida ó alcalina, sobre los reactivos de color.

Análogamente, con el ácido nítrico se obtiene una serie de nitratos neutros de potasio, de sodio, de bario, etc.

Pero si en vez de combinar con el ácido sulfúrico una base poderosa, como la potasa ó la sosa, se toma una base débil, como los hidratos de zinc ó de cobre, y en general los hidratos básicos de las seis últimas secciones, se obtienen sulfatos que enrojecen casi todos la tintura de tornasol. ¿Debemos considerarlos como sulfatos ácidos ó como neutros?

Si nos atuviéramos á la acción que estos sulfatos ejercen sobre los reactivos de color, es evidente que deberíamos considerarlos como sulfatos ácidos, puesto que enrojecen la tintura azul de tornasol. Pero no es así como los químicos proceden para determinar la neutralidad ó la acidez de una sal. Según ellos, *la neutralidad de una sal depende únicamente de su composición*. Así, consideran como sulfatos neutros á todos los sulfatos en que los dos átomos de hidrógeno del ácido (SO^+H^2) son reemplazados por dos de un metal monoató-

mico como el potasio y el sodio (SO^4K^2 , SO^4Na^2), ó por un átomo de metal diatómico como el zinc, el cobre, el bario (SO^4Zn , SO^4Cu , SO^4Ba), etc.

Luego, toda sal se llama neutra cuando el hidrógeno básico del ácido es reemplazado en totalidad por el metal de la base.

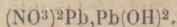
368. Sales ácidas. — Dicese que una sal es ácida cuando el hidrógeno básico del ácido es incompletamente reemplazado por el metal de la base. Así, el sulfato neutro de potasio tiene como fórmula SO^4K^2 , y el sulfato ácido de potasio SO^4KH ; análogamente, existe un fosfato neutro de potasio y dos fosfatos ácidos: PO^4K^3 , PO^4HK^2 , $\text{PO}^4\text{H}^2\text{K}$.

Como las sales ácidas contienen proporcionalmente más ácido que las neutras, se las designa también haciendo preceder el nombre genérico de ellas por las partículas *bi* ó *sesqui*:

Bisulfato de potasio, SO^4KH .

Bicarbonato de sodio, CO^3NaH .

369. Sales básicas. — Se dice que una sal es básica cuando contiene uno ó varios elementos de base en exceso sobre la cantidad necesaria para que sea neutra. Ejemplo: Haciendo hervir nitrato de plomo con óxido plúmbico, se obtiene una sal cristalina que es un nitrato bibásico de plomo:



nitrato bibásico de plomo.

Esta es la misma constitución que la de los óxidos salinos: $\text{Fe}^3\text{O}^4 = \text{Fe}^2\text{O}^3$, FeO (pág. 291).

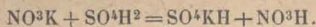
Leyes de Berthollet.

370. Leyes de Berthollet. — Estas leyes, que se llaman así en recuerdo del químico francés que las descubrió á principios del siglo, se aplican: 1.º á la acción de los ácidos sobre las sales; 2.º á la acción de las bases sobre las sales; 3.º á la acción de las sales unas sobre otras.

1.º. ACCIÓN DE LOS ÁCIDOS SOBRE LAS SALES. — Esta acción se encuentra sometida á las tres leyes siguientes:

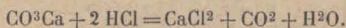
Primera ley: *Un ácido cualquiera descompone completamente á la sal cuyo ácido es más volátil que él.* — Ejemplo: Se vierte

ácido sulfúrico sobre nitrato de potasio ligeramente calentado; siendo el ácido sulfúrico menos volátil que el nítrico, se apodera de la potasa, y pone á este último ácido en libertad



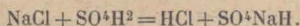
(modo de preparación del ácido nítrico).

En virtud de esta ley es como los carbonatos cuyo ácido es gaseoso á la temperatura ordinaria son descompuestos por casi todos los demás ácidos :



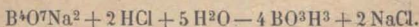
(modo de preparación del anhídrido carbónico).

Análogamente, se obtiene ácido clorhídrico, que es gaseoso, haciendo que un ácido fijo actúe sobre un cloruro :



(modo de preparación del ácido clorhídrico).

Segunda ley : *Un ácido soluble descompone completamente á la sal cuyo ácido es insoluble.* — Ejemplo : En una disolución concentrada de borato de sodio (bórax) se vierte ácido sulfúrico ó ácido clorhídrico : en seguida se forma sulfato ó cloruro de sodio, y el ácido bórico, que es muy poco soluble, se precipita en pequeñas pajuelas cristalinas :

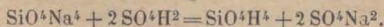


bórax.

ácido bórico.

(modo de preparación del ácido bórico).

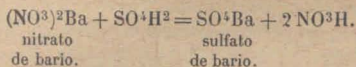
El ácido silícico insoluble se precipita bajo forma gelatinosa cuando se adiciona con ácido sulfúrico una disolución de un silicato alcalino :



silicato
de sodio.

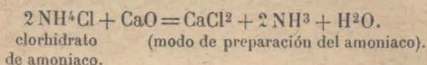
ácido silícico
gelatinoso.

Tercera ley. — *Un ácido descompone siempre á una sal cuando puede formar con su base otra sal insoluble.* — Ejemplo : en una disolución de nitrato de bario se vierte ácido sulfúrico ; así se forma un precipitado blanco de sulfato de bario, y el ácido nítrico queda libre en el licor :

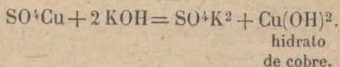


2º. ACCIÓN DE LAS BASES SOBRE LAS SALES. — Esta acción se encuentra sometida también á tres leyes que son análogas á las precedentes :

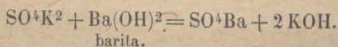
Primera ley. — *Una base fija descompone siempre á la sal cuya base es volátil.* — Ejemplo : se calienta ligeramente una mezcla de cal y de clorhidrato de amoniaco; fórmase cloruro de calcio y se desprende el amoniaco :



Segunda ley. — *Una base soluble descompone completamente á la sal cuya base es insoluble.* — Ejemplo : se vierte una disolución de potasa en otra de sulfato de cobre; el hidrato de cobre se precipita bajo la forma de copos azules, y se forma sulfato de potasio, que permanece en el licor :



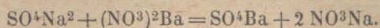
Tercera ley. — *Una base descompone siempre á una sal cuando puede formar con su ácido otra sal insoluble.* — Ejemplo : se vierte una disolución de barita en otra de sulfato de potasio; en seguida se obtiene un precipitado blanco de sulfato de bario, y la potasa queda libre en el licor :



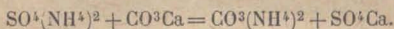
3º. ACCIÓN DE LAS SALES UNAS SOBRE OTRAS. — Las leyes que presiden á la mutua acción de las sales son dos.

Primera ley. — *Dos sales solubles se descomponen mutuamente cuando pueden formar por el cambio de sus ácidos y de sus bases una sal insoluble.* — Ejemplo : se vierte una disolución de sulfato de sodio en otra de nitrato de bario; en

seguida se forma sulfato de bario que se precipita y nitrato de sodio que permanece en el licor :



Segunda ley. — *Dos sales se descomponen mutuamente cuando al calentarlas juntas pueden suministrar, por el cambio de sus bases y de sus ácidos, una sal fija y una más volátil que cada una de ellas.* — Ejemplo : se calienta en una retorta una mezcla de sulfato de amoniaco y de carbonato de calcio ; fórmase carbonato de amoniaco que se volatiliza y sulfato de calcio que queda en la retorta :



Observación. — Cuando dos sales tienen un principio común, sea el ácido, sea la base, no se descomponen mutuamente ; pero en algunos casos pueden combinarse y formar sales dobles ; ejemplo : el sulfato de aluminio y el de potasio. Estas dos sales puestas en presencia forman un sulfato doble de aluminio y de potasio conocido con el nombre de *alumbre*.

371. Excepciones á las leyes de Berthollet. — **ACCIÓN DE LOS ÁCIDOS.** — La volatilidad del ácido desprendido en una reacción no es la causa determinante de ésta. Ejemplo : en la descomposición del carbonato de calcio por el ácido clorhídrico, la reacción es completa, aun cuando se efectúa en presencia de una cantidad de agua bastante grande para que se disuelva todo el gas carbónico. En este caso no hay, pues, volatilización del gas carbónico.

La insolubilidad del ácido desprendido en una reacción no es tampoco la causa determinante de ella. Ejemplo : El ácido clorhídrico desaloja completamente al ácido bórico del borato de sodio (bórax), aun en presencia de una cantidad de agua bastante grande para que todo el ácido bórico se disuelva.

Podríamos citar excepciones análogas á las leyes de Berthollet respecto de la acción de las bases sobre las sales y de la que ejercen las sales unas sobre otras.

372. Principio del trabajo máximo de Berthelot. — Recordemos este principio de termoquímica ya expuesto (pág. 43) : *Todo cambio químico realizado sin la intervención de una fuerza extraña (calor, electricidad) tiende hacia la producción del cuerpo ó del sistema de cuerpos que emite más calor.* Este principio es, efectivamente, el que rige todas las reacciones precedentes, con-

formes ó contrarias á las leyes de Berthollet. Dichas reacciones son más bien resultado de la *afinidad*, de la *energía química*, que no de propiedades físicas, tales como la insolubilidad, la fijeza, la volatilidad.

Problema. — Se pregunta qué cantidad de sulfato de sodio hay que verter en 124 gramos de nitrato de bario disuelto en el agua para que la doble descomposición sea completa.

Una molécula de nitrato de bario $(\text{NO}_3)_2\text{Ba} = 261$;

Una molécula de sulfato de sodio $\text{SO}_4\text{Na}^2 = 142$.

Si llamamos x á la cantidad de sulfato de sodio buscada, tendremos :

$$\frac{x}{124} = \frac{142}{261}; \text{ de donde } x = \frac{124 \times 142}{261} = 67^{\text{gr}}, 44.$$

Resumen.

I. Se llama *sal* á toda combinación de dos cuerpos, uno de los cuales hace el papel de ácido y otro el de base.

II. Casi todas las sales son sólidas á la temperatura ordinaria y en general cristalizadas. Unas son solubles en el agua; otras completamente insolubles.

III. La mayor parte de las sales solubles retienen, al depositarse en sus disoluciones, cierta cantidad de agua, que se designa por el nombre de *agua de cristalización*, y que no debe confundirse con el *agua de constitución*, que entra en la composición molecular de algunas de ellas. Ciertas sales son eflorescentes en contacto del aire; otras delicuescentes.

IV. Todas las sales que el calor no descompone pueden entrar en fusión á una temperatura suficientemente alta. Las sales hidratadas experimentan en general dos especies de fusión: la acuosa y la ígnea.

V. La pila descompone todas las sales. El ácido y el oxígeno de la base se dirigen al polo positivo, mientras que el metal va al negativo.

VI. Un metal oxidable descompone siempre á la sal cuyo metal es menos oxidable que él.

VII. Las sales se dividen en neutras, ácidas y básicas. La neu-

tralidad de una sal no depende sino de su composición. Una sal puede ser neutra aun cuando presente reacción ácida ó alcalina sobre los reactivos de color.

VIII. Una sal es neutra cuando el hidrógeno básico del ácido que entra en su composición es completamente reemplazado por los átomos del metal de la base (SO^4Na^2 , sulfato neutro de sodio).

Una sal es ácida cuando el hidrógeno básico del ácido es incompletamente reemplazado por los átomos del metal de la base (SO^4NaH , sulfato ácido de sodio).

Una sal es básica cuando contiene uno ó más elementos de base en exceso sobre la cantidad necesaria para que sea neutra ($(\text{NO}^3)^2\text{Pb}, \text{PbO} + \text{H}^2\text{O}$, nitrato básico de plomo = $(\text{NO}^3)^2\text{Pb}$, nitrato neutro + $\text{Pb}(\text{OH})^2$, hidrato de plomo).

IX. Las leyes de Berthollet son las que presiden á las reacciones de los ácidos y de las bases sobre las sales y de éstas unas sobre otras. Se puede resumirlas como sigue :

En la acción recíproca de los ácidos ó de las bases sobre las sales y de las sales entre sí, hay descomposición cada vez que los productos son más volátiles ó menos solubles que los cuerpos puestos en presencia.

X. El principio del trabajo máximo, enunciado por Berthelot, rige las reacciones químicas, sean conformes ó contrarias á las leyes de Berthollet, más bien que lo hacen las condiciones físicas de insolubilidad, de fijeza, de volatilidad.

CAPÍTULO XX

Principales géneros de sales. — Carbonatos, sulfatos, nitratos.

Carbonatos. Su composición. Acción del calor, de los metaloides, de las bases y de los ácidos.

373. Composición de los carbonatos. — Como el anhídrido carbónico tiene por fórmula CO^2 , se puede admitir teóricamente que el ácido carbónico responde á la fórmula $\text{CO}^2 + \text{H}^2\text{O} = \text{CO}^3\text{H}^2$, grupo *diatómico* ó *bibásico*, por más que en realidad no se conozca un hidrato de anhídrido carbónico.

Los carbonatos serán, pues, neutros ó ácidos según que el

hidrógeno supuesto del ácido sea reemplazado completa ó incompletamente por los elementos metálicos de una base :

CO^3Na^2
carbonato neutro
de sodio.

CO^3NaH .
carbonato ácido
ó bicarbonato de sodio.

También se conocen carbonatos básicos ó hidrocarbonatos (CO^3Cu , CuO^2H^2 , hidrocarbonato de cobre, cardenillo).

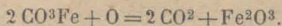
Todos los carbonatos neutros solubles devuelven el color azul á la tintura de tornasol enrojecida por un ácido ó enverdecen el jarabe de violetas ; esta reacción alcalina les ha hecho dar el nombre de *carbonatos alcalinos* (carbonatos de potasio, de sodio, de litio y de amonio).

374. Propiedades físicas. — Los carbonatos son cuerpos sólidos y sin olor, exceptuando el de amoniaco. Todos son insolubles en el agua, menos los alcalinos ; sin embargo, el agua cargada de anhídrido carbónico disuelve á los carbonatos insolubles en el agua pura, tales como los de calcio, de magnesio, de hierro, etc.

375. Propiedades químicas. — El calor descompone todos los carbonatos, exceptuando los de potasio, de sodio, de litio y de bario : el anhídrido carbónico se desprende y la base queda en libertad.

El vapor de agua descompone á los carbonatos alcalinos indescomponibles por solo el calor : una corriente de vapor de agua que pasa por un tubo de porcelana calentado al rojo que contenga carbonato de potasio, produce anhídrido carbónico y potasa ó hidrato de potasio (KOH).

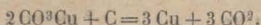
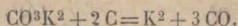
Acción de los metaloides. — El oxígeno, el cloro, el azufre, se conducen con los carbonatos como los óxidos (pág. 293, 294 y 295). El oxígeno no puede actuar más que sobre los carbonatos cuyo óxido es sobreoxidable :



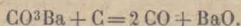
El carbono descompone todos los carbonatos.

Si el óxido que forma la base es reductible por el carbón, el metal queda en libertad, y se desprende, sea óxido de carbono, sea anhídrido carbónico. según que el carbonato y su

óxido son más ó menos difíciles de reducir. Ejemplos : carbonato de potasio y carbonato de cobre :



Si la base del carbonato no es reductible por el carbón á la temperatura de nuestros hornos, se obtiene esta base y óxido de carbono ; ejemplo : carbonato de bario :



Acción de las bases y de los ácidos. — La acción de las bases y de los ácidos sobre los carbonatos está sometida á las leyes de Berthollet. Así, la cal y la barita descomponen á los carbonatos de potasio ó de sodio disueltos en el agua, porque forman con el ácido carbónico carbonatos insolubles.

Todos los ácidos, exceptuando algunos muy débiles, descomponen á los carbonatos, aun en frío, por efecto de la volatilidad del gas carbónico, que se desprende produciendo viva efervescencia. *Esta reacción caracteriza á dicho género de sales.*

376. Estado natural. — Los carbonatos abundan mucho en la naturaleza en forma de carbonatos de sodio, de potasio, de bario, de magnesio, de hierro, de zinc, de cobre y sobre todo de carbonato de calcio, de que está formado el terreno calcáreo.

377. Preparación. — Todos los carbonatos metálicos insolubles se preparan por doble descomposición entre un carbonato alcalino soluble y una sal soluble de un metal cuyo carbonato se desea obtener.

Para obtener los bicarbonatos alcalinos ó carbonatos ácidos, se hace pasar una corriente de anhídrido carbónico por una solución de carbonato neutro ó por agua que contenga en suspensión al carbonato neutro, si éste es insoluble.

Sulfatos. Su composición. Acción del calor, del agua, de los metaloides, de las bases y de los ácidos.

378. Composición. — Teniendo por fórmula el ácido sulfúrico SO^4H^2 , esto es, siendo *diatómico* ó *bibásico*, fórmase un *sulfato ácido* cuando un solo átomo de hidrógeno es reemplazado por otro de un metal monoatómico (SO^4HK , *sulfato ácido de potasio*); y un *sulfato neutro* si los dos átomos de hidrógeno son sustituidos por dos de un metal monoatómico ó por uno de un metal diatómico :

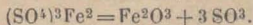
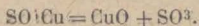
SO^4K^2
sulfato
de potasio.

SO^4Cu
sulfato
de cobre.

SO^4Hg .
sulfato
de mercurio.

Acción del calor sobre los sulfatos. — Los sulfatos alcalinos y los de las tierras alcalinas (cal, barita, estronciana), el sulfato de magnesio y el de plomo son indescomponibles por la acción del calor. Todos los otros se descomponen y producen en general una mezcla de oxígeno y de anhídrido sulfuroso, dejando como residuo, sea su base, sea el metal, si la base es reductible por el calor (sulfato de plata).

Si el sulfato es reductible á baja temperatura, el anhídrido sulfúrico no es descompuesto y puede ser recogido :



(preparación del ácido sulfúrico de Nordhausen.

Acción del agua y de los metaloides. — El agua disuelve todos los sulfatos, exceptuando los de bario, de estaño, de antimonio, de plomo y de bismuto. Los sulfatos de calcio, de estroncio, de mercurio y de plata son muy poco solubles.

El hidrógeno reduce la mayor parte de los sulfatos al estado de sulfuros, apoderándose de su oxígeno para formar agua.

El carbón descompone todos los sulfatos á una temperatura elevada; pero los productos de la descomposición varían según la naturaleza de la base. Los sulfatos alcalinos y los de las tierras alcalinas (cal, barita y estronciana), calentados al rojo blanco con carbón producen un sulfuro¹. Todos

1. Calentando hasta la temperatura del rojo blanco en una retorta de asperón.

los demás sulfatos producen sea sulfuros, sea óxidos y aun el metal puro, si su base es fácilmente reductible y la temperatura bastante alta.

El azufre no ejerce acción más que sobre los sulfatos descomponibles por solo el calor : su acción es la misma que si el ácido y el óxido que constituyen el sulfato estuvieran libres.

Acción de las bases y de los ácidos. — La barita y la estronciana descomponen todos los sulfatos solubles. Entonces se forman precipitados de sulfato de bario ó de estroncio, y la base queda en libertad. El precipitado de sulfato de bario es insoluble en un exceso de ácido nítrico, lo cual permite distinguir á los sulfatos de todos los demás géneros de sales.

Los ácidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico no ejercen acción ninguna sobre los sulfatos. Pero á la temperatura roja estas sales son descompuestas por los ácidos fosfórico, bórico y silícico, que son más fijas que el ácido sulfúrico á esta temperatura. De ahí resultan fosfatos, boratos y silicatos con desprendimiento de oxígeno y de anhídrido sulfuroso.

379. Estado natural. — Los sulfatos de bario, de calcio, de magnesio, de cobre, de alumbre ó sulfato doble de aluminio y de potasio abundan en la naturaleza.

380. Preparación. — Se preparan los sulfatos por los tres procedimientos siguientes :

1º. Por la acción directa del ácido sulfúrico sobre el metal ó el óxido, el carbonato ó el cloruro del metal.

2º. Por la *calefacción* en el aire de los sulfuros naturales. Así se transforman las piritas (bisulfuro de hierro) en sulfato de hierro. El *tostado*, á temperatura mucho más elevada, destruye al sulfato, emite anhídrido sulfuroso y deja como residuo sesquíóxido de hierro (Fe^2O^3 , pág. 299).

3º. Por doble descomposición, para los sulfatos insolubles ó poco solubles. Se obtienen los sulfatos insolubles de plomo y de bario haciendo reaccionar una disolución de un sulfato alcalino sobre una sal soluble del metal cuyo sulfato se desea obtener.

Una mezcla de sulfato de potasio y de carbón muy desmenuzado, obtiéndose un monosulfuro de potasio que arde espontáneamente en el aire, despidiendo vivo resplandor (*piróforo de Gay-Lussac*).

Nitratos. Su composición. Acción del calor, del agua, de los metaloides, de las bases y de los ácidos.

381. Composición de los nitratos. — Estando representado el ácido nítrico por la fórmula NO^3H , el grupo NO^3 , que va á unirse con un metal para formar un nitrato, es *monoatómico* ó *monobásico*, puesto que se encuentra saturado por un solo átomo de hidrógeno.

Según que el ácido nítrico se combine con un metal mono, di ó triatómico, tendremos pues las fórmulas :

NO^3Na
nitrato
de sodio.

$(\text{NO}^3)^2\text{Cu}$
nitrato
de cobre.

$(\text{NO}^3)^3\text{Bi}$.
nitrato
de bismuto.

Acción del calor sobre los nitratos. — El calor descompone todos los nitratos. Si se calientan gradualmente hasta la temperatura del rojo los alcalinos, dan primero oxígeno puro y se transforman en nitritos; después se descomponen completamente en nitrógeno y en oxígeno, que se desprenden y en un óxido que permanece en la retorta. Los demás nitratos producen cuando se les calienta una mezcla de oxígeno, de bióxido de nitrógeno ó de peróxido de nitrógeno y dejan como residuo un óxido metálico. Si este óxido es á su vez reductible por el calor, no queda más que el metal.

Acción del agua y de los metaloides. — Todos los nitratos son solubles en el agua.

El carbón y el azufre los descomponen á temperatura elevada. Con el carbón se forman nitrógeno, anhídrido carbónico ú óxido de carbono, que se desprenden, y quedan un carbonato, un óxido, ó el metal, según la especie de sal empleada. Con el azufre se obtienen anhídrido sulfuroso, un sulfato ó un sulfuro.

La descomposición de los nitratos por una mezcla de azufre y de carbón se efectúa con explosión y produce un sulfuro, gas carbónico y nitrógeno. En esta reacción se funda la explosión de la pólvora, que está formada por una mezcla de nitrato de potasio, de carbón y de azufre, cuyas proporciones indicaremos más adelante.

Los nitratos *deftagran* cuando se les arroja sobre carbones

incandescentes. Este fenómeno se debe al desprendimiento del oxígeno que, al combinarse con el carbono, hace su combustión mucho más enérgica.

Acción de las bases y de los ácidos. — La potasa, la sosa y el amoníaco descomponen á todos los nitratos cuyas bases son insolubles. La base se precipita y entonces se forma un nitrato de potasio, de sodio ó de amonio.

El ácido sulfúrico descompone todos los nitratos bajo la influencia de ligero calor y aún á la temperatura ordinaria; el ácido nítrico se desprende en estado de vapor y se forman sulfatos (*preparación del ácido nítrico*). El ácido clorhídrico los descompone también, formando con sus bases agua y un cloruro metálico, y se combina con el ácido que queda libre para producir agua regia. El ácido fosfórico cambia todos los nitratos en fosfatos, á la temperatura del agua hirviendo ¹.

382. Estado natural. — Los nitratos de potasio (salitre), de sodio, de magnesio, de calcio, se encuentran ya formados en la naturaleza.

383. Preparación. — Se preparan los nitratos por la acción del ácido nítrico sobre el metal, el óxido ó el carbonato del metal.

Resumen.

I. Todos los carbonatos son descompuestos por el calor, excepto los de potasio, de sodio, de litio y de bario. Todos son insolubles en el agua, excepto los de potasio, de sodio y de amoníaco; todos producen efervescencia con los ácidos nítrico, clorhídrico, sulfúrico, etc.

Fórmulas de composición: CO^3Na^2 , carbonato neutro de sodio; CO^3Cu , carbonato de cobre; CO^3NaH , carbonato ácido ó bicarbonato de sodio; CO^3Cu , CuO^2H^2 , hidrocarbonato de cobre ó cardenillo.

II. Los sulfatos son descompuestos por el calor, exceptuando los de los metales de la primera sección, de magnesio y de plomo. Calentados con carbón los sulfatos alcalinos ó las tierras alcalinas dan un sulfuro; los otros producen sea sulfuros, sea óxidos ó

1. Para los caracteres distintivos de los diferentes géneros de sales, véase el cap. XXVIII.

también el metal, si la base es fácilmente reductible. Los sulfatos solubles producen con la barita un precipitado blanco de sulfato de bario, insoluble en un exceso de ácido nítrico.

Fórmulas de composición : SO^4Na^2 , sulfato neutro de sodio; SO^4Cu , sulfato de cobre; SO^4NaH , sulfato ácido de sodio ó bisulfato.

III. Todos los *nitratos* son descompuestos por el calor; se desprende nitrógeno, oxígeno, bióxido de nitrógeno, peróxido de nitrógeno, y sólo queda el óxido de la sal ó un metal, si el óxido es reductible. Todos son solubles en el agua y *destagran* cuando se les arroja sobre carbones incandescentes. Los ácidos sulfúrico, fosfórico, etc., que son más fijos que el ácido nítrico, desalojan á éste de sus combinaciones.

Fórmulas de composición : NO^3Na , nitrato de sodio, $(\text{NO}^3)^2\text{Cu}$, nitrato de cobre; $(\text{NO}^3)^3\text{Bi}$, nitrato de bismuto.

CAPÍTULO XXI

Metales de la primera sección. — Potasio. — Óxidos de potasio, hidrato de potasio. — Sales de potasio. — Carbonatos de potasio. — Potasa del comercio. — Nitró ó nitrato de potasio, pólvora.

POTASIO.

Peso atómico $\text{K} = 39$.

384. Historia. — El potasio fué obtenido por primera vez en 1807; descubriólo Humphry Davy al descomponer por medio de la pila el hidrato de potasio KOH , que hasta entonces había sido considerado como un cuerpo simple. Habiendo puesto este ilustre sabio un fragmento de potasa (hidrato de potasio) ligeramente humedecido en comunicación con los dos alambres de platino de una pila potente, vió que el alambre negativo se cubría de pequeños glóbulos metálicos que se inflamaban en contacto del aire y reproducían el álcali. Berzelius modificó este experimento practicando en el fragmento de potasa una pequeña cavidad, que llenó de mercurio, y en el cual introdujo el alambre negativo. De esta manera obtuvo una amalgama de potasio, de la que ex-

trajo un glóbulo de este último metal, destilándola en una pequeña retorta llena de nitrógeno.

385. Propiedades físicas. — Á la temperatura ordinaria, el potasio es más blando y maleable que la cera, pero por debajo de 0° se vuelve duro y frágil. Recientemente cortado, tiene el color y el brillo de la plata. Se funde á $62^{\circ},5$ y se volatiliza á una temperatura algo inferior al calor rojo. Su densidad es $0,865$; por consiguiente, es más ligero que el agua.

386. Propiedades químicas. — El potasio es uno de los cuerpos más ávidos de oxígeno que se conocen y el único metal que se oxida en el aire seco á la temperatura ordinaria. Más rápidamente aun lo hace en la atmósfera húmeda, convirtiéndose primero en hidrato y después en carbonato de potasio.

Como todos los metales de la primera sección, el potasio descompone el agua á la temperatura ordinaria, apoderándose del oxígeno y dejando al hidrógeno en libertad. Esta descomposición viene acompañada de fenómenos que es importante estudiar.

Si arrojamus un pequeño fragmento de potasio en el agua (*fig. 112*) se le ve en seguida arder y correr en todos sentidos por la superficie del líquido. Durante algunos instantes se quema con llama purpurina, y al fin se apaga produciendo una pequeña explosión. He aquí lo que ocurre en este experimento.



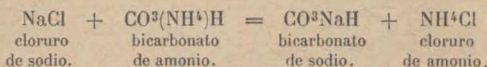
Fig. 112.

Según acabamos de decir, el potasio se apodera del oxígeno del agua y pone al hidrógeno en libertad. Al desprenderse este último gas, levanta el fragmento del metal y le imprime un movimiento gírtorio, á la vez que se inflama en contacto del aire, por causa del calor que desarrolla la oxidación del potasio. El color purpurino que en esta circunstancia toma la llama del hidrógeno, se debe á una pequeña cantidad de vapor de potasio que aquel gas arrastra consigo. Por fin, cuando la combustión termina, queda un pequeño glóbulo de potasa muy caliente que el hidrógeno no levanta y que por tanto vuelve á caer en el líquido y se rompe enfriándose de golpe.

fabricar el vidrio blanco y los jabones de tocador. En medicina se le utiliza para la preparación de baños alcalinos.

411. Preparación del carbonato de sodio por el método del amoniaco; sosa de amoniaco. — Este es el procedimiento actual para preparar la sosa artificial. Se hace pasar una corriente de anhídrido carbónico por una disolución fría y saturada de cloruro de sodio, á que se añade amoniaco; primero se forma bicarbonato de amoniaco, que por doble descomposición con el cloruro de sodio se transforma en bicarbonato de sodio poco soluble, que se precipita en gran parte y en el licor queda cloruro de amonio disuelto.

Este bicarbonato de sodio pierde si se le calienta la mitad de su ácido carbónico y se transforma en carbonato neutro de sodio :



Tiene este método, respecto del de Leblanc, la ventaja de producir un carbonato de sodio más puro y de evitar el empleo del ácido sulfúrico ¹.

La sosa forma con el ácido carbónico otros dos carbonatos : el sesquicarbonato de sodio $(\text{CO}^3)^3\text{Na}^4\text{H}^2$, poco importante, y el bicarbonato ó carbonato ácido de sodio CO^3NaH .

412. Bicarbonato de sodio CO^3NaH . — Esta sal cristaliza en prismas rectangulares; su sabor es ligeramente salado; el agua fría no disuelve sino una décima parte de su peso de ella; pero en caliente es más soluble. El calor la priva de la mitad de su ácido carbónico y la transforma en carbonato neutro.

El bicarbonato de sodio existe completamente formado en gran número de aguas minerales, como las de Vichy, de Pougues, de Vals, de Carlsbad, etc. Se le prepara haciendo pasar una corriente de anhídrido carbónico por encima del carbonato de sodio pulverizado. Obtenido de esta manera tiene el aspecto de polvos blancos y opacos.

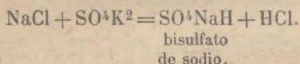
1. *Alcalimetría.* — La potasa y la sosa del comercio se ensayan por medio de un procedimiento que se llama *alcalimetría*, el cual tiene por objeto indicar la cantidad real de potasa ó de sosa que en ellas existe. (Véase el cap. V de las Nociones de Análisis químico).

Sirve el bicarbonato de sodio para preparar el agua de Seltz en la mesa. Úsasele con frecuencia en medicina para combatir la gota y los dolores de estómago.

Sulfato, hiposulfito y borato de sodio.

413. Sulfato de sodio ($\text{SO}^4\text{Na}^2 + 10\text{H}^2\text{O}$). — El sulfato neutro de sodio, llamado vulgarmente *sal de Glauber*, es blanco, de sabor amargo, y cristaliza en largos prismas de cuatro caras terminados por pirámides. Estos cristales contienen más de la mitad de su peso de agua y son eflorescentes; tienen como fórmula $\text{SO}^4\text{Na}^2 + 10\text{H}^2\text{O}$. El sulfato de sodio es soluble en el agua, su solubilidad aumenta con la temperatura hasta 33° y disminuye por encima de este punto; á 33° . 100 partes de agua disuelven 322 de sulfato. Calentando ligeramente esta sal sufre primero la fusión acuosa, y después se seca perdiendo su agua de cristalización. Si después se la calienta hasta el rojo, entra de nuevo en fusión sin descomponerse.

Hay un poco de sulfato de sodio en las aguas del mar y en varias fuentes minerales. Se le prepara descomponiendo en caliente el cloruro de sodio ó sal marina por el ácido sulfúrico; obtiéndose ácido clorhídrico, que se desprende, y sulfato ácido ó bisulfato de sodio, que permanece en el aparato:



Calentando después este bisulfato hasta el rojo oscuro, pierde parte de su ácido sulfúrico, que destila, y se transforma en sulfato neutro que, después de disolverse en el agua, guarda las moléculas de ella para cristalizar: $\text{SO}^4\text{Na}^2 + 10\text{H}^2\text{O}$.

Se emplea el sulfato neutro de sodio en medicina como purgante; en la industria lo emplean sobre todo para fabricar el carbonato de sodio (pág. 341).

414. Hiposulfito de sodio ($\text{S}^2\text{O}^3\text{Na}^2 + 5\text{H}^2\text{O}$). — Esta sal cristaliza en prismas romboidales incoloros, de sabor amargo; es inalterable en el aire y muy soluble en el agua. Calentado á la temperatura roja, se transforma en sulfato y en sulfuro de sodio,

Para preparar esta sal se empieza por saturar una disolución de carbonato de sodio con ácido sulfuroso; fórmase sulfito de sodio, que después se convierte en hiposulfito haciéndolo hervir en el agua con azufre en exceso.

El hiposulfito de sodio tiene la propiedad de disolver el cloruro, el bromuro y el yoduro de plata, lo que explica el uso continuo que se hace de él en fotografía.

415. Borato de sodio ó bórax ($B^4O^7Na^2 + 10H^2O$). — El borato, ó mejor dicho, el tetraborato de sodio, que vulgarmente se llama *bórax*, cristaliza ya en octaedros regulares, ya en prismas romboidales, según la temperatura á que se efectúa la cristalización.

Calentado á la temperatura roja, el bórax pierde su agua de cristalización y sufre la fusión ígnea; entonces se cambia en un líquido transparente que, por enfriamiento, toma el aspecto de una masa vidriosa.

El bórax fundido disfruta de la propiedad de disolver los óxidos metálicos tomando diversos colores que permiten reconocer cuáles son estos; de ahí su frecuente empleo en el análisis con el soplete. El bórax se usa también en la soldadura de los metales, á fin de impedir que éstos se oxiden durante la operación; empléasele igualmente para fabricar ciertos vidrios y algunos barnices para loza.

Existe el bórax disuelto en ciertos lagos de Asia, de donde se le extrae por evaporación. Se le obtiene artificialmente calentando en el agua hirviendo una mezcla de ácido bórico y de carbonato de sodio.

Cloruro de sodio ó sal marina

416. Cloruro de sodio NaCl. — El cloruro de sodio ó *sal marina* es blanco, sin olor, de sabor agradable y característico. Su solubilidad en el agua varía muy poco con la temperatura; 100 partes de agua disuelven unas 37 de él. Si se evapora lentamente una disolución de sal marina, obtiéndose pequeños cristales cúbicos, reunidos unos con otros de modo que forman pirámides cuadrangulares, huecas en su interior,

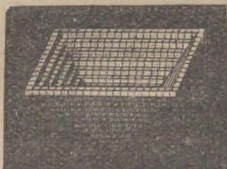


Fig. 116.

y cuyas paredes están dispuestas como escalinatas (*fig. 116*). Estos cristales conservan siempre cierta cantidad de agua interpuesta entre sus partículas, lo cual hace que deflagren al caer sobre carbones hechos ascua. La sal marina se funde al calor rojo y se volatiliza á temperatura más elevada. Puede ser sucesivamente florescente ó delicuescente, según que esté seco ó húmedo el aire.

Estado natural. — El cloruro de sodio abunda mucho en la naturaleza. Existe en gran cantidad en las aguas del mar y en gran número de manantiales salados. También se le halla sólido en varias regiones del globo, donde forma masas considerables, intercaladas casi siempre en capas de yeso pertenecientes á los terrenos de sedimento medio. Entonces recibe el nombre de *sal gema*.

Extracción. — Se extrae el cloruro de sodio, sea directamente de las minas donde existe, sea por evaporación de las aguas del mar ó de las saladas.

Las principales minas de sal gema son las de Cardona en España, de Stassfurt en Prusia, de Vic y de Dieuze en Alsacia Lorena, y las de Wieliczka en Galitzia; estas últimas se extienden por una superficie inmensa, desde Cracovia hasta la cordillera de los Cárpatos. Cuando la sal gema está pura, se la extrae simplemente del suelo y se la pulveriza para entregarla al comercio. Si contiene materias extrañas, se la purifica haciéndola disolverse en el agua y evaporando después la disolución. Esto se efectúa dentro de la mina misma.

Casi toda la sal que consumimos sale de las aguas del mar, cuya composición es por término medio la siguiente :

Cloruro de sodio	2,72
— de potasio	0,01
— de magnesio	0,61
Sulfato de magnesio.	0,76
— de calcio	0,02
Carbonatos de calcio y de magnesio	0,02
Carbonato de potasio	0,02
Yoduros y bromuros	rastros
Agua	95,84
	100,00

Para extraer de estas aguas el cloruro de sodio, que entonces recibe el nombre de *sal marina*, se practican á orillas del mar grandes depósitos llamados *salinas*. Estos depósitos (*fig. 117*), muy anchos y poco profundos, están divididos en

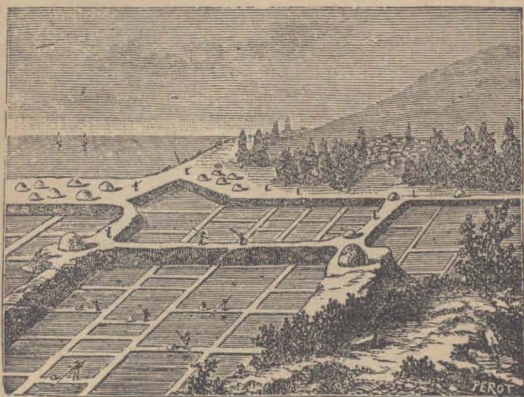


Fig. 117

una serie de estanques en-que va penetrando sucesivamente el agua del mar por medio de canales, para ser sometida en ellos á evaporación espontánea. El líquido empieza por abandonar el carbonato y el sulfato de calcio, que se depositan en los primeros depósitos; después pasa á los otros, donde va concentrándose cada vez más, hasta el momento en que abandona la sal, que cristaliza en los últimos estanques llamados *tablas*. Parte del agua madre debe ser expulsada antes que haya depositado la totalidad de la sal que contiene, á fin de evitar que las sales de magnesia todavía disueltas en ella no se depositen á su vez, mezclándose con la sal marina.

El método que acabamos de exponer se usa en Francia, tanto por la parte del Océano como por la del Mediterráneo. Los países del norte de Europa emplean un procedimiento distinto, que consiste en concentrar el agua del mar por congelación: gran parte del agua se separa en forma de hielo, y el licor restante contiene bastante sal para que resulte después ventajoso evaporarlo mediante el fuego.

En Prusia y otras partes de Alemania, así como en Saboya existen manantiales salados que se explotan para extraer de ellos el cloruro de sodio. Como las aguas de estos manantiales no son generalmente muy concentradas, hay que someterlas á una primera evaporación al aire libre antes de tratarlas por el fuego. Ejecútase esto en grandes aparatos llamados *casas de graduación*, que consisten (fig. 118) en una

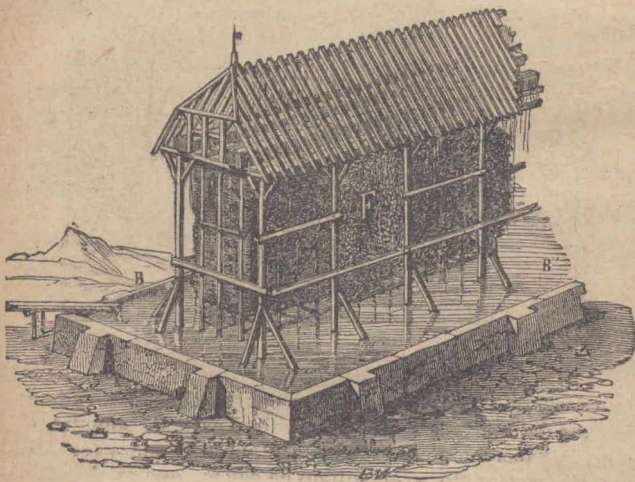


Fig. 118.

reunión de piezas de construcción sobre pilares de mampostería, y cuyos intervalos se rellenan con haces espinosos F. Debajo de la casa hay un estanque grande BB', que recibe las aguas concentradas por la evaporación. Por la parte alta llega un canal á donde van á parar por medio de una bomba, las aguas del manantial. Éstas salen del canal á través de pequeñas aberturas practicadas en sus paredes laterales y bajan despacio á lo largo de los haces por los cuales se extienden en capas delgadas, de modo que presenten al aire superficie grande de evaporación. Se repite esta operación varias veces, hasta que el agua adquiera grado suficiente de concentración, después de lo cual se la retira del estan-

que BB' para llevarla á las calderas, donde se acaba de evaporarla.

Usos. — Los usos de la sal marina son numerosísimos: forma parte de la alimentación del hombre y de muchos animales; se la emplea para conservar las carnes, abonar las tierras, preparar el cloro, el ácido clorhídrico, el sulfato de sodio, la sal amoníaco y multitud de otros productos químicos.

417. Caracteres de las sales de sodio. — Las sales de sodio tienen la mayor analogía con las de potasio. Distingúeselas de estas últimas por medio del bicloruro de platino ó del ácido perclórico. Disueltas las sales de sodio en el agua no forman con estos reactivos ningún precipitado; mientras que las de potasio producen, según hemos visto en la pág. 337, un precipitado amarillo con el primero y uno blanco con el segundo. El antimoniato de potasio determina en la disolución un precipitado blanco cristalino de antimoniato de sodio. Estas sales comunican á las llamas color amarillo.

PRINCIPALES SALES AMONIACALES.

418. Analogía de las sales amoniacaes y de las de potasio y de sodio. — Ya hemos visto, con motivo del amoníaco, que las sales amoniacaes pueden ser consideradas como el resultado de la combinación de un ácido y de un radical monoatómico (NH^+), llamado *amonio*, que hace funciones de metal. Consideradas de esta manera en su constitución, las sales amoniacaes son completamente análogas á las alcalinas de potasio y de sodio.

Carbonatos de amoníaco.

419. Sesquicarbonato de amoníaco ó de amonio ($2[\text{CO}^3(\text{NH}^4)^2] + \text{CO}^2 + 2\text{H}^2\text{O}$). — Este es el carbonato de amoníaco del comercio, sal que vulgarmente se designa con el nombre de *sal volátil de Inglaterra*. Tiene sabor cáustico y olor amoniacal muy pronunciado; cristaliza en octaedros que contienen dos moléculas de agua. Expuesta al aire, emite amoníaco y se

transforma poco á poco en *bicarbonato* ó *carbonato ácido* de amoniaco $\text{CO}^3(\text{NH}^4)\text{H}$. Su reacción es fuertemente alcalina.

Esta sal se origina en la destilación de todas las materias animales nitrogenadas. Se la prepara calentando en una retorta una mezcla de carbonato de calcio y de sulfato de amoniaco; fórmase así sulfato de calcio, que permanece en la retorta y el sesquicarbonato de amoniaco se volatiliza al mismo tiempo que cierta cantidad de gas amoniaco.

El sesquicarbonato de amoniaco se emplea en medicina y en los laboratorios.

El carbonato neutro de amoniaco $\text{CO}^3(\text{NH}^4)^2$ no ha sido aislado todavía.

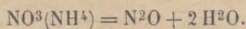
Sulfato y nitrato de amoniaco ó de amonio.

420. Sulfato neutro de amoniaco ó de amonio $\text{SO}^4(\text{NH}^4)^2$. — El sulfato neutro de amoniaco es una sal incolora, de sabor amargo y picante; es muy soluble en el agua y cristaliza en prismas de seis caras. El calor lo descompone, transformándolo en sulfito de amoniaco.

Prepárase esta sal en los laboratorios saturando una disolución de amoniaco con ácido sulfúrico ordinario. En la industria se le obtiene calentando materias animales con cal y recogiendo en el ácido sulfúrico dilatado el amoniaco que se desprende.

Esta sal se usa en la fabricación del sesquicarbonato de amoniaco, del clorhidrato de amoniaco ó cloruro de amonio, del alumbre amoniacal y de algunos abonos artificiales.

421. Nitrato de amoniaco ó de amonio $\text{NO}^3(\text{NH}^4)$. — El nitrato de amoniaco es una sal incolora, ligeramente delicuescente, de sabor acre y picante, muy soluble en el agua y que cristaliza en largas agujas prismáticas. El calor lo descompone enteramente en protóxido de nitrógeno y agua :



Obtiénese esta sal directamente vertiendo un ligero exceso de amoniaco en ácido nítrico dilatado. Según hemos visto en la página 114, sirve para la preparación del protóxido de nitrógeno.

422. Clorhidrato de amoniaco ó cloruro de amonio (NH^+Cl). — El clorhidrato de amoniaco ó cloruro de amonio se llama vulgarmente *sal amoniaco*. Es incoloro, de sabor picante y sin olor sensible. Cristaliza en largas agujas, que se agrupan á manera de barbas de plumas, y que á su vez están compuestas de multitud de pequeños octaedros regulares. Esta sal es soluble en el agua y en el alcohol. Calentada hasta la temperatura del rojo oscuro, se volatiliza sin descomponerse.

La sal amoniaco fué fabricada durante mucho tiempo en Egipto. Extraíanla del estiércol de camello, donde existe completamente formada en proporción bastante grande. Dicho estiércol era quemado en chimeneas, después de lo cual bastaba recoger el hollín y calcinarlo en grandes matraces de vidrio. La sal se sublimaba poco á poco y acababa por formar una costra hemisférica en la parte superior de las vasijas (fig. 119).

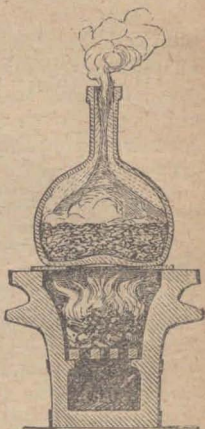


Fig. 119.

Actualmente se prepara la sal amoniaco calentando una mezcla de sulfato de amoniaco y de sal marina; fórmase, por doble descomposición, cloruro de amonio, que se volatiliza, y sulfato de sodio, que permanece :



La sal amoniaco sirve en los laboratorios para preparar el amoniaco. Empléasela en la industria para limpiar los metales, cuyos óxidos transforma en cloruros volátiles. Utilízase también en tintura.

423. Sulfhidrato de amoniaco ó sulfuro de amonio (NH_4^+S). — Al combinarse directamente con el ácido sulfhídrico el amoniaco forma el sulfhidrato de amoniaco ó sulfuro de amonio (NH_4^+S), compuesto cristalizable análogo al sulfuro de potasio K_2S .

El sulfuro de amonio se origina por descomposición de las materias orgánicas que contienen azufre. Obtiénesele

haciendo pasar una corriente de ácido sulfhídrico por una disolución de amoniaco. Preparado de este modo, el sulfuro de amonio es un reactivo empleado con mucha frecuencia en los laboratorios para analizar las sales ú otros compuestos metálicos.

424. Caracteres de las sales amoniacales. — Las sales amoniacales son incoloras, de sabor picante, solubles en el agua. El calor las volatiliza ó las descompone : aquellas cuyo ácido es gaseoso á la temperatura ordinaria se volatilizan sin alteración ; todas las demás son descompuestas en mayor ó menor grado.

Cuando se calienta ligeramente á las sales amoniacales con una base alcalina, la potasa, la sosa, la cal, etc., todas estas sales emiten amoniaco. El desprendimiento de este gas, tan fácil de reconocer en su olor vivo y penetrante, es característico en esta clase de sales.

Una disolución de bicloruro de platino vertida en la disolución de una sal amoniacal produce allí un precipitado amarillo de cloruro doble de platino y de amonio semejante al que producen las sales de potasio. Pero se distinguen fácilmente estos dos precipitados en el olor amoniacal que difunde el primero, desde que se le calienta con una base alcalina.

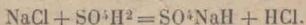
Resumen.

I. El *sodio* se parece mucho al potasio. Absorbe como éste el oxígeno del aire y descompone el agua á la temperatura ordinaria, pero con menos energia y sin producir llama. Se le prepara de la misma manera que el potasio.

II. La *sosa cáustica* ó hidrato de sodio NaOH se parece exactamente á la potasa y se prepara de la misma manera. Distínguense estos dos cuerpos uno de otro mediante el bicloruro de platino : este reactivo no da precipitado con la sosa, mientras que con la potasa forma un precipitado amarillo de cloruro doble de platino y de potasio.

III. El *carbonato de sodio bruto* ó *sosa del comercio* CO_3Na^2 se obtiene, sea tratando en una lejía las cenizas de ciertas plantas marinas (sosa natural), sea descomponiendo el sulfato de sodio por una mezcla de carbonato de calcio y de carbón (sosa artificial).

IV. El *sulfato de sodio* ($\text{SO}^4\text{Na}^2 + 10\text{H}^2\text{O}$) es una sal blanca, eflorescente, soluble en el agua. Se le prepara tratando la sal marina ó cloruro de sodio por el ácido sulfúrico :



Después se calienta este bisulfato al rojo oscuro para transformarlo en sulfato neutro SO^4Na^2 . Después de su disolución en el agua, conserva 10 moléculas de ésta para cristalizar : $\text{SO}^4\text{Na}^2 + 10\text{H}^2\text{O}$.

V. El *borato de sodio* ó *bórax* ($\text{B}^4\text{O}^7\text{Na}^3 + 10\text{H}^2\text{O}$) cristaliza en octaedros ó en prismas romboidales incoloros. Esta sal existe completamente formada en disolución en ciertos lagos de Asia. Se la obtiene artificialmente calentando en el agua hirviendo una mezcla de ácido bórico y de carbonato de sodio.

VI. El *cloruro de sodio* ó *sal marina* NaCl es blanco, soluble en el agua, de sabor característico. Cristaliza en cubos. Se le encuentra disuelto en el mar y en las aguas de ciertos manantiales. También existe formando masas considerables en ciertos terrenos (sal gema).

VII. Las principales sales amoniacales son el carbonato, el sulfato, el nitrato y el clorhidrato de amoniaco.

CAPÍTULO XXIII

Continuación de los metales de la primera sección. — Calcio. — Cal y morteros. — Carbonato de calcio; calcáreos. — Sulfato de calcio; yeso. — Cloruro de cal. — Bario. — Óxidos y sales de bario. — Estroncio.

Metales de la segunda sección : magnesio y manganeso.

Metales alcalino-terrosos.

425. **Metales alcalino-terrosos.** — El calcio, el bario y el estroncio constituyen el grupo de los metales *alcalino-terrosos*, cuyos óxidos, de aspecto térreo, son poco solubles en el agua, á la cual comunican, como la potasa y la sosa, reacción francamente alcalina. Estos metales se distinguen de los alcalinos propiamente dichos en la insolubilidad de sus carbonatos. Tienen brillo metálico, pero se empañan pronto en contacto del aire húmedo. Descomponen el agua á la temperatura ordinaria.

CALCIO.

Peso atómico $\text{Ca} = 40$

426. Calcio. — El calcio es un metal amarillo dotado de vivo resplandor; pero se empaña prontamente en el aire húmedo, y se convierte en hidrato y en carbonato de calcio; arde en el aire con llama blanca muy brillante.

Este cuerpo fué aislado por primera vez en 1808, al descomponer Davy su cloruro con la pila. Hoy se le prepara según el método Liès-Bodart y Jobin, descomponiendo, en un crisol de hierro calentado á la temperatura del rojo, el yoduro de calcio por el sodio. Recientemente lo ha obtenido Moissan en gran cantidad reduciendo la cal por el carbón en el hornillo eléctrico de Violle (1893).

Óxidos de calcio, cal; morteros. Sales de cal.

427. Óxidos de calcio. — El calcio forma con el oxígeno dos óxidos: el protóxido de calcio ó *cal* CaO , y un bióxido CaO^2 , que se obtiene haciendo actuar agua oxigenada sobre la cal.

428. Cal CaO . — La cal ó protóxido de calcio CaO es una materia blanca, amorfa, de sabor cáustico; su densidad es de 2, 3 próximamente. Enverdece el jarabe de violetas y devuelve el color azul á la tintura de tornasol. Se funde y corre como el agua á una temperatura de 3000° ; es indeseable por la sola acción del calor; pero el carbón la descompone á su temperatura de fusión (MOISSAN).

La cal tiene mucha afinidad por el agua. Cuando se combina con este líquido, aumenta considerablemente de volumen, y produce una elevación de temperatura que se calcula en 300° , la cual es suficiente para inflamar la pólvora. Entonces forma un hidrato de calcio $\text{CaO} + \text{H}^2\text{O} = \text{CaO}^2\text{H}^2$, que es pulverulento, ligero, suave al tacto. La cal hidratada no tiene ya la mayor parte de su causticidad; vulgarmente se la llama *cal apagada*, para distinguirla de la *cal viva* ó anhidra.

El agua no disuelve sino pequeníssima porción de cal, un

milésimo próximamente. Esta disolución, llamada *agua de cal*, se usa mucho como reactivo en los laboratorios.

Si la cal viva es expuesta al aire, se desagrega reduciéndose á polvo; entonces se dice que *se levanta*. Este fenómeno es producido por el gas carbónico y el vapor de agua que la cal absorbe rápidamente para transformarse en una mezcla de carbonato y de hidrato de calcio $\text{CO}^3\text{Ca} + \text{CaO}^2\text{H}^2$.

Prepárase la cal descomponiendo por el calor el carbonato de calcio natural (piedras calcáreas). Esta operación se efectúa en hornos de ladrillos de tres á cuatro metros de altura, que se llaman *hornos de cal* (fig. 120). Después de llenar el horno

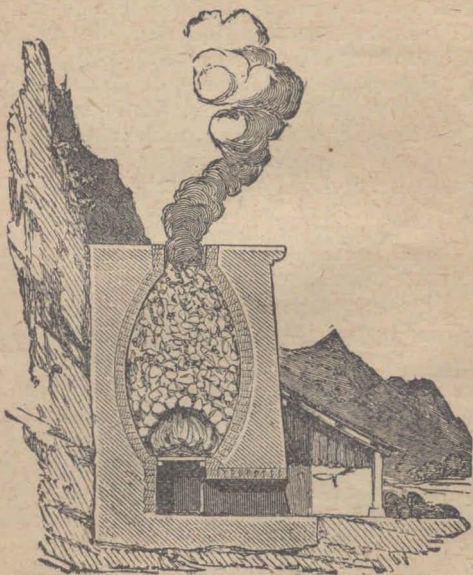


Fig. 120.

con piedras calcáreas, se encienden sobre la reja del fogón haces de breñas ó bien turba y se mantiene la combustión hasta que toda la piedra calcárea quede enteramente calcinada. Una vez que la cocción termina, se retira la cal por

medio de aberturas practicadas en la parte inferior del horno y empieza de nuevo la operación.

En algunas localidades se emplean hornos de calcinación continua, que economizan mucho más el calor. La piedra calcárea es introducida por la parte superior del horno y mezclada con el combustible, generalmente hulla. Á medida que bajan las cargas, se retiran los fragmentos de cal por aberturas inferiores y se les reemplaza en seguida por nuevas cargas de calcáreo y de combustible. De esta manera no se interrumpe nunca la operación.

429. Variedades de cal : cales grasas, cales secas, cales hidráulicas. — Las cualidades de la cal preparada de este modo varían según el grado de pureza de las piedras que se emplean. Cuando estas piedras no contienen sino carbonato de calcio casi puro, la cal obtenida goza de todas las propiedades que hemos indicado anteriormente; se calienta con facilidad y aumenta mucho de volumen en contacto del agua : se la llama *cal grasa*.

Si la piedra calcárea, en vez de ser pura, contiene cantidades algo considerables de materias extrañas, tales como arcilla, magnesia, óxido de hierro, etc., la cal que suministra no presenta ya las mismas propiedades; sólo se calienta poco y apenas aumenta de volumen en contacto del agua : entonces se la llama *cal seca*.

Por fin, cuando las piedras calcáreas contienen arcilla en la proporción de 10 á 25 por 100 de su peso, dan otra especie de cal, que tiene la propiedad notable de solidificarse debajo del agua al cabo de cierto tiempo, y que por esta razón llaman *cal hidráulica*.

La cal tiene numerosas aplicaciones : sirve para preparar la potasa y la sosa, para purificar el gas del alumbrado ; se la emplea en la fabricación de las bujías esteáricas, en el curtido de los cueros, para abonar las tierras, etc. Pero su uso principal está en la preparación de los cementos.

430. Cementos : cemento ordinario, cemento hidráulico. — Se llama *cementos* á las materias destinadas á unir entre sí los materiales empleados en las construcciones. Hay dos clases de ellos : el ordinario y el hidráulico.

El *cemento ordinario* es una mezcla de cal apagada y de arena. Cuando pasa cierto tiempo al aire, adquiere mucha

dureza y puede servir, por tanto, para mantener unidas las piedras, los ladrillos y otros materiales usados en mampostería.

Durante mucho tiempo se ha creído que la solidificación del cemento ordinario se debía á una combinación química de la cal con el ácido silícico de que se compone la arena, es decir, á la formación de un silicato de calcio. Pero no hay nada de esto : el cemento se solidifica porque el agua que contiene de más se evapora, transformándose la cal por contacto con el aire en una mezcla de carbonato y de hidrato de calcio, que posee mucha consistencia. La arena no desempeña, pues, aquí sino papel mecánico y secundario, cuyo fin es aumentar la dureza del cemento y favorecer su adherencia con los materiales que ha de unir.

El *cemento hidráulico* no es sino cal-hidráulica empleada sola ó con arena. Este cemento tiene la propiedad de solidificarse debajo del agua, por consiguiente, se le emplea en la construcción de canales, esclusas, puentes, cloacas, acueductos, etc. El llamado *cemento romano* se compone de cal hidráulica mezclada con 30 á 40 por 100 de arcilla. Este cemento es notable sobre todo por la rapidez con que se solidifica debajo del agua y la gran dureza que allí adquiere con el tiempo, según se puede ver en las ruinas de los monumentos que nos han dejado los romanos.

El endurecimiento de la cal y de los cementos hidráulicos en contacto con el agua se debe á una causa distinta de la que produce la solidificación del cemento ordinario en el aire atmosférico. Aquí se produce una acción química entre la cal y los principios de la arcilla (sílice y alúmina); de ahí resulta la formación de un silicato doble de calcio y de aluminio que, al hidratarse, se vuelve extremadamente duro y completamente insoluble.

431. Argamasa. — Llámase *argamasa* á una mezcla de cemento hidráulico, arena gruesa ó pequeñas piedras angulosas. Aplicando una capa de esta sustancia sobre un terreno húmedo ó arenoso, se le transforma en impermeable, y después se pueden construir encima edificios permanentes. Empléase la argamasa en la construcción de esclusas, canales y otros depósitos de agua.

PRINCIPALES SALES DE CALCIO.

Carbonato de calcio y calcáreos.

432. Carbonato de calcio CO_3Ca . — El carbonato de calcio se encuentra en la naturaleza cristalizado con dos formas diferentes é incompatibles : el romboedro y el prisma recto de base rectangular. El carbonato de calcio romboédrico (*fig. 121*) recibe el nombre de *espato de Islandia*, es incoloro,

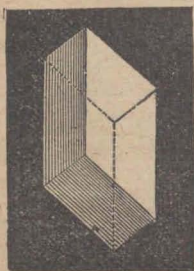


Fig. 121.

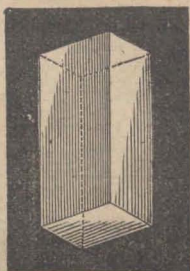


Fig. 122.

transparente y presenta el fenómeno de la doble refracción. El carbonato de calcio prismático (*fig. 122*), que en mineralogía llaman *aragonita*, es denso, compacto, de color blanco lechoso, y menos común que el espato de Islandia.

Sometiéndolo á la acción del calor, el carbonato de calcio se disocia en anhídrido carbónico y en cal viva. Pero si en vez de calcinarlo al aire libre, se le calienta en un cañón de fusil herméticamente cerrado, de modo que se evite el desprendimiento del anhídrido carbónico, el carbonato de calcio entra en fusión sin descomponerse y toma al enfriarse textura cristalina, que le comunica enteramente el aspecto y la dureza del mármol.

El carbonato de calcio es casi insoluble en el agua pura; pero se disuelve en proporción bastante grande dentro del agua cargada de gas carbónico. Es probable que entonces pasa al estado de bicarbonato de calcio.

433. Calcáreos. — Se da el nombre de *calcáreos* ó *piedras calcáreas* á todas las rocas compuestas de *carbonato de calcio* CO_3Ca . Estas rocas forman la mayor parte de los terrenos de sedimento y presentan numerosas especies ó variedades, siendo las principales el *calcáreo común* ó piedra de construcción de los alrededores de París, el *calcáreo litográfico*, el *mármol*, la *creta*, los *alabastros*, etc.

La mayor parte de las fuentes naturales contienen carbonato de calcio disuelto á favor de un exceso de gas carbónico. Las aguas de estos manantiales son las que filtrándose á través de las rocas, forman en la bóveda y en el suelo de ciertas grutas esos depósitos cristalinos de elegante aspecto que se llaman *estalactitas* y *estalagmitas* (fig. 123). Ellas son

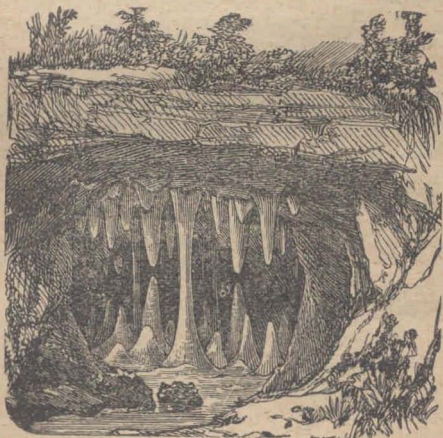


Fig. 123.

también las que producen, al evaporarse en el aire, esas incrustaciones calcáreas, parecidas á petrificaciones, con que se cubre poco á poco la superficie de los objetos sometidos á su acción.

Sulfato de calcio y yeso.

434. Sulfato de calcio SO^4Ca . — El sulfato de calcio se encuentra en la naturaleza bajo dos formas : el *sulfato de calcio anhidro* SO^4Ca , y el *sulfato de calcio bihidratado* $\text{SO}^4\text{Ca} + 2\text{H}^2\text{O}$, llamado también *piedra yesera*. No nos ocuparemos sino de este último porque el primero carece de interés en el terreno práctico.

La *piedra yesera* se presenta á veces bajo la forma de cristales incoloros y transparentes agrupados en forma de pica (fig. 124), ó de lentejas más ó menos aplanadas. Sin embargo, lo más común es descubrirla en masas voluminosas y compactas de color amarillento y de estructura granulosa y cristalina. Esta es realmente la *piedra yesera*, que se encuentra en algunas partes del terreno secundario, cerca de la sal gema, y en el terreno terciario inferior. La piedra yesera de los alrededores de París (Montmartre, Pantin, Belleville) pertenece á esta formación geológica.

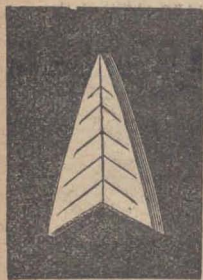


Fig. 124.

Sometiéndola á la acción de una temperatura poco elevada (de 120 á 130°) la piedra yesera blanquea, pierde su cohesión, se vuelve anhidra y pasa al estado de *yesso*. Si entonces se la pone en contacto del agua, se hidrata de nuevo, combinándose con las dos moléculas de agua que el calor le había hecho perder, y recobra su cohesión y dureza primitivas. Este fenómeno viene siempre acompañado de ligera elevación de temperatura.

El sulfato de calcio es poco soluble en el agua (unos 2 gramos por litro). Las aguas que están saturadas de él se denominan *selenitosas*, y son pesadas, indigestas, impropias para el lavado con jabón y para cocer las legumbres. Á esta categoría pertenece el agua de los pozos de París.

435. Yesso. — El *yesso* usado en las construcciones y el moldeado es, según acabamos de decir, piedra yesera ó sulfato de calcio bihidratado, privado de su agua por la calcinación, pero que tiene la propiedad de hidratarse de nuevo

cuando se le *deslie* en el agua, y la de solidificarse luego, con mucha rapidez.

Prepárase el yeso en hornos especiales (*fig. 125*), hechos en la entrada de las canteras de donde se extrae la piedra. Empiézase por construir con grandes pedazos de ésta una serie de pequeñas bóvedas, sobre las cuales se acumulan otros fragmentos menores, que deben ir disminuyendo de volumen á medida que se va de abajo arriba. Después se

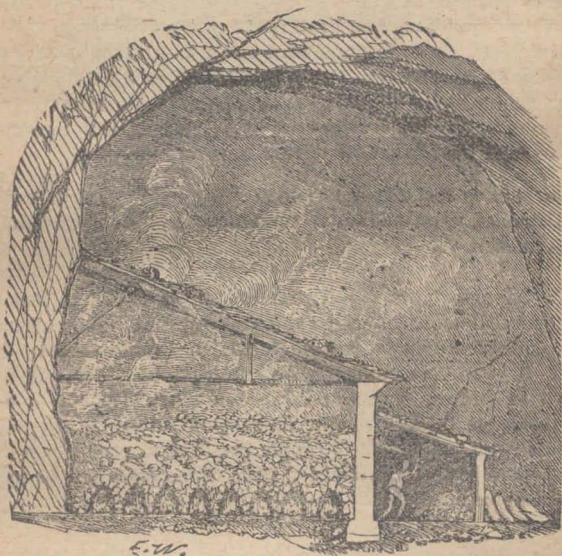


Fig. 125

encienden debajo de cada bóveda haces de leña ó de malezas, y se mantiene el fuego hasta que toda la masa quede suficientemente calcinada, lo cual exige de diez á doce horas. Así que termina la operación, se desbarata el montón y se eligen los trozos bien cocidos para pulverizarlos y ponerlos en sacos.

El yeso que se destina al moldeado de los objetos de arte debe ser más blanco y estar más puro que el consagrado á las construcciones. Prepárasele calcinando en hornos de

panadero fragmentos escogidos de piedra yesera cristalizada.

Amasando el yeso con una disolución de gelatina, se obtiene el *estuco*, que es una imitación de mármol.

Fosfatos de calcio : superfosfatos.

436. Fosfatos de calcio. -- Ya sabemos que existen tres fosfatos de calcio : uno monocalcico soluble $(\text{PO}_4)^{3-}\text{H}^+\text{Ca}$, otro dicalcico $(\text{PO}_4)^{3-}\text{H}^2\text{Ca}^2$, y otro tricalcico $(\text{PO}_4)^{3-}\text{Ca}^3$ (véase p. 204). Este último constituye en gran parte la materia sólida de los huesos. También se le encuentra en la naturaleza formando diferentes rocas : *Apatita*, *Fosforita*, *Coprolitos* ó excrementos fósiles aglomerados en *nódulos* que se suelen encontrar especialmente en los departamentos de la Meuse, de la Somme, del Pas-de-Calais, de la Côte-d'Or, etc. (Francia).

Usos. -- Los fosfatos se emplean sobre todo en agricultura como abonos, y, en medicina, como tónicos y reconstituyentes de los huesos.

437. Superfosfatos. -- Tratando por el ácido sulfúrico fosfatos tricalcicos, de origen mineral ó animal, bien pulverizados, se obtiene un fosfato monocalcico soluble y sulfato de calcio. Esta mezcla, muy usada como abono, que contiene cierta cantidad de fosfato tricalcico, no atacada por el ácido sulfúrico, que para este objeto se pone en poca cantidad, obra á la vez : *como abono rápido* por la gran proporción de fosfato soluble que contiene; y *como abono lento* por su fosfato tricalcico insoluble.

Cloruro de cal. — (Véase p. 149.)

438. Caracteres de las sales de calcio. -- Con los carbonatos alcalinos de potasio, de sodio y de amonio dan un precipitado blanco de carbonato de calcio; con el ácido sulfúrico, precipitado blanco de sulfato de calcio soluble en gran cantidad de agua; con el ácido oxálico y los oxalatos alcalinos, precipitado blanco de oxalato de calcio absolutamente insoluble en el agua y el ácido acético. Las sales de calcio comunican á la llama del alcohol color rojo anaranjado.

BARIO

Peso atómico Ba = 137.

439. Bario. — Este metal fué descubierto en 1808 por H. Davy, á la vez que el potasio y el sodio. Es blando y unas cuatro veces más pesado que el agua. Recientemente cortado, tiene el color y el brillo de la plata; pero se empaña pronto en contacto del aire, que le transforma en hidrato y en carbonato de bario.

Prepárase el bario descomponiendo por la pila la barita ó el cloruro de bario. El oxígeno ó el cloro se dirige al polo positivo, y el metal es recogido en el negativo dentro de una pequeña cápsula de platino que contiene un poco de mercurio.

Óxidos de bario, barita. Sales de bario

440. Óxidos de bario; barita, bióxido de bario. — El bario forma con el oxígeno dos combinaciones; el *protóxido* BaO, llamado *barita*, y el *bióxido* BaO².

La *barita* BaO es una sustancia sólida, de aspecto esponjoso y color agrisado, infusible y fija á la temperatura de nuestros hornos. Su afinidad por el agua es tan grande que cuando se dejan caer sobre ella algunas gotas de este líquido, se pone incandescente y deja oír un ruido análogo al que produciría un hierro hecho ascua. Entonces forma un hidrato BaO²H² + 8H²O, que se disuelve con bastante facilidad en el agua y cuya reacción es muy alcalina.

Prepárase la barita calcinando á la temperatura del rojo blanco nitrato de bario en una retorta de hierro. El nitrato se descompone y en la retorta queda barita cáustica y anhídrica.

La barita se emplea á menudo como reactivo en los laboratorios.

El *bióxido de bario* BaO² se obtiene calentando la barita á la temperatura del rojo oscuro en un tubo de porcelana por donde pasa una corriente de aire ó de oxígeno. Este compuesto tiene color algo más agrisado que la barita; combínase fácilmente con el agua, lo mismo que ella y forma un hidrato muy poco soluble.

Calentado á la temperatura del rojo blanco, el bióxido de bario abandona la mitad de su oxígeno y vuelve al estado de protóxido. Ya hemos visto (pág. 65) qué partido se ha sacado de este hecho para extraer el oxígeno del aire atmosférico.

El bióxido de bario sirve en la preparación del agua oxigenada ó bióxido de hidrógeno (pág. 90).

441. Caracteres de las sales de bario. — Las sales de bario solubles tienen como carácter esencial formar con el ácido sulfúrico un precipitado blanco de sulfato de bario, completamente insoluble en el agua y en los ácidos. Dan á las llamas color verde claro y se las usa en pirotecnia para obtener luces de Bengala de aquel tono.

ESTRONCIO

Peso atómico St = 88.

442. Estroncio. — Este metal fué descubierto, como los restantes alcalinos y alcalino-terrosos, por H. Davy. Es amarillo y tiene por densidad 2,5. Descompone al agua en frío y se oxida rápidamente en el aire. Se le obtiene por el mismo método usado con el bario, descomponiendo por la pila la estronciana ó el cloruro de estroncio.

El estroncio forma con el oxígeno la *estronciana* ú óxido de estroncio StO , muy parecido á la barita. Combinado con los ácidos, este óxido da las sales de estroncio, algunas de las cuales, como el carbonato y el sulfato, existen en la naturaleza.

Las sales de estroncio se distinguen de las de bario en que dan á las llamas color encarnado. Son también usadas en pirotecnia para fabricar luces de Bengala.

MAGNESIO

Peso atómico Mg = 24.

443. Propiedades físicas. — El magnesio fué descubierto en 1831 por Bussy, al descomponer en un pequeño crisol de platino, cuya tapa estaba sostenida por un alambre de hierro (fig. 126), cloruro de magnesio por la acción del po-

tasio. De esta manera se forma cloruro de potasio, que se disuelve en el agua fría, y el magnesio metálico se deposita en forma de pequeños glóbulos. Este metal es sólido, maleable, de color blanco de plata. Se funde á eso de los 500° y se volatiliza al calor rojo, lo cual permite destilarlo. Su densidad es 1,75.

444. Propiedades químicas. — El magnesio se oxida mucho más lentamente en el aire que los metales anteriores; sólo descompone el agua allá por los 100°. Pero la más notable é importante de sus propiedades es la facilidad con que se inflama y la luz que produce, tan deslumbradora como la del arco voltaico.



Fig. 126.

445. Preparación. — Deville y H. Caron recomiendan el método siguiente para procurarse una cantidad más ó menos considerable de magnesio.

Se hace una mezcla de cloruro de magnesio y de sal marina, que se calienta primero hasta el rojo vivo en un crisol de platino. Cuando la masa está en fusión tranquila, se la vierte en un recipiente de hierro bien raspado, limpio y seco. La sustancia obtenida de esta manera se pone después, con la quinta parte de su peso de sodio, en un crisol de hierro herméticamente cerrado, y luego se calienta hasta el rojo blanco. El cloruro de magnesio es descompuesto por el sodio al cabo de algún tiempo; el sodio se apodera del cloro y deja al magnesio en libertad. Entonces se retira el crisol del fuego y se le deja enfriar. Luego se lava la materia allí contenida con agua fría, á fin de disolver las sales que envuelven al magnesio. Sólo falta secar el metal y purificarlo destilándolo en vasos de hierro llenos de hidrógeno.

El magnesio circula actualmente en el comercio bajo la forma de hilos ó de laminillas. Hay que conservarlo en aire perfectamente seco para que no se oxide.

Magnesia. Sales de Magnesio.

446. **Magnesia ú óxido de magnesio** MgO . — Es un polvo blanco, ligero, que se obtiene por la calcinación del carbonato : por eso se la llama también *magnesia calcinada*. Aunque es insoluble en el agua, forma sin embargo con ella un hidrato MgO^2H^2 . Tiene propiedades purgantes.

447. **Sales de magnesio : carbonato y sulfato**. — El *carbonato de magnesio* CO^3Mg existe en la naturaleza, especialmente en estado de carbonato doble de magnesio y de calcio que se llama *dolomita*. Se prepara artificialmente, precipitando por el carbonato de potasio una solución hirviendo de sulfato de magnesio. Se le conoce en farmacia, con el nombre de *magnesia blanca*, por sus propiedades purgantes.

El *sulfato de magnesio* existe disuelto en el agua de mar y en diversas aguas purgantes naturales (Epsom, Sedlitz, Pullna, Hunyadi Janos, etc.). Se le obtiene artificialmente tratando el carbonato de magnesio natural por el ácido sulfúrico diluido. Sus propiedades son purgantes.

448. **Caracteres de las sales de magnesio**. — Su sabor es amargo. Dan precipitado blanco por la acción de la potasa, la sosa y el amoníaco. No precipitan ni por el ácido sulfhídrico ni por los sulfuros alcalinos.

MANGANESO.

Peso atómico $Mn = 55$.

449. **Propiedades**. — Es un metal grisáceo, muy duro y frágil, que se prepara descomponiendo á la temperatura del rojo blanco su carbonato, ó su óxido pardusco por medio del carbón. Su densidad es 7,2. Forma con el oxígeno cuatro óxidos y dos anhídridos. El bióxido MnO^2 sirve para las preparaciones del oxígeno y del cloro. En las cristalerías se utiliza su poder oxidante para blanquear el vidrio ennegrecido por las materias carbonosas (*jabón de los vidrieros*). El *permanganato de potasio* $Mn^2O^8K^2$, con una adición de ácido sulfúrico, tiene gran poder oxidante (véase el dosaje del hierro por el permanganato de potasio, p. 649).

Sales de manganeso. — Estas sales dan con el sulfuro de amonio un precipitado color de carne característico de sulfuro de manganeso.

Resumen

I. El calcio, el bario y el estroncio forman el grupo de los metales alcalino-terrosos, cuyos óxidos, de aspecto terroso, son poco solubles en el agua, á la cual comunican, como la potasa y la sosa, reacción alcalina. Sus carbonatos son insolubles, lo cual les distingue también de los metales alcalinos.

II. El *calcio* forma con el oxígeno la *cal*, ó protóxido de calcio CaO , materia blanca, amorfa, de sabor cáustico, que tiene gran afinidad por el agua. Se le obtiene descomponiendo el carbonato de calcio por el calor.

III. Los *cementos* son materias destinadas á unir entre si los materiales que se usan en las construcciones. Los hay de dos clases, los ordinarios y los hidráulicos. Los primeros son una mezcla de cal y arena; los segundos, y entre ellos el *cemento romano*, son de cal y arcilla.

IV. Se llama *calcáreos* á todas las rocas compuestas de carbonato de calcio CO_3Ca ; forman la mayor parte de los terrenos de sedimento.

V. El *yeso* es sulfato de calcio anhidro SO_4Ca . Prepárasele calcinando en hornos especiales la *pedra yesera* ó sulfato de calcio natural bihidratado ($\text{SO}_4\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O}$).

VI. El *fosfato tricálcico* ó *fosfato de los huesos* $(\text{PO}_4)_2\text{Ca}_3$ existe abundantemente en la naturaleza; la mayor parte de los vegetales, principalmente los cereales, lo contienen. La agricultura lo emplea mucho como abono.

VII. Se da el nombre de *cloruro de cal* á una mezcla de hipoclorito y de cloruro de calcio ($\text{Cl}_2\text{O}_2\text{Ca} + \text{CaCl}_2$). Este compuesto se prepara haciendo llegar una corriente de cloro hasta la cal hidratada. Empléasele para blanquear las telas y como desinfectante.

VIII. El *bario* forma con el oxígeno dos combinaciones distintas, la *barita* ó protóxido BaO y el bióxido BaO_2 . Prepárase la barita calcinando el nitrato de bario. Obtiénese el bióxido calentando la barita hasta el rojo oscuro en una corriente de aire ó de oxígeno. El *estroncio* forma con el oxígeno la *estronciana* ó protóxido de estroncio StO , analógico á la barita.

IX. El *magnesio* es un metal blanco y brillante. Se le obtiene descomponiendo su cloruro por el potasio ó el sodio. Arde con llama deslumbrante. En la fotografía instantánea se usa el polvo para producir relámpagos en la obscuridad.

X. La *magnesia* MgO (óxido de Mg) se obtiene calcinando carbonato de magnesio. Por eso se le da en farmacia el nombre de *magnesia calcinada*.

XI. El *carbonato de magnesio* CO_3Mg existe completamente formado en la naturaleza. Obtiene artificialmente en estado de hidrocabonato ($\text{CO}_3\text{Mg} + \text{MgO} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) precipitando por carbonato de potasio una solución concentrada de sulfato de magnesio. Es la *magnesia blanca purgante* de los farmacéuticos.

XII. El *sulfato de magnesio* ($\text{SO}_4\text{Mg} + 7\text{H}_2\text{O}$) es una sal blanca, amarga, soluble en el agua, que cristaliza en prismas rectangulares de cuatro caras. Esta sal existe disuelta en ciertas aguas minerales (de Sedlitz, de Epsom, de Pullna). Se la puede preparar tratando por el ácido sulfúrico diluido el carbonato de magnesio natural. Es un purgante muy empleado.

XIII. El *manganeso* es un metal grisáceo, muy duro, frágil y muy poco fusible. Se le prepara descomponiendo por medio del carbón el carbonato de manganeso ó su óxido pardo Mn_2O_3 . El principal compuesto del manganeso es su bióxido MnO_2 , que se usa para preparar el oxígeno, el cloro y para dar color al vidrio.

CAPÍTULO XXIV

Metalurgia. — Metales de la tercera y cuarta sección. — Hierro; fundiciones y aceros. — Níquel. — Cobalto. — Cromo. — Cinc. Estaño. — Sus óxidos y sales más importantes. — Sulfato de hierro. — Sulfato de cinc. — Cloruro de cinc. — Cloruros de estaño.

Metalurgia.

450. **Nociones fundamentales.** — El oro, el platino, la plata, el cobre y el mercurio son los únicos metales que existen á veces en la naturaleza en *estado nativo*, es decir puros, no combinados. En general, los metales se nos presentan en forma de combinaciones diversas. Estas mismas combinaciones están mezcladas con sustancias silicosas que constituyen la *ganga*. El *mineral*, tal como se le extrae de la mina, comprende, pues, la combinación metálica y las materias extrañas que forman la ganga.

Los minerales son casi siempre óxidos, carbonatos ó sulfatos

de un metal. Primero se los somete á operaciones físicas y después á operaciones químicas.

Operaciones físicas. — Tienen éstas por objeto la separación de su ganga del mineral propiamente dicho. Para esto se los tritura entre dos cilindros acanalados (*fig. 126 bis*); después, los fragmentos así obtenidos se machacan finamente por pesados pilones (*fig. 126 ter*), movidos por un aparato hidráulico. El resultado de estas dos operaciones es una mezcla de pequeños fragmentos de mineral casi puro y de ganga, independientes unos de otros. Esta mezcla es arrastrada por una corriente de agua bastante rápida en una ancha canaleta de madera constantemente sacudida. Los pedazos de mineral, más pesados, se detienen en la canaleta, mientras que los de ganga, más ligeros, salen fuera.

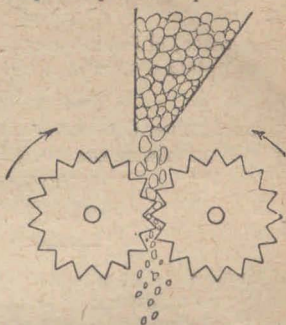
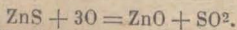


Fig. 126 bis.

Operaciones químicas. — Si el mineral es un sulfuro, se le calcina, se le tuesta al contacto del aire. Su azufre se oxida y se vuelve gas sulfuroso SO^2 , que se desprende en la atmósfera. El metal, que también sufre la acción del oxígeno del aire, se transforma en óxido :



blenda,

[sulf. de cinc.]

En seguida se calienta fuertemente este óxido en retortas ó cilindros de tierra refractaria con un cuerpo reductor, el carbón, que toma el oxígeno del óxido. Entonces se recoge el metal que ha quedado libre, y el óxido de carbono se desprende :

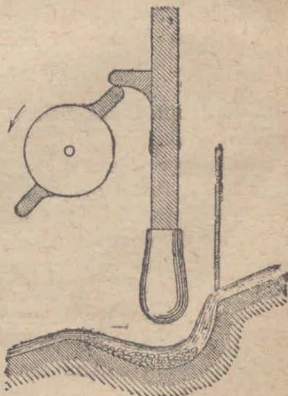
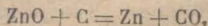
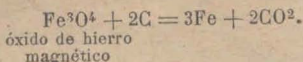
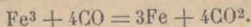


Fig. 126 ter.

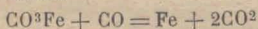
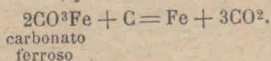
Si el mineral es un óxido, se le trata por el carbón sin tostarle :



Á veces, el óxido de carbono, producido por la combustión incompleta del carbón, obra también como reductor :



Si el mineral es un carbonato, se le trata como un óxido por el carbón en exceso, y la reducción se efectúa lo mismo :



Suele suceder que sea difícil separar el metal de la ganga que queda después de la operación física. Entonces se añade una substancia llamada *fundente*, generalmente de carbonato de calcio ó de arcilla, que se combina con la ganga para formar un silicato más fusible que el metal, el cual sale fuera por la parte inferior del horno. Esa es la *escoria*.

HIERRO.

Peso atómico Fe = 56.

451. Propiedades físicas. — El hierro es blanco agrisado, dúctil, maleable, y el más tenaz de todos los metales. Su densidad varía entre 7,4 y 7,9. Posee mayor virtud magnética que todos los demás cuerpos ; pero la va perdiendo á medida que se eleva su temperatura. Sometiéndolo á la acción del calor, se ablanda, se vuelve pastoso y no entra en fusión sino á temperatura sumamente elevada (1500 á 1600°) y que se sostenga mucho tiempo. Al rojo blanco se encuentra bastante blando para adquirir por acción del martillo todas las formas que requiere la industria y soldarse consigo mismo sin que intervenga en ello ningún otro metal.

El hierro fundido adquiere al solidificarse naturaleza granulosa que se vuelve fibrosa por el martillaje; pero con el tiempo se modifica y tiende á volverse cristalina. Dicha modificación se produce con mayor rapidez cuando el metal se encuentra sometido á vibraciones frecuentes, y tiene como consecuencia quitar al hierro gran parte de su tenacidad. Á

ella debe atribuirse principalmente la ruptura de los ejes de los coches, wagones y locomotoras, y de los cables de puentes suspendidos.

452. Propiedades químicas. — El hierro puede conservarse indefinidamente sin alteración en el aire y el oxígeno secos, á la temperatura ordinaria; pero se altera prontamente en el aire húmedo y se transforma en un sesquióxido de hierro hidratado ($\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$) que se llama *herrumbre*. Ya hemos visto (pág. 289) cómo se impide que el hierro se oxide cubriendo su superficie con ligera capa de zinc (*hierro galvánico*) ó de estaño (*latón*). El mismo resultado se obtiene dando al metal en cuestión varias capas de pintura.

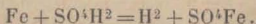
Calentado hasta la temperatura del rojo en el aire ó el oxígeno, arde con vivos resplandores y no tarda en cubrirse de una película negra de óxido magnético Fe_3O_4 , que se desprende y salta en brillantes chispas bajo el choque del martillo (*óxido de batiduras*). Las chispas que produce el choque de un pedazo de hierro contra un pedernal se deben á partículas de aquel metal que, al arder en el aire, se oxidan de la misma manera.

Reducido el hierro á polvo impalpable, tal como se le obtiene descomponiendo el sesquióxido de hierro Fe_2O_3 por el hidrógeno, puede inflamarse espontáneamente á la temperatura ordinaria, cuando se le arroja al aire: entonces recibe el nombre de *hierro pirofórico de Magnus*.

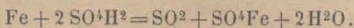
El hierro descompone el vapor de agua á la temperatura roja y aun á 100° , cuando se encuentra en estado de polvo impalpable: el hidrógeno se desprende y se forma óxido magnético Fe_3O_4 .

Los ácidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico atacan vivamente al hierro.

Este metal descompone en frío el ácido sulfúrico dilutado con agua; despréndese hidrógeno y fórmase sulfato ferroso:



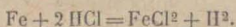
Si el ácido sulfúrico está concentrado y se eleva la temperatura, también se produce sulfato ferroso; pero en vez de hidrógeno se desprende anhídrido sulfuroso:



El ácido nítrico ordinario da origen á bióxido y protóxido

de nitrógeno, que se desprenden; convirtiendo al hierro en nitrato de protóxido. Si el ácido está muy dilatado con agua, también se disuelve el metal, pero sin desprendimiento visible de gas: en este caso se forma nitrato de protóxido de hierro y nitrato de amoníaco. Por fin, cuando el ácido nítrico se encuentra en su máximun de concentración, el hierro no es atacado; entonces se dice que el metal se ha vuelto *pasivo* (pág. 124).

El ácido clorhídrico actúa vivamente en frío sobre el hierro, produciéndose protocloruro de hierro é hidrógeno, que se desprende:



453. Estado natural. — El hierro es el metal que más abunda en la naturaleza. Encuéntrasele principalmente en estado de sulfuro, de óxido y de carbonato.

Se extrae este metal de sus óxidos y de su carbonato, que se descompone por medio del carbón.

En las farmacias se prepara el hierro para los usos medicinales reduciendo el sesquióxido de hierro Fe_2O_3 por medio del hidrógeno. Hácese pasar una corriente de este gas por encima de sesquióxido colocado en un tubo de vidrio, que se calienta con una lámpara de alcohol. El hidrógeno se apodera del oxígeno del sesquióxido para formar agua, y queda en libertad hierro puro muy dividido; este es el *hierro reducido*.

Metalurgia del hierro.

454. Metalurgia del hierro. — El hierro no se encuentra en la naturaleza en estado nativo, esto es, metálico, más que en los aerolitos, donde existe casi siempre asociado con cierta cantidad de nickel y de cromo. Los minerales explotados para la extracción del hierro son todos óxidos ó carbonatos; citaremos:

1º El *óxido de hierro magnético* Fe_3O_4 de Suecia y de Noruega;

2º. El *sesquióxido de hierro anhidro* Fe_2O_3 ; si está cristalizado como en el mineral de los Vosgos ó de la isla de Elba, se le llama *hierro oligisto*; si existe en grandes masas amorfas, se le denomina *hematita roja*.

3º. El *sesquióxido de hierro hidratado* $\text{Fe}^2\text{O}^3, \text{H}^2\text{O}$: cuando está aglomerado en masas parduscas, constituye la *hematita parda*; disperso en granos dentro de las rocas jurásicas, es el *hierro oolítico ó limonita*. Lo hay principalmente en Borgoña y en el sur de Francia;

4º. El *carbonato de hierro* CO^3Fe ó *hierro espático*, que se encuentra en filones en los Alpes, los Pirineos, en Saint-Étienne de Francia, en el norte de este país y en Inglaterra cerca de las minas de carbón.

El tratamiento de estos diversos minerales de hierro se efectúa por dos métodos diferentes: el *método catalán* y el *método de los altos hornos*. Estos dos métodos consisten en descomponer el mineral de hierro mediante el carbón; sólo se distinguen en la manera cómo la ganga del mineral, ordinariamente compuesta de arcilla (silicato de alúmina) ó de cuarzo (ácido silícico), es separada del metal durante la operación.

1º. *Método catalán*. — En el método catalán se calienta sencillamente el mineral con carbón de leña. La forja que sirve para el caso se compone (*fig. 127*) de un crisol cuadrangular C de mampostería y situado bajo la acción del tubo T de una máquina sopladora. Empiézase por llenar la cavidad del crisol de carbón incandescente, después de lo cual se colocan encima dos masas distintas, pero contiguas, una de mineral *m*, la otra, más considerable, de carbón C al lado del fuelle. Hecho esto, se sopla poco á poco, aumentando progresivamente la fuerza del aire. El oxígeno de este convierte primero en anhídrido carbónico al carbón que está junto al caño del fuelle; pero como este gas carbónico encuentra más lejos carbón incandescente, se cambia en óxido de carbono. Obligado este último gas en gran parte á pasar por la masa del mineral, cuya temperatura es bastante elevada, reduce el óxido de hierro á hierro metálico y se transforma de nuevo en anhídrido carbónico, que va á perderse en la atmósfera. Pero la totalidad del óxido de hierro no es reducida; una cantidad notable de ella vuelve sencillamente á convertirse en protóxido y se combina con la ganga para formar un silicato doble de aluminio y de hierro. Este silicato, que es muy fusible, corre hacia el crisol, arrastrando consigo el hierro metálico.

Cinco ó seis horas bastan para terminar la operación. Ya

entonces se encuentra en el crisol todo el mineral, convertido en hierro dúctil y en silicato doble de aluminio y de hierro, que forma la *escoria*. Sólo falta aislar el metal, for-

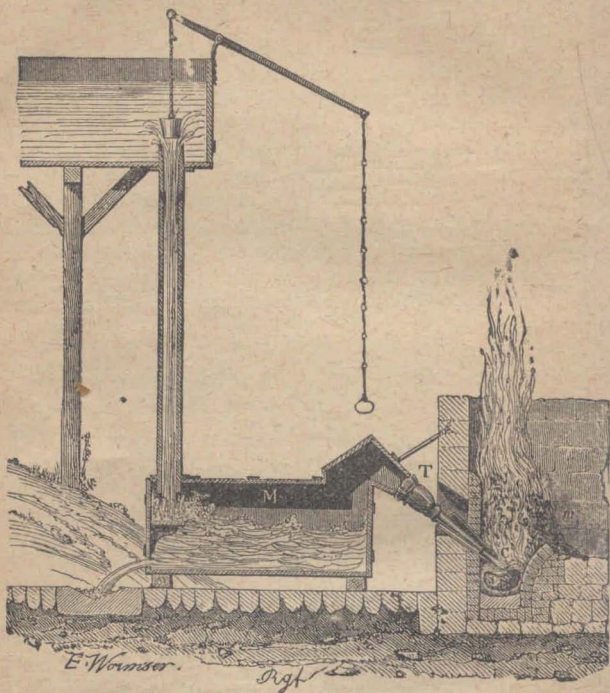


Fig. 127.

jarlo y convertirlo en barras que se venden á la industria.

Observación. — En el método catalán, la temperatura no es bastante elevada para fundir el hierro; éste se transforma únicamente en una masa blanda, esponjosa, por consiguiente fácil de separar de la escoria, que es muy fusible. Esta masa incandescente y esponjosa de hierro se bate bien con el martillo, apenas sale del crisol, para hacerla más

homogénea y librarla de sus escorias. Como en este procedimiento metalúrgico el hierro no se funde, no puede combinarse con el carbono: no se produce por tanto fundición.

Este método tiene el inconveniente de hacer que se pierda gran parte del metal, que se queda en las escorias: así es que no se le emplea más que en escaso número de localidades, donde el mineral es muy rico y el combustible muy abundante, como en Córcega, los Pirineos y algunas provincias de España. Probablemente era el único empleado en la antigüedad.

2º. *Método de los altos hornos.* — Este método tiene sobre el anterior la ventaja inmensa de dar casi todo el metal contenido en el mineral, primero en estado de *fundición*, esto es, combinado con cierta proporción de carbono y de silicio, de que se le separa luego mediante una segunda operación que se llama *refino*. Así es como se prepara en la actualidad casi todo el hierro empleado en la industria.

El *alto horno* (fig. 128) se compone de dos conos truncados A y B hechos con ladrillos refractarios y reunidos por sus bases. El tronco de cono A es la *cuba*, cuya abertura superior o se llama en algunas partes *tragaderas*; esta abertura se encuentra coronada por una chimenea H, que tiene una ó más puertas por donde se introduce el combustible y el mineral en el horno. El tronco de cono inferior B forma lo que se denomina *la exposición*. Debajo se halla un espacio circular E, llamado *sopladero*, en cuya parte inferior van á terminar los tubos de las máquinas sopladoras destinadas á suministrar el aire necesario para la combustión. Finalmente, debajo del horno está el crisol C, de forma prismática, y cuya pared anterior *d*, llamada la *dama*, continúa exteriormente en el plano inclinado *ab*. Este crisol, donde cae y se reúne la fundición, es de piedras refractarias; encuéntrase taladrado en la parte delantera inferior por un *agujero de salida* que se tapa con arcilla mientras el metal se funde.

Introdúcese en el horno el combustible, carbón de leña ó coke, que debe servir para la reducción del óxido de hierro y se forma una primera capa que llega desde el sopladero E hasta la parte inferior de la cuba A; luego se acaba de llenar ésta con mineral mezclado de carbonato de calcio y

con nuevas cargas de combustible que se sobrepone capa por capa. Hecho esto se pega fuego y se da viento. El aire que

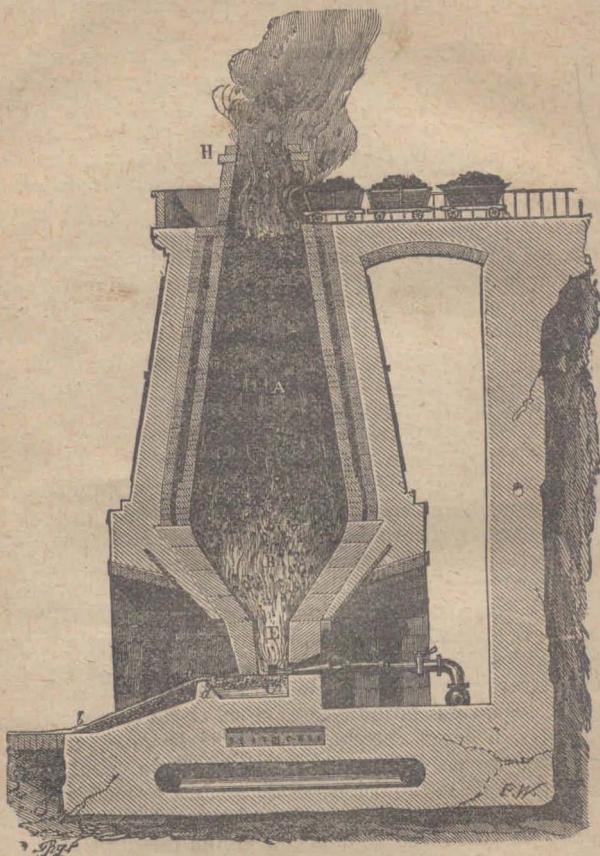


Fig. 128.

sale de los tubos sopladores quema primero el carbón contenido en el sopladero, forma anhídrido carbónico y emite gran cantidad de calor. Al subir el gas carbónico desde el sopladero á la exposición B, encuentra carbón incandescente,

que lo convierte en óxido de carbono. No tarda este óxido de carbono en llegar á la cuba A, donde encuentra á su vez al mineral, esto es, al óxido de hierro, cuya temperatura es bastante elevada para que pueda reducirlo, volviendo al estado de anhídrido carbónico. El mineral así reducido se hunde y va á caer con su ganga en la exposición. Entonces es cuando, bajo la influencia del calor intenso que reina en esta parte del horno, se combina el hierro procedente de la reducción del mineral con cierta proporción de carbono y de silicio para formar fundición, mientras que la ganga y el carbonato de calcio añadido actúan uno sobre otro y dan origen á un silicato doble de aluminio y de calcio, que constituye la escoria. La fundición y la escoria siguen bajando, pasan por el sopladero, donde se liquidan completamente y caen mezclados en el crisol C. La fundición, que es más densa, va á parar al fondo del crisol; la escoria sobrenada, se desborda en *d* y corre por el plano inclinado *ab* por el suelo, de donde se la retira á medida que va solidificándose.

Cuando está lleno de fundición el crisol, se procede á extraerla. Un obrero rompe con una larga barra de hierro la tapadera de arcilla que cerraba el agujero y la fundición incandescente sale por una serie de canales pequeños, hechos con arena en el suelo de la fábrica. No tarda la fundición en solidificarse en forma de medios cilindros más ó menos largos.

455. Fundiciones. — Esencialmente, las fundiciones están constituidas por el hierro, combinado en ciertas proporciones con carbono y silicio. Existen diversas variedades de ella, que pueden reducirse á dos tipos: la *blanca* y la *gris*.

La *fundición blanca* es brillante, de color plateado, dura y muy frágil: su densidad es 7,85. Como se presta mal al moldeado y la fabricación de utensilios de cocina, resérvala para preparar el hierro. La *fundición gris*, tiene un color que varía entre el negro y el gris claro; es menos dura que la primera y posee cierta ductilidad. Su densidad pasa raras veces de 7. Con ella se fabrican todos los aparatos y utensilios de fundición que se usan en la industria y en la economía doméstica.

Estas dos variedades tienen casi la misma composición; ambas contienen un 5 por 100 de carbono próximamente y

pequeñísima cantidad de otros varios cuerpos, como el silicio, el azufre, el fósforo, el nitrógeno, etc. Las diferencias que se observan en sus propiedades físicas no dependen más que de su estado molecular. Lo prueba la circunstancia de que fundiendo y enfriando lentamente la fundición blanca, se vuelve gris, al paso que si se funde y se enfria bruscamente la gris, se vuelve blanca.

456. Hierro ; puddlage de la fundición. — El *puddlage* es el método industrial empleado más generalmente hoy para transformar la fundición en hierro, esto es, para quitarle su carbono y su silicio. Las barras de fundición blanca van á parar al suelo AA de un horno de reverbero, de bóveda

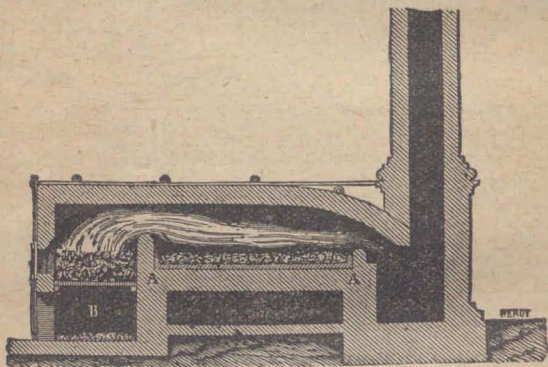


Fig. 129.

inclinada, que se llama horno de *puddlar* (fig. 129), previamente elevado á la temperatura del rojo blanco por la llama de un brasero de hulla B, dispuesto lateralmente. La fundición se mezcla allí con escorias ricas en óxido de hierro y con batiduras ú óxido de hierro magnético Fe^3O^4 , que cae en laminillas alrededor de los yunques donde se martillea el hierro hecho ascua. Cuando está fundido el metal, el óxido de carbono que resulta de la combinación del carbono de la fundición con el oxígeno de los óxidos, se desprende tumultuosamente, ardiendo con su llama azul característica. Para facilitar esta operación, un obrero agita la masa con una larga barra, el *ringar*. Terminada la operación, se dejan

salir las escorias líquidas por una abertura colocada en la parte más inclinada del horno y después se comprime por medio de grandes golpes del ringar la masa blanda de hierro esponjoso, dándole la forma de una abultada lente de consistencia pastosa, que se lleva en seguida al martillo pilón, donde se la comprime, á fin de hacerla más homogénea y pivarla de sus escorias. Cuando el hierro sale del martillo pilón, enrojecido todavía, se le lamina en barras de diversos gruesos, para ponerlo en el comercio. El hierro puddiado no es químicamente puro.

Observación — Sucede á menudo que las fundiciones contienen notable proporción de azufre, de fósforo, de silicio, y deben ser refinadas antes de llevarlas al horno de pudlar. Para este *refino* previo se somete la fundición, reducida á líquido en un crisol, á la acción de una violenta corriente de aire producida por una máquina sepladora, como en el método catalán. El oxígeno del aire le sustrae en parte su carbono para formar anhídrido carbónico, y transforma á su silicio en anhídrido silícico, que se combina con un poco de hierro para dar una escoria fusible de silicato de hierro. También se queman el azufre y el fósforo.

457. Aceros. — El acero es como la fundición un carburo de hierro que en vez de contener un 5 por 100 de carbono próximamente, sólo alberga de 8 á 15 milésimos de dicha sustancia, con más algunos rastros de silicio, de azufre, de fósforo, de nitrógeno, etc. Es blanco, brillante, susceptible de hermoso pulimento; su densidad es poco distinta de la del hierro.

Cuando se eleva el acero á temperatura muy elevada y se le deja enfriar lentamente, sigue siendo dúctil y maleable como el hierro; pero si se le enfría de repente, *templándolo* en una gran masa de agua ó de mercurio, adquiere propiedades completamente nuevas: vuélvese duro, frágil, muy elástico, y recibe entonces el nombre de *acero templado*. En general se empieza por dar al acero un temple muy fuerte, *recociéndolo* después, con más ó menos calor, á fin de darle por el enfriamiento lento la dureza que requiere la clase de instrumento á qué se le destina. La temperatura del recocido se conoce en el color que toma el acero cuando se le calienta: así, á 220°, toma color de paja; á 240° de oro; á 260° de púrpura; á 265° violado, y á 300° azul.

Puede obtenerse el acero por dos métodos diferentes, sea decarburando incompletamente la fundición, sea carburando ligeramente el hierro.

Distínguense tres especies de acero : 1.º el *acero natural* ó de *fundición* (*acero puddlado*), producido por la decarburación incompleta de la fundición ; 2.º el *acero de cementación* y 3.º el *hierro aceroso* ó *acero Bessemer*, obtenidos los dos últimos por la carburación del hierro.

1.º *Acero natural* ó de *fundición* (*acero puddlado*). El método usado es el mismo que ha servido para la preparación del hierro (pág. 377) ; sólo se detiene la operación antes de que todo el carbono sea quemado por el oxígeno de las escorias ó de las batiduras.

Este acero común carece de homogeneidad. Para dársela se le reduce á barras que se calientan hasta la temperatura del rojo blanco y que después se forjan en el martillo pilón para soldarlas unas con otras ; finalmente se las pasa por el laminador. Este es el acero que llaman batido.

Lo mejor para obtener acero homogéneo es fundirlo una vez fabricado por masas de 30 á 40 kilogramos en pequeños crisoles de plumbagina (*acero fundido*).

2.º El *acero de cementación* se obtiene calentando bien barras de hierro introducidas en un *cemento* hecho con carbón de leña pulverizado, hollín y sal marina. Esta operación se practica colocando alternativamente capas de cemento y barras de hierro en grandes cajas de ladrillos refractarios, fabricados en un horno, donde se les calienta hasta la temperatura del rojo por espacio de varios días. Poco á poco se combina el hierro con el carbón que contiene el cemento y se transforma en acero.

Como la transformación de las barras de hierro en acero es sólo superficial, precisa que sean muy delgadas para que el acero resulte bueno. Las hinchazones que presenta su superficie á la salida del horno le han valido el nombre de *acero de ampolla*. Para poner en el comercio al acero de cementación precisa que sea *batido* ó *fundido*.

3.º *Hierro aceroso* ó *acero Bessemer*. — He aquí el método que imaginó el ingeniero inglés Bessemer para obtener rápidamente hierro aceroso en gran cantidad. Dentro de una gran retorta de tierra refractaria, llamada *convertidor*, y

forrada por fuera con grueso palastro de acero, móvil en torno de un eje horizontal y taladrada interiormente por

pequeños agujeros para la insuflación (fig. 130), se echa primeramente carbón encendido y se calienta hasta el rojo blanco. Haciendo oscilar el convertidor se vacía el carbón que contiene y se le llena en sus dos terceras partes de fundición líquida. Si entonces se pone en movimiento el aparato soplador, el carbono y el silicio se queman

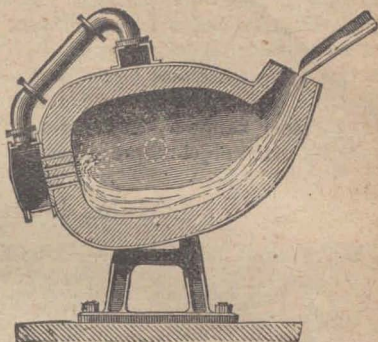


Fig. 130.

en la corriente de aire inyectado y queda en la retorta hierro casi puro. Es una variedad de puddlage. Entonces se añade al hierro en fusión obtenido de este modo cierta cantidad de fundición blanca manganesífera y se da viento algunos minutos más. La fundición suministra la cantidad de carbono necesaria para la producción del acero, y el manganeso contribuye á la eliminación del silicio, formando con éste una escoria fusible (silicato de hierro y de manganeso) que permanece sobre el acero fundido y de la cual se puede privarlo fácilmente. Inmediatamente después se vierte el acero líquido y homogéneo en los moldes de los objetos que van á fabricarse.

Para obtener las grandes masas de acero necesarias en la industria moderna, se emplea actualmente el *horno Martín*, que es un enorme horno de reverbero, en cuyo suelo se calienta hasta fusión líquida una mezcla de pedazos de hierro y de fundición, en la proporción conveniente para obtener acero. Con este horno se pueden vaciar de un solo golpe piezas de acero, corazas ó cañones, que pesen hasta 25 toneladas.

458. Usos de los aceros. — El *acero natural de fundición* ó *acero puddlado* se utiliza principalmente en la fabricación de espadas, hojas de sable, cuchillería gruesa y resortes de coche. Es un acero de calidad inferior.

El *acero de cementación*, entregado al comercio en forma de *acero fundido*, es más duro, más elástico, pero también más frágil; sirve para hacer resortes de reloj, cuchillería fina, limas, cepillos de carpintero, martillos, cortadores y otros aparatos de quincallería.

Los *hierros acerosos* (*acero Bessemer*), más dulces y resistentes al mismo tiempo que el hierro ordinario, se utilizan para hacer cañones, cascos y corazas de navíos, puentes, rieles y otros objetos que exigen muchísima solidez.

Óxidos de hierro.

459. Óxidos de hierro. — Los óxidos de hierro son tres :

El protóxido de hierro (óxido ferroso) FeO ,

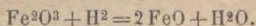
El sesquióxido de hierro (óxido férrico) Fe_2O_3 ,

El óxido de hierro magnético ó piedra imán Fe_3O_4 .

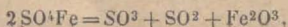
Por fin, según Fremy existe un *ácido férrico* que no se ha podido aislar y que se conoce únicamente en estado de combinación con las bases; su fórmula parece ser $\text{FeO} \cdot \text{H}^2$, análoga á la del ácido sulfúrico.

1º. El *protóxido de hierro* (óxido ferroso) FeO es la base de todas las sales de hierro en el minimum de oxidación. Obtiénesele en estado de hidrato precipitando por la potasa ó por la sosa una sal de protóxido de hierro disuelta en el agua. Este hidrato es primero blanco; pero, expuesto al aire, absorbe rápidamente el oxígeno, se pone verde y después amarillo pardusco, y se convierte en hidrato de sesquióxido.

Moissan lo ha obtenido puro en forma de polvos negros pirofóricos, reduciendo el sesquióxido de hierro calentado á 450° por una corriente de hidrógeno :



2º. El *sesquióxido de hierro* Fe_2O_3 (óxido férrico, *peróxido de hierro*) es una base débil. Se le encuentra abundantemente en la naturaleza, ya cristalizado en romboedros (*hierro oligisto*), ya en masas compactas y terrosas (*ore ó hematita roja*). Prepárasele artificialmente calcinando en un crisol sulfato de protóxido de hierro :



Preparado de esta manera, recibe el nombre de *colcotar ó rojo de Inglaterra* y se usa en pintura; también se le emplea para pulimentar los metales y afilar las navajas de afeitar.

Puédese obtener también sesquióxido de hierro en estado de hidrato precipitando por el amoniaco una disolución de una sal de sesquióxido de hierro. Este hidrato es amarillo oscuro y tiene como fórmula $2\text{Fe}^2\text{O}^3 + 3\text{H}^2\text{O}$. Forma la herrumbre de que se cubre el hierro expuesto al aire húmedo.

3º. El *óxido magnético* Fe^3O^4 , llamado así por causa de la propiedad que posee de atraer el hierro, existe muy abundante en la naturaleza, sobre todo en Suecia y Noruega, donde se le explota como mineral. Los químicos lo consideran como un *óxido salino*, formado de protóxido, que constituye la base y de sesquióxido que hace funciones de ácido: $\text{Fe}^2\text{O}^3, \text{FeO} = \text{Fe}^3\text{O}^4$.

Este mismo óxido es el que se obtiene descomponiendo el agua por medio de hierro á la temperatura roja (pág. 57), ó cuando se quema este metal en el oxígeno ó en el aire. También es el óxido de las bataduras.

PRINCIPALES SALES DE HIERRO

Carbonato de hierro. Sulfato de hierro ó vitriolo verde.

460. **Carbonato de hierro** CO^3Fe . — Esta sal se encuentra con mucha abundancia en la naturaleza, principalmente en Inglaterra, donde se la emplea como mineral, bajo el nombre de *hierro espático*, porque cristaliza en romboedros como el carbonato de calcio ó *espato de Islandia*. Encuéntrasela generalmente disuelta en ciertas aguas minerales carbonatadas (aguas de Spa, de Orezza, etc.).

Vertiendo carbonato de sodio en una disolución de sulfato ferroso, se obtiene un precipitado blanco verdoso de carbonato de hierro hidratado, que se oscurece rápidamente en contacto del aire, donde pierde su gas carbónico y se transforma en sesquióxido de hierro. Esta sal se usa con frecuencia en medicina; pero no se la puede conservar sino envolviéndola herméticamente.

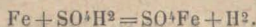
461. Sulfatos de hierro. — Distínguense dos sulfatos de

hierro, el *sulfato ferroso* $\text{SO}^4\text{Fe} + 7\text{H}^2\text{O}$ y el *sulfato férrico* $(\text{SO}^4)^3\text{Fe}^2$.

El *sulfato neutro de protóxido de hierro* ó *sulfato ferroso*, que vulgarmente se llama *vitriolo verde* ó *caparrosa verde*, es una sal de color verdoso, muy soluble en el agua, y que cristaliza en prismas romboidales, que guardan 7 moléculas del líquido. Expuestos al aire estos cristales, absorben el oxígeno, pierden su transparencia y se cubren de una capa ocrosa y pulverulenta de sub-sulfato de peróxido de hierro.

Calentado á la temperatura del rojo oscuro, el sulfato de hierro se descompone y produce sesquióxido de hierro y anhídridos sulfuroso y sulfúrico: $2\text{SO}^4\text{Fe} = \text{SO}^3 + \text{SO}^2 + \text{Fe}^2\text{O}^3$.

Se prepara esta sal en los laboratorios tratando directamente el hierro por el ácido sulfúrico dilatado:



En la industria se le obtiene exponiendo á la acción del aire húmedo ciertas piritas ó sulfuros de hierro naturales. Estas piritas absorben poco á poco el oxígeno, y se transforman en sulfato ferroso, que después se purifica mediante una ó varias cristalizaciones.

Úsase el sulfato de hierro sobre todo en tintorería. Con él se disuelve el añil, y se fabrican la tinta y todos los colores de fondo negro ó gris. Calcínasele para obtener colcotar ó sesquióxido de hierro anhidro. Empléasele como desinfectante.

El *sulfato férrico* $(\text{SO}^4)^3\text{Fe}^2$, de color blanco amarillento, no se disuelve en el agua sino con mucha dificultad. Obiénesele oxidando el sulfato ferroso por medio del ácido nítrico y del ácido sulfúrico. Empléasele industrialmente para la fabricación del azul de Prusia.

Sulfuros y cloruros de hierro. Ferrocianuro de potasio. Azul de Prusia.

462. Bisulfuro de hierro ó *pirita marcial* FeS^2 . — El hierro forma con el azufre varios sulfuros, entre los cuales figura como más importante el *bisulfuro amarillo* ó *pirita marcial* FeS^2 . Este compuesto abunda en la naturaleza, bajo forma de cristales cúbicos ó derivados del cubo, de color dorado y de hermoso resplandor metálico. Este cuerpo es muy duro

y servía en otro tiempo, como el pedernal, de piedra de fusil.

La piritá marcial desempeña importante papel en la industria: expuesta al aire húmedo, produce sulfato de hierro; calcinada en vasos cerrados, da azufre; tostada en el aire, emite anhídrido sulfuroso, que se utiliza en la preparación del ácido sulfúrico.

463. Cloruros de hierro. — Existen dos cloruros de hierro, el *protocloruro* FeCl^2 y el *sesquicloruro* ó *percloruro* Fe^3Cl^6 .

Este último, en estado anhidro, resulta de la combinación directa del cloro con el hierro y se presenta bajo la forma de pajuelas violadas. Obtiénesele haciendo pasar una corriente de cloro por encima de virutas de hierro calentadas en un tubo de vidrio grueso. La combinación se produce con incandescencia.

Haciendo actuar sobre hierro ácido clorhídrico dilatado con agua, se obtiene un licor verde que evaporado produce cristales verdes de protocloruro de hierro hidratado ($\text{FeCl}^2 + 4\text{H}^2\text{O}$). Si se hace pasar por este licor una corriente de cloro, adquiere color amarillo y produce, por evaporación en frío, cristales anaranjados de percloruro de hierro hidratado ($\text{Fe}^3\text{Cl}^6 + 12\text{H}^2\text{O}$).

Este percloruro disuelto en el agua se usa mucho en medicina y cirugía, principalmente para contener las hemorragias, por causa de la propiedad que posee de coagular la sangre instantáneamente.

Para los *férro y ferricianuros de potasio*, así como para el azul de Prusia, véase pág. 245-246.

464. Caracteres de las sales de hierro. — Las sales de hierro se dividen en sales de base de protóxido (*sales ferrosas*) y en sales de base de sesquióxido (*sales ferricas*).

1º Las *sales ferrosas* tienen color verdoso cuando son hidratadas; pero se vuelven poco á poco incoloras al perder su agua de cristalización. Su sabor es muy astringente y metálico.

Sus disoluciones se conducen de la manera siguiente con los reactivos:

Con la potasa ó la sosa: precipitado *blanco* de hidrato de protóxido de hierro. Abandonándolo en el aire, se vuelve inmediatamente verde, después amarillo pardusco, y se transforma en hidrato de sesquióxido de hierro;

Con el amoníaco: precipitado *blanco verdoso* de hidrato de protóxido de hierro, que vuelve á disolverse en un exceso de amoníaco;

Con el sulfuro de amonio y los sulfuros alcalinos : precipitado *negro* de sulfuro de hierro;

Con el ferrocianuro de potasio : precipitado *blanco*, que se vuelve azulado rápidamente en el aire;

Con la nuez de agalla : no hay precipitado, pero el licor, expuesto al aire, se ennegrece con mucha rapidez.

Las sales de protóxido de hierro tienen mucha tendencia á sobreoxidarse en contacto del aire y á convertirse así en sales de sesquióxido.

2º Las *sales férricas* tienen color amarillo más ó menos oscuro. Su sabor es muy astringente y metálico.

Sus disoluciones producen :

Con la potasa, la sosa y el amoniaco : precipitado *amarillo pardusco* de hidrato de sesquióxido de hierro. Un exceso de amoniaco no vuelve á disolver el precipitado;

Con el ácido sulfhídrico : precipitado *blanco lechoso* de azufre muy dividido;

Con el sulfuro de amonio y los sulfuros alcalinos : precipitado *negro* de sulfuro de hierro;

Con el ferrocianuro de potasio : precipitado de color *azul profundo* (azul de Prusia);

Con la nuez de agalla : precipitado *negro azulado* (tinta).

NÍQUEL, COBALTO, CROMO

465. Nickel y cobalto. — Junto al hierro vienen estos dos metales, que son muy semejantes á él, y que se parecen entre sí cuanto es posible, pues tienen el mismo peso atómico y casi la misma densidad.

466. El nickel ($Ni = 59$) es blanco agrisado, muy duro y tenaz, lo cual no le impide ser dúctil y maleable. Es magnético á la temperatura ordinaria, y menos fusible que el hierro; su densidad es 8,86. El nickel *no se oxida* en el aire á la temperatura ordinaria; pero sí lo hace á una elevada, y de esta manera puede formar con el oxígeno un protóxido NiO de color gris verdoso y un sesquióxido Ni_2O_3 , que es negro. Existe en la naturaleza asociado con el azufre y el arsénico. Se le prepara volviendo sus minerales al estado de óxidos, que después se reducen por el carbón.

467. Preparación. — En la industria se le extrae de un mineral, el *kupfernickel* ó *nickelina*, donde existe en estado

de arseniuro de nichel NiAs^2 . Mezclado con el mineral de cobre, estorbaba las operaciones de refinado de este metal, de donde le viene el nombre de hupfernichel (mal cobre), que le han dado en Alemania. También se le extrae de diversos minerales compuestos de sulfuros y de silicatos dobles de nickel, que se encuentran mezclados generalmente con los minerales de cobalto.

Se obtiene el metal por tostados sucesivos del mineral, que se trata en seguida por el ácido clorhídrico. De esta solución de cloruro de cobre y de níquel se precipita primero el cobre en estado de sulfuro, y después el níquel en el estado de óxido por la cal. Este óxido, mezclado con carbón en polvo, es por fin introducido en un horno de reverbero para ser reducido, y se recoge el metal.

Observación. — Los óxidos de níquel, tratados por una corriente de óxido de carbono, se convierten en *niquelcarbonilo* NiCO^4 , líquido incoloro, muy volátil, que hierve á los 46° y que se descompone por el calor en óxido de carbono y en níquel puro. Pero no se puede obtener así níquel aglomerado.

Del mismo modo, la electrolisis no ha dado hasta hoy más que níquel en el estado pulverulento cuando el depósito metálico toma cierto espesor. Se empiezan, sin embargo, á obtener buenos resultados en América.

468. Sales. — Entre las principales sales de níquel, citaremos el cloruro y el sulfato. El *cloruro de níquel* NiCl^2 se obtiene anhidro haciendo pasar una corriente de cloro seco por encima de limadura de níquel. Es volátil y se sublima en pequeñas pajuelas de color dorado. Hidratándolo por medio del agua hirviendo, el cloruro de níquel cristaliza en hermosos cristales verdes ($\text{NiCl}^2 + 9\text{H}^2\text{O}$).

El *sulfato de níquel* ($\text{SO}^4\text{Ni} + 7\text{H}^2\text{O}$) forma igualmente hermosos cristales de color verde esmeralda. Es la sal que se emplea en el niquelado electro-químico.

469. Caracteres de las sales de níquel. — Las sales de níquel hidratadas son de color verde esmeralda; en estado anhidro amarillas. La potasa y la sosa forman ahí un precipitado verde manzana de hidrato de protóxido de níquel, y el sulfhidrato de amoniaco un precipitado negro de sulfuro.

470. Usos. — Hemos visto (pág. 285) que el níquel forma

parte de la aleación conocida por el nombre de *Maillechort*. Empléasele igualmente para confeccionar ciertas piezas de relojería, y cubrir, mediante la galvanoplastia, los objetos de hierro que se trata de preservar de la oxidación. (Veáse en la *Física* el capítulo relativo á la electroquímica).

Las aplicaciones industriales del níquel se han generalizado mucho durante los últimos años. Sirve para fabricar utensilios de cocina y en algunos países para hacer moneda divisionaria. Mezclándolo con el acero en pequeña proporción, le comunica más resistencia. Esta aleación sirve en la actualidad para fabricar cañones y placas de blindaje.

Niquelado. — La sal empleada para esta operación galvanoplástica es el sulfato doble de níquel y de amonio, de color verde.

He aquí la fórmula del baño electrolítico usado más generalmente :

Sulfato de níquel.....	1 kg.
Tartrato de amoniaco.....	0,725 gr.
Tanino al éter.....	0,005 gr.
Agua.....	20 litros.

471. El cobalto ($\text{Co} = 59$) es blanco plateado, maleable y tan poco fusible como el hierro; su densidad es 8,60. Es magnético á la temperatura ordinaria, lo mismo que el hierro y el níquel. Se encuentra cobalto en la naturaleza sobre todo en estado de arseniuro, y sus minerales contienen siempre níquel. Se le obtiene reduciendo sus óxidos por medio del carbón.

El cobalto suministra á la industria dos compuestos importantes : el *óxido de cobalto*, que se usa para dar coloración azul al vidrio y á la porcelana; el *esmalte ó azul celeste* (silicato doble de potasio y de cobalto) también empleado en la pintura sobre porcelana.

472. Tintas simpáticas y flores higrométricas. — El cloruro de cobalto hidratado es rosáceo, pero azulea bajo la influencia del calor. Esas diferencias de coloración han hecho que se empleen los cloruros de cobalto y de níquel como *tintas simpáticas*. Los caracteres escritos con una disolución diluida de cloruro de cobalto ó de níquel son casi invisibles. Pero, calentado, aparecen azules ó amarillos, según que se haya empleado el cobalto ó el níquel, ó verdes si la tinta es una mezcla de las dos sales. La escritura desaparece de nuevo con la humedad.

Podemos servirnos igualmente del cloruro de cobalto para

confeccionar *flores higrométricas*, indicadoras del tiempo probable. Siendo rosáceas con la humedad, azulean cuando el tiempo se pone seco.

473. Cromo ($\text{Cr} = 52,2$). — Este metal es gris, brillante, muy duro y poco fusible; su densidad es 6. Existe en la naturaleza en estado de cromato de plomo CrO_4Pb (*plomo rojo de Siberia*). Se le obtiene, lo mismo que los dos precedentes, reduciendo sus óxidos por el carbón.

Mezclado el cromo con el acero aumenta su dureza (*acero cromado*). Además, forma varios compuestos útiles: el *sesquióxido de cromo* Cr_2O_3 , que sirve para dar color verde á los cristales y la porcelana; el *anhidrido crómico* CrO_3 , que se presenta en forma de cristales rojos, delicuescentes y cuya solución (*ácido crómico*) se emplea en medicina como cáustico; el *cromato de plomo* muy utilizado en la pintura al óleo con el nombre de *amarillo de cromo*.

ZINC.

Peso atómico $\text{Zn} = 66$.

474. Propiedades físicas. — El zinc es un metal blanco azulado, de textura laminosa. Es frágil á la temperatura ordinaria, pero á eso de los 100° se vuelve dúctil y maleable. Calentándolo hasta 200° vuelve á hacerse frágil y se le puede pulverizar en un mortero. El zinc entra en fusión á la temperatura de 410° y se volatiliza al rojo blanco; su densidad varia entre 6,86 y 7,21, según que se le ha fundido ó se le ha laminado.

475. Propiedades químicas. — El zinc puede conservarse sin alteración en el aire ó en el oxígeno secos; pero se oxida con mucha rapidez en el aire húmedo. Entonces se cubre su superficie con una capa blanquecina y muy delgada de óxido y de carbonato de zinc, que preserva de la oxidación la parte interior del metal.

Calentándolo en contacto del aire, á una temperatura algo superior á su punto de fusión, el zinc se pone á arder con llama blanca muy brillante, convirtiéndose totalmente en óxido de zinc, que se difunde por el aire en forma de copos lanuginosos.

Este metal descompone el agua bajo la influencia del calor;

se disuelve rápidamente en frío en los ácidos sulfúrico y clorhídrico, con desprendimiento de hidrógeno y formación de un sulfato ó de un cloruro. El ácido nítrico lo disuelve también y lo transforma en nitrato de zinc.

476. Usos. — Los usos del zinc son muy numerosos ; sirve para preparar hidrógeno, para construir pilas voltaicas, hacer techos, goteras, canalones, balsas, tinas de baño, etc. No se debe emplearlo en la fabricación de los utensilios de cocina por causa de las propiedades venenosas que poseen los compuestos que podría formar con los ácidos vegetales.

Metalurgia del zinc.

477. Metalurgia del zinc. — El zinc se extrae de dos minerales, la *calamina* y la *blenda*.

La calamina, su mineral más común, es un carbonato de zinc que se encuentra con frecuencia acompañado por el óxido y el silicato del mismo metal. Sus principales criaderos se encuentran situados en Siberia, Bélgica é Inglaterra. La mina más rica es la de la Montaña Vieja, cerca de Aquisgrán.

La blenda es un sulfuro de zinc mezclado con cantidades variables, aunque siempre bastante escasas, de sulfuro de hierro. Encuéntrasela en los filones de terrenos antiguos, donde acompaña siempre á la galena, ó sulfuro de plomo.

Á pesar de la diferencia de composición de la calamina y de la blenda, su tratamiento metalúrgico es idéntico. Empiézase por tostarlas ambas, la primera para que pierda su gas carbónico, la segunda para privarla de su azufre y oxidarla. Cuando ambos minerales han vuelto de este modo al estado de óxido de zinc, se calienta este óxido con carbón en crisoles de tierra refractaria. El carbón se apodera del oxígeno del óxido y se transforma en óxido de carbono, mientras que el zinc, reducido al estado metálico, se volatiliza y se condensa en recipientes. Después se vacía el metal en moldes, donde toma la forma de placas rectangulares.

Óxido de zinc.

478. Óxido de zinc ZnO . — Este óxido se conoció en otra época por los nombres de *flores de zinc*, *ponfolix*, *lana filosófica* y *nihil album*. Es blanco, pulverulento, suave al tacto,

fijo é irreductible por el calor; pero el hidrógeno y el carbono lo descomponen fácilmente. Expuesto al aire, absorbe poco á poco su gas carbónico y se transforma en carbonato de zinc.

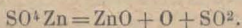
Prepárase el óxido de zinc sea quemando zinc en el aire, sea descomponiendo por el calor el nitrato ó el carbonato de zinc. Puédesse obtenerlo en estado de hidrato precipitando una sal de zinc por medio de potasa cáustica.

El óxido de zinc se emplea actualmente en la pintura al óleo con el nombre de *blanco de zinc*. Tiene sobre el albayalde ó carbonato de plomo una ventaja, la de no ennegrecerse por las emanaciones sulfurosas y la de ser menos nociva á los obreros que lo emplean.

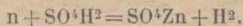
PRINCIPALES SALES DE ZINC.

Sulfato de zinc. Cloruro de zinc.

479. Sulfato de zinc ($\text{SO}^4\text{Zn} + 7\text{H}^2\text{O}$). — El sulfato de zinc, llamado vulgarmente *vitriolo blanco* ó *caparrosa blanca*, es una sal incolora, de sabor amargo y estíptico, muy soluble en el agua; cristaliza en prismas de cuatro caras, que contienen 7 moléculas de agua. Sometido á la acción del calor, se funde en su agua de cristalización, se vuelve anhidro y se descompone produciendo óxido de zinc, oxígeno y anhídrido sulfuroso:



Prepárase el sulfato de zinc en los laboratorios, tratando al zinc metálico por medio del ácido sulfúrico dilatado con agua:

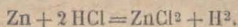


En la industria se le obtiene tostando el sulfuro de zinc natural ó blenda. Tratado de este modo, este mineral se transforma en una mezcla de óxido y de sulfato de zinc que se separa del óxido por lavado y evaporación.

El sulfato de zinc se emplea en algunas operaciones de tintorería, y en medicina contra las enfermedades de la vista.

480. Cloruro de zinc ZnCl^2 . — Este compuesto toma la

forma de una masa blanca, delicuescente, que entra en fusión á eso de los 250° y que se volatiliza á la temperatura roja. Prepárasele tratando en frío zinc laminado con ácido clorhídrico dilatado en agua y evaporando en seco :



El cloruro de zinc se usa en la industria para limpiar los metales que se trate de soldar con estaño, y en medicina como cáustico.

481. Caracteres de las sales de zinc. — Las sales de zinc son todas incoloras cuando su ácido no tiene coloración; poseen sabor estíptico, amargo y nauseabundo. Son venenosas y en dosis pequeñas sirven de vomitivo.

Sus disoluciones dan origen á las reacciones siguientes :

Con la potasa, la sosa y el amoniaco : precipitado *blanco* de óxido de zinc hidratado que vuelve á disolverse en un exceso de reactivo;

Con los carbonatos de potasio ó de sodio : precipitado *blanco* de carbonato de zinc;

Con el ferrocianuro de potasio : precipitado *blanco* de ferrocianuro de zinc;

Con el sulfuro de amonio y los sulfuros alcalinos : precipitado *blanco* de sulfuro de zinc hidratado.

Este último carácter basta para distinguir las sales de zinc de todas las demás metálicas conocidas.

ESTAÑO.

Peso atómico Sn = 118.

482. Propiedades físicas. — El estaño es un metal casi tan blanco como la plata y de reflejos un tanto amarillentos. Frotándolo entre los dedos, difunde olor muy sensible y característico. Es muy maleable y se puede reducirlo á láminas delgadas con el martillo ó el laminador; pero su ductilidad y su tenacidad son escasas. Una barra de estaño produce cuando se la dobla un ruido particular que llaman *grito del estaño*. Este fenómeno depende de la constitución cristalina del metal, cuyas diferentes partes se frotan unas contra otras en el momento de realizarse un esfuerzo sobre ellas. La den-

sidad del estaño es 7,29; se funde á 228° y no se volatiliza sensiblemente al calor blanco.

483. Propiedades químicas. — El estaño no se altera sensiblemente en el aire á la temperatura ordinaria; pero con calor elevado se oxida muy rápidamente, convirtiéndose en una mezcla de protóxido y de bióxido de estaño ú anhídrido estánico SnO^2 . Descompone el agua á la temperatura roja con desprendimiento de hidrógeno y formación de bióxido de estaño.

El ácido sulfúrico no ataca al estaño sino cuando es concentrado y está muy caliente. El ácido clorhídrico lo disuelve con rapidez en frío y lo transforma en protocloruro con desprendimiento de hidrógeno. El ácido nítrico lo convierte violentamente en unos polvos blancos, el *ácido metastánico*, desprendiéndose bióxido de nitrógeno.

484. Estado natural y metalurgia. — El estaño se encuentra en la naturaleza como protosulfuro y bióxido ó anhídrido estánico SnO^2 . Este último, que es el único mineral de donde se extrae el estaño, existe en los terrenos más antiguos, en medio de las rocas graníticas, y con frecuencia también en arenas procedentes de la destrucción de estas mismas rocas. Los principales criaderos de este mineral se hallan en Sajonia, Bohemia, Inglaterra (condado de Cornouailles) y en las Indias.

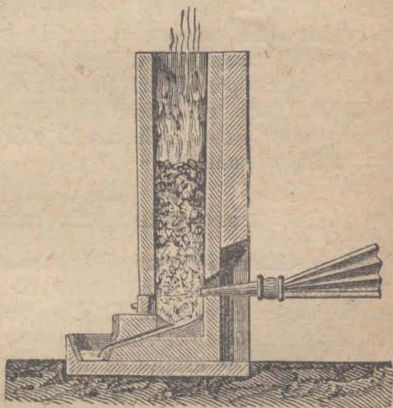


Fig. 131.

La metalurgia del estaño es muy sencilla. Después de haber separado al mineral de gran parte de su ganga, se le calienta con carbón en un horno cuyas paredes son de gra-

nito. El carbón se apodera del oxígeno del bióxido de estaño para formar anhídrido carbónico y el metal, puesto en libertad, es recibido en un crisol colocado en la parte inferior del hornillo. Esta reducción se opera en un horno vertical llamado *de manga* (fig. 131). Cuando el estaño se encuentra á punto de solidificarse, se le retira con bolsas de hierro y se le vacía en los moldes.

Los usos del estaño son demasiado conocidos para que necesitemos indicarlos aquí. Este metal forma parte de varias aleaciones, principalmente de los bronces, que ya hemos indicado, y de la amalgama que constituye el *estaño* de los espejos.

Óxidos de estaño. Sales de estaño.

485. Óxidos de estaño. — El estaño forma con el oxígeno dos combinaciones perfectamente definidas :

El *protóxido de estaño* ú *óxido estañoso* SnO , que se puede obtener en estado de hidrato blanco precipitando por el amoníaco una disolución de bicloruro de estaño.

El *bióxido de estaño* SnO^2 ó *anhídrido estánico* existe en la naturaleza. Se prepara artificialmente el ácido estánico ($\text{SnO}^2 + \text{H}^2\text{O} = \text{SnO}^3\text{H}^2$) tratando una disolución de tetracloruro de estaño por el carbonato de sodio. Prodúcese un precipitado blanco gelatinoso de ácido estánico SnO^3H^2 , que forma *estanatos* con las bases. Este ácido se usa en la fabricación de los esmaltes.

Bicloruro y tetracloruro de estaño.

486. Bicloruro de estaño ó cloruro estañoso SnCl^2 . — Este compuesto es blanco, cristalizable, de sabor estíptico, ligeramente soluble en el agua. Se le prepara calentando limadura de estaño con ácido clorhídrico.

El bicloruro de estaño es un agente reductor muy enérgico. Sirve en tintorería como *corroyente*, para quitar en ciertos puntos de las telas los colores producidos por las sales de sesquióxido de hierro, que vuelve allí mismo al estado de sales de protóxido solubles en el agua.

487. Tetracloruro de estaño SnCl^4 . — El tetracloruro de estaño ó *cloruro estánico* (SnCl^4), anhidro, vulgarmente lla-

mado *licor de Libavio*, es un líquido incoloro, fumante en el aire y de olor insoportable. Es muy ávido de agua, por lo cual se combina con ella produciendo un silbido, y forma un hidrato cristalizable ($\text{SnCl}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$).

Obtiénese el tetracloruro de estaño anhidro haciendo llegar una corriente de cloro seco sobre estaño colocado en una retorta de vidrio, que se calienta ligeramente, y á la cual se adapta un recipiente convenientemente frío. El metal arde con llama, y el tetracloruro producido de este modo destila y se condensa en el recipiente. El licor de Libavio se emplea en tintorería para realzar el brillo de ciertos colores.

488. Caracteres de las sales de estaño. — Con la potasa y la sosa : precipitado *blanco*, soluble en un exceso de reactivo ;

Con el ácido sulfhídrico y los sulfuros alcalinos : precipitado *castaño oscuro* para las sales de base de protóxido, y *amarillo claro* para las sales de base de bióxido ;

Depósito de estaño metálico sobre una lámina de hierro ó de zinc sumergida en una disolución de una sal de estaño cualquiera ;

Las sales de protóxido forman con las de oro un precipitado *rojo purpurino* ; las de bióxido no dan precipitado ;

Una mezcla de cloruros estañoso y estánico forma igualmente con las sales de oro un precipitado *rojo purpurino* llamado *púrpura de Casio*.

Resumen.

I. El *hierro* es un metal blanco agrisado, dúctil, maleable y muy tenaz. Se oxida fácilmente en el aire húmedo y descompone el agua al calor rojo. Encuéntrasele en la naturaleza en estado de sulfuro, de óxido y de carbonato. Se le extrae de estos dos últimos minerales descomponiéndolos por medio del carbón.

II. La *fundición* es un carburo de hierro que contiene próximamente 5 por 100 de carbono. Distingúense dos variedades de ella, la blanca y la gris.

III. El *acero* es un carburo de hierro que no contiene sino 6 à 7 milésimos de carbón. Se distinguen tres especies, que son : el acero natural ó de fundición, el de cementación, y el hierro acerado ó acero Bessemer. Los dos primeros son fundidos antes de ser puestos en el comercio.

IV. El hierro forma con el oxígeno tres combinaciones definidas, á saber: el protóxido FeO , el sesquióxido Fe_2O_3 , el óxido magnético Fe_3O_4 . Además, parece existir un ácido férrico FeO^4H^2 , que no se ha podido aislar. Los principales compuestos de hierro son, á más de la fundición y los aceros, el *carbonato*, el *sulfato*, el *bisulfuro* ó *pirita* marcial, el *percloruro* y el *azul de Prusia*.

V. El *carbonato de hierro* ó *hierro espático* CO_3Fe abunda mucho en la naturaleza, y constituye uno de los minerales de hierro más importantes. Se puede obtenerlo hidratado vertiendo carbonato de sodio en una disolución de sulfato ferroso.

VI. El *sulfato ferroso* SO_4Fe (*vitriolo verde*, *caparrosa verde*) cristaliza en prismas romboidales, que se alteran en contacto del aire. Se le obtiene, sea tratando el hierro puro por medio del ácido sulfúrico dilatado con agua, sea exponiendo al aire húmedo ciertas piritas ó sulfuros de hierro naturales.

VII. El *nickel* se extrae industrialmente de los sulfuros, silicatos y sobre todo de los arseniuros de nickel. Este último mineral se conoce por el nombre de *kupfernickel* ó *nickelina*. Las sales de nickel hidratadas son de hermoso color verde esmeralda; en estado anhidro, son amarillas. Actualmente se emplea mucho el nickel en la industria.

VIII. El *cobalto* y el *cromo* suministran óxidos y sales que sirven para dar color al vidrio y á la pintura en porcelana. Son los siguientes: el *óxido de cobalto*, que produce un vidrio azul, el *esmalte* ó *azul cel-ste* (silicato doble de potasio y de cobalto) y el *sesquióxido verde de cromo*. El *cromato amarillo de plomo* se utiliza también en la pintura al óleo. El *ácido crómico* es un cáustico poderoso.

IX. El *zinc* es un metal blanco azulado, de textura laminosa. Se oxida prontamente en el aire húmedo y descompone el agua bajo la influencia del calor. Encuéntrasele en la naturaleza en estado de sulfuro (*blenda*) y en el de carbonato (*calamina*). Se extrae el zinc de estos dos minerales volviéndolos por el tostado al estado de óxido de zinc, que se reduce en seguida por el carbón. El óxido de zinc tiene como fórmula ZnO .

X. El sulfato de zinc $\text{SO}_4\text{Zn} + 7\text{H}_2\text{O}$ (*vitriolo blanco*, *caparrosa blanca*) cristaliza en prismas de cuatro caras. Prepárasele tratando al zinc por el ácido sulfúrico dilatado con agua ó tostando la blenda, es decir, el sulfuro de zinc natural.

XI. El *estaño* es un metal blanco, de brillo argentino. Cuando es le dobla deja oír un ruido particular llamado *grito del estaño*.

Este metal no se oxida sensiblemente en el aire seco ó húmedo, á la temperatura ordinaria. Forma con el oxígeno dos combinaciones: el protóxido (óxido estañoso) SnO y el bióxido (anhidrido estánico) SnO_2 . Se extrae el estaño de este último óxido descomponiéndolo por medio del carbón.

XII. El *tetracloruro de estaño anhidro* SnCl_4 , ó *licor de Libavio*, es un líquido incoloro, que difunde por el aire humaredas blancas muy densas. Forma con el agua un hidrato cristalizable cuya fórmula es $\text{SnCl}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$. Se le obtiene combinando directamente el estaño con el cloro seco.

CAPÍTULO XXV

Metales de la quinta sección. — Cobre. — Plomo. — Bismuto. — Sus óxidos y los caracteres de sus sales. — Carbonato de cobre. — Sulfato de cobre ó vitriolo azul. — Carbonato de plomo; albayalde.

COBRE.

Peso atómico $\text{Cu} = 63$.

489. **Propiedades físicas.** — El cobre es un metal rojo, brillante, muy dúctil y maleable. Reduciéndolo á hojas delgadas, se vuelve translúcido y presenta entonces hermoso color verde por reflexión. Se funde al calor rojo; á una temperatura más elevada, se volatiliza y arde en el aire con una llama verde. El cobre cristaliza bastante fácilmente en pequeños octaedros irregulares; su densidad es 8,78.

490. **Propiedades químicas.** — Á la temperatura ordinaria, el cobre se conserva sin alteración en el aire y el oxígeno secos; pero se oxida prontamente en el aire húmedo, y se cubre de una capa verdosa de carbonato de cobre hidratado que se llama vulgarmente *cardenillo*. Á una temperatura elevada, absorbe rápidamente el oxígeno del aire, y se transforma primero en subóxido rojo Cu_2O , y luego en protóxido negro CuO . El cobre no descompone el agua más que á la temperatura del rojo blanco.

El ácido sulfúrico concentrado disuelve el cobre, con desprendimiento de anhidrido sulfuroso y formación de un sulfato (véase la preparación del anhidrido sulfuroso, p. 173).

El ácido nítrico lo ataca á la temperatura ordinaria, y lo transforma en nitrato de cobre, dando origen á bióxido de nitrógeno (preparación del bióxido de nitrógeno, pág. 117).

El ácido clorhídrico no disuelve al cobre más que con ayuda del calor; fórmase un protocloruro de cobre Cu^2Cl^2 y se desprende hidrógeno: $2\text{Cu} + 2\text{HCl} = \text{Cu}^2\text{Cl}^2 + \text{H}^2$.

El cobre es el metal más importante después del hierro. Forma parte de varias aleaciones, tales como el latón, el bronce, el maillechort, que ya hemos estudiado (pág. 284).

Metalurgia del cobre.

491. Metalurgia del cobre. — El cobre es el metal más antiguamente conocido: no cabe duda de que su uso fué anterior al del hierro. El $\chi\alpha\lambda\kappa\acute{o}\varsigma$ de que habla Homero, con el cual fabricaban los antiguos sus armas é instrumentos cortantes, era cobre puro ó en estado de bronce.

Los principales minerales de cobre son: el subóxido de cobre Cu^2O , el carbonato y el sulfuro. Este último, que es el más común, se encuentra casi siempre combinado con el sulfuro de hierro y constituye las *piritas cúpricas* $\text{Cu}^2\text{S}, \text{Fe}^2\text{S}^2$.

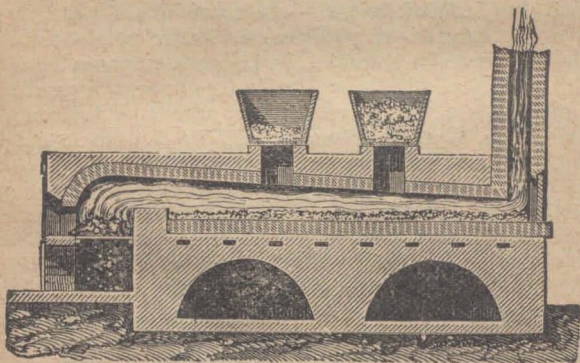


Fig. 132.

Inglaterra es el país de Europa que produce más cobre; después vienen Suecia, Noruega, España y Rusia. La Francia no da sino ínfima cantidad de él. Chile y el Perú

poseen igualmente minas de cobre muy importantes. Por fin también se encuentra cobre en *estado nativo* en América del Norte.

El cobre es fácilmente extraído de los minerales que lo contienen en estado de óxido ó de carbonato ; basta calentar fuertemente estos minerales con carbón en hornos de cuba. El carbón se apodera del oxígeno y se transforma en anhídrido carbónico, mientras vuelve el cobre al estado metálico.

Mucho más complicado es el tratamiento metalúrgico de los minerales sulfurados ó piritas cúpricas : consiste en varios tostados y fundiciones sucesivas del mineral. El tostado, que se practica en un horno de reverbero (*fig. 132*), tiene por objeto volver las piritas cúpricas al estado de óxido emitiendo anhídrido sulfuroso. La fundición consecutiva del mineral en un hornillo de cuba (*fig. 133*), en presencia de materias silicosas, está destinada á separar el hierro del cobre. Entonces se forma efectivamente una escoria muy fusible, que contiene gran parte del hierro bajo la forma de un silicato ferruginoso que es fácil separar del resto de la masa, llamada *matte* en términos técnicos. Esta masa contiene mayor proporción de cobre y menos hierro que el mineral primitivo, todo en estado de sulfuro. Después de varios tostados y fusiones, queda un núcleo formado casi enteramente de sulfuro de cobre que, tostado una vez más pierde todo su azufre como anhídrido sulfuroso, y deja un cobre impuro llamado *cobre negro*, que contiene aún un poco de azufre y de óxido de hierro, de los cuales se le despoja fundiéndole con arcilla en presencia del aire. Entonces se retira en la superficie del cobre líquido, cuando comienza á

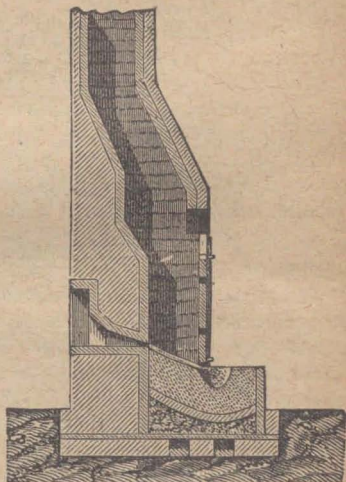


Fig. 133.

Fig. 133.

solidificarse, una escoria fusible de silicato ferruginoso, desprendiéndose anhídrido sulfuroso.

Licuación del cobre argentífero. — Si el cobre es argentífero, toda la plata que contiene pasa al cobre negro, después de los tratamientos metalúrgicos. La *licuación* consiste en fundir este cobre con plomo y en enfriar bruscamente la aleación, cortada previamente en pedazos. En seguida se calientan lentamente esos pedazos y el plomo sale fuera arrastrando toda la plata. Este plomo argentífero es sometido después á la copelación (p. 446).

Refinación electrolítica del cobre. — En un baño de sulfato de cobre, el cátodo es una lámina de cobre puro y el ánodo una masa de cobre bruto. Tan pronto como pasa la corriente, el cobre del ánodo va al cátodo, que aumenta de volumen, desapareciendo así poco á poco, el ánodo. De todas las impurezas, unas, como el oro, la plata y el azufre son precipitadas al fondo del baño, y las otras, como el hierro y el cinc, forman sulfatos solubles.

Óxido de cobre.

492. **Óxido de cobre.** — El cobre forma con el oxígeno dos combinaciones perfectamente definidas : el *sub-óxido* ú *óxido cuproso* Cu^2O y el *protóxido de cobre* ú *óxido cúprico* CuO .

El *sub-óxido* ú *óxido cuproso* Cu^2O existe en la naturaleza bajo la forma de masas irregulares ó de cristales octaédricos rojos y transparentes. Se le prepara artificialmente haciendo hervir con azúcar una disolución de acetato de cobre. Este sub-óxido se emplea mucho en la actualidad para dar al vidrio el color rojo de rubí.

El *protóxido* ú *óxido cúprico* CuO forma la base de las sales ordinarias de cobre. Es amorfo, pulverulento, de color pardo oscuro, casi negro. Se le prepara calentando fuertemente cobre metálico en el aire ó calcinando nitrato de cobre. Forma con el agua un hidrato de color azul CuO^2H^2 , que se obtiene vertiendo un exceso de potasa ó de sosa cáustica en una disolución de una sal de cobre. Este óxido se emplea en la industria para dar color verde á los vidrios y cristales ; también se le usa en los laboratorios para el análisis elemental de las materias orgánicas.

PRINCIPALES SALES DE COBRE.

Carbonato de cobre. Sulfato de cobre. Arsenito de cobre.

493. Carbonato ó hidrocarbonato de cobre. — ($\text{CO}^3\text{Cu} + \text{CuO}^2\text{H}^2$), combinación de una molécula de carbonato con una de hidrato de cobre. — Encuéntrasele en la naturaleza, principalmente en los montes Urales, formando masas de hermosísimo color verde y de aspecto jaspeado. Constituye entonces el mineral llamado *malaquita*, que se usa para fabricar diversos objetos de arte (vasos, copas, estatuas, etc.).

Obtiénese artificialmente un hidrocarbonato de análoga composición vertiendo carbonato de sodio en una disolución caliente de sulfato de cobre. El precipitado recogido y seco forma unos polvos verdes que se usan en pintura con el nombre de *verde mineral*.

El mineral llamado *azurita* y el producto conocido por el nombre de *cenizas azules artificiales*, que se utiliza en la fabricación de papeles pintados, están constituídos igualmente por un hidrocarbonato de cobre compuesto de 2 moléculas de carbonato y de 1 molécula de hidrato ($2\text{CO}^3\text{Cu} + \text{CuO}^2\text{H}^2$).

El *cardenillo* de que se llenan los objetos de cobre ó de bronce expuestos al aire húmedo es también un hidrocarbonato de cobre.

494. Sulfato de cobre ó vitriolo azul ($\text{SO}^4\text{Cu} + 5\text{H}^2\text{O}$). — El sulfato de cobre ó vitriolo azul, á que también llaman en el comercio *caparrosa azul*, es una sal de sabor estíptico y astringente, muy soluble en el agua, y que cristaliza en prismas transparentes de hermosísimo color azul, que contienen 5 moléculas de agua y son ligeramente eflorescentes. Sometido á la acción del calor, el sulfato de cobre se pone blanco, se vuelve anhidro y después se descompone completamente produciendo oxígeno, anhídrido sulfuroso y protóxido de cobre ú óxido cúprico: $\text{SO}^4\text{Cu} = \text{O} + \text{SO}^2 + \text{CuO}$.

En los laboratorios se prepara el sulfato de cobre calentando sencillamente cobre metálico con ácido sulfúrico concentrado: $\text{Cu} + 2\text{SO}^4\text{H}^2 = \text{SO}^4\text{Cu} + \text{SO}^2 + 2\text{H}^2\text{O}$ (véase la preparación del anhídrido sulfuroso, pág. 173).

De esta manera se obtiene sulfato de cobre perfectamente puro.

Los fabricantes tuestan en el aire y á temperatura inferior á la de descomposición del sulfato, las piritas ó sulfuros de cobre natural. Al absorber el oxígeno estos sulfuros pasan al estado de sulfato de cobre, y basta con tratar por el agua la materia tostada y hacer evaporar después para que resulte sal cristalizada.

También se preparan grandes cantidades de sulfato de cobre utilizando las láminas de este metal que han servido para forrar los barcos. Primero se las calienta en un horno cerrado con azufre en polvo, que forma un sulfuro de cobre Cu^2S ; después se abre el horno para dejar que penetre una corriente de aire en él, transformando el sulfuro en sulfato.

El sulfato de cobre tiene numerosas aplicaciones: en agricultura lo usan para encalar el trigo, á fin de ponerlo á cubierto del pequeño hongo parásito que se da en los graneros; para sulfatar las vides y proteger sus hojas contra el *oidium Zuckeri* y el *mildiu*. También sirve esta sal para dar coloración azul al papel y preparar diversos tintes, como las cenizas azules, el verde de Scheele ó arsenito de cobre, etc. Lo utiliza igualmente en gran escala la galvanoplastia.

495. Arsenito de cobre AsO^3HCu . — Se le prepara precipitando por medio del arsenito de potasio una disolución de sulfato de cobre. Preparada de este modo dicha sal toma el aspecto de un polvo verde, muy usado en pintura con el nombre de *verde de Scheele*.

496. Caracteres de las sales de cobre. — No se conoce más que un número muy pequeño de sales de base de *sub-óxido de cobre* Cu^2O (*sales cuprosas*). Son incoloras ó un tanto anarrillentas. Sus disoluciones forman con la potasa ó la sosa un precipitado *amarillo anaranjado*, y con el ferrocianuro de potasio un precipitado *blanco*, que en el aire no tarda en volverse pardo oscuro. Estas sales son poco estables; disueltas en el agua y expuestas al aire, toman oxígeno y pasan rápidamente al estado de sales cúpricas.

Las sales de *prótoóxido de cobre* CuO ó *sales cúpricas* (sales de cobre propiamente dichas), son azules ó verdes y tienen sabor metálico muy desagradable. Sus disoluciones dan origen á las reacciones siguientes:

Con la potasa ó la sosa : precipitado *azul* de hidrato cúprico, insoluble en un exceso de reactivo;

Con el amoniaco : precipitado *verdoso*, que se vuelve á disolver en un exceso de álcali y da inmediatamente al licor hermosísimo color azul (*azul celeste*);

Con el ferrocianuro de potasio : precipitado *castaño oscuro* de ferrocianuro de cobre, que toma tonos purpurinos cuando la disolución es muy dilatada;

Con el ácido sulfhídrico y los sulfuros alcalinos : precipitado *negro* de sulfuro de cobre.

Una lámina de hierro introducida en una disolución de una sal de cobre se llena instantáneamente de una película de cobre metálico. Todas estas sales son venenosas. Las principales sales de cobre son el carbonato, el sulfato y el arsenito.

PLOMO

Peso atómico $Pb = 207$.

497. Propiedades físicas. — El plomo es un metal gris azulado, dúctil, maleable, poco tenaz y bastante blando para que se pueda rayarlo con la uña; pasándolo por encima de una hoja de papel, deja rastros de color gris metálico; su densidad es 11,35. Se funde á 335° y al calor rojo produce vapores perfectamente visibles. Se enfría lentamente y cristaliza en octaedros regulares.

498. Propiedades químicas. — El plomo acabado de cortar tiene mucho brillo; pero no tarda en empañarse por contacto con el aire, cubriéndose de una capa gris muy delgada de subóxido de plomo Pb^2O . Á una temperatura elevada, este metal absorbe muy rápidamente el oxígeno del aire y se convierte en protóxido de plomo PbO , de color amarillo.

Expuesto al aire húmedo, el plomo se transforma poco á poco en un hidrocarbonato, que forma en su superficie una capa blanca y cristalina, según es fácil observar en las láminas de este metal que cubren los techos. Como este compuesto es venenoso, hay que evitar en el uso doméstico el agua pluvial que cae sobre las casas protegidas por dicho medio. Por el contrario, el agua de manantial no ataca al plomo sino muy lentamente; así es que no hay peligro en

hacer con el mencionado metal las cañerías destinadas á conducir las : no ocurriría lo mismo con las aguas pluviales.

Los ácidos sulfúrico y clorhídrico no atacan sino muy débilmente al plomo. El nítrico lo disuelve en frío y lo transforma en nitrato de plomo, con desprendimiento de vapores rutilantes.

Usos. — Sirve para fabricar las balas, los perdigones, las cañerías para el agua y el gas ; entra en la composición de la soldadura de latoneros, de la letra de imprenta, y sirve, en forma de placas, para cubrir los techos de las casas, forrar los caños de desagüe y los depósitos de agua, etc.

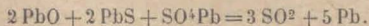
Metalurgia del plomo.

499. Metalurgia del plomo. — El principal mineral de plomo es la *galena* ó sulfuro de plomo PbS , que se encuentra en los terrenos primitivos y en los de transición, mezclado, ordinariamente con cuarzo, feldespato ó calcáreo.

El tratamiento metalúrgico de la galena se efectúa de dos maneras :

1º. Cuando el mineral no es muy rico, y su ganga es muy silicosa, se descompone el sulfuro de plomo que contiene, calentándolo en un hornillo de cuba con fundición de hierro en limaduras. Fórmase sulfuro de hierro, que sobrenada y del cual es fácil librarse, y el plomo, vuelto al estado metálico, queda en fusión en el fondo de la cuba : $PbS + Fe = Pb + FeS$.

2º. Cuando el mineral contiene mucha galena, se le tuesta lentamente en un hornillo de reverbero hasta que la galena se transforme en una mezcla de sulfuro, de sulfato y de óxido de plomo. Entonces se cierran todas las puertas del hornillo para impedir que el aire penetre en él y se calienta mucho. El sulfuro, el sulfato y el óxido de plomo ejercer reacciones mutuas y de esto resulta anhídrido sulfuroso, que se desprende, y plomo, que permanece en estado metálico :



Observación. — El plomo es casi siempre *argentífero*. Retírase esta plata por el método de la *copelación* (Véase pág. 446.)

Óxidos de plomo.

500. Óxidos de plomo. — El plomo forma con el oxígeno cuatro combinaciones, á saber : el sub-óxido de plomo, Pb^2O , el protóxido de plomo PbO , el bióxido de plomo PbO^2 y el óxido salino ó minio 2PbO , PbO^2 ó Pb^3O^4 .

El *sub-óxido de plomo* Pb^2O consiste en unos polvos negros sin aplicaciones industriales.

El *protóxido de plomo* PbO , vulgarmente llamado *masicote*, tiene el aspecto de polvos amarillos. Se le prepara sea calcinando el nitrato ó el carbonato de plomo, sea calentando en el aire plomo metálico. El protóxido entra en fusión al rojo oscuro y cristaliza por el enfriamiento en laminillas de color rojo anaranjado, que entonces reciben el nombre de *litargirio*. Empléase el protóxido en la preparación del minio, del albayalde, así como de la mayor parte de las sales de plomo. El litargirio forma combinado con los ácidos grasos la mayor parte de los emplastos.

Vertiendo potasa ó amoniaco en una disolución de una sal de plomo, se obtiene un precipitado blanco de hidrato de plomo PbO^2H^2 .

El *bióxido de plomo* PbO^2 se prepara tratando en caliente el minio 2PbO , PbO^2 por el ácido nítrico dilatado. Este ácido disuelve el protóxido de plomo, que convierte en nitrato soluble y deja al bióxido en forma de polvos oscuros, que se separan por filtración. Este bióxido es un anhídrido plúmbico capaz de combinarse hidratándose con las bases para formar sales perfectamente definidas.

El *óxido salino ó minio* (2PbO , PbO^2 , ó Pb^3O^4) se presenta en forma de polvo de color rojo vivo y ligeramente anaranjado. Dicho óxido se obtiene calentando en el aire, á una temperatura que no debe pasar de 300° , el protóxido de plomo. Éste absorbe poco á poco el oxígeno y se convierte en minio, cuya composición viene representada por la fórmula 2PbO , $\text{PbO}^2 = \text{Pb}^3\text{O}^4$. Es, pues, posible considerar el minio como un plomato de óxido de plomo. Este es el mejor ejemplo que se puede presentar de un óxido salino.

El minio se emplea por causa de su hermoso color en teñir los papeles de arrimo y el lacre, así como para pintar al óleo. También sirve para fabricar el cristal, el diamante falso, el flintglas, los esmaltes y barnices que se dan á ciertas lozas.

PRINCIPALES SALES DE PLOMO.

Carbonato de plomo (albayalde); cromato de plomo.

501. Carbonato de plomo del comercio (albayalde ó blanco de plomo). — El *albayalde* ó *blanco de plomo*, que se emplea en la pintura al óleo, es un hidrocarbonato de plomo que tiene como fórmula ($2\text{CO}^3\text{Pb} + \text{PbO}^2\text{H}^2$), esto es, una combinación de carbonato y de hidrato de plomo. Este compuesto es blanco, pulverulento, insoluble en el agua pura, aunque ligeramente soluble en este líquido cargado de anhídrido carbónico.

Se prepara el albayalde por dos métodos diferentes en la práctica; pero semejantes en teoría.

El primero, llamado *método de Clichy* hoy en desuso, fué imaginado por Thénard. Hacíase llegar una corriente de anhídrido carbónico á una disolución de acetato tribásico de plomo. El óxido de plomo en exceso de la cantidad de base necesaria al acetato neutro se precipitaba en forma de hidrocarbonato ó de albayalde, que se recogía por decantación, y en el licor quedaba acetato neutro de plomo, que se volvía á transformar en acetato tribásico por la adición de una nueva cantidad de óxido de plomo.

El segundo método es muy antiguo; se le conoce por el nombre de *procedimiento holandés*. Introdúcese en vasijas de asperón (*fig. 134*), que contengan pequeña cantidad de vinagre inferior, una delgada lámina de plomo C arrollada en espiral. Esta hoja descansa algunos centímetros por encima de la capa de vinagre V, sobre un borde interior *ab* y cada vasija de asperón se encuentra cubierta á su vez por un disco de plomo *mn*, que la cierra incompletamente. Colócanse unas al lado de otras gran número de estas vasijas, y así se

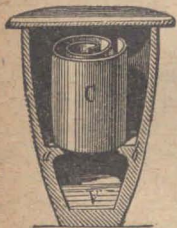


Fig. 134.

forman varias filas, que se superponen, separándolas por gruesas capas de estiércol de caballo. Después se cubre todo con paja, de manera que el aire tenga fácil acceso á la parte interior de la masa.

Bajo la influencia del calor emitido por el estiércol, el vinagre ó ácido acético que está en el fondo de cada vasija se volatiliza, y actúa sobre el plomo, á la vez que el aire atmosférico, para transformarlo primero en acetato tribásico. Pero el anhídrido carbónico producido por la fermentación del estiércol, descompone en presencia del agua al acetato tribásico, le quita su exceso de base y lo convierte, como en el otro método, en albayalde y acetato neutro de plomo. Al cabo de quince días termina la operación: los discos y rodillos de plomo están cubiertos de una densa capa de albayalde, que se raspa y se desmenuza después en polvo fino para entregarlo al comercio.

El albayalde es una de las sustancias usadas más frecuentemente en la pintura al óleo. Desleído con pequeña cantidad de aceite de linaza, forma una pasta que se pone muy dura al secarse en el aire. Sirve además, como el sulfato de plomo, para dar á las tarjetas el aspecto de la porcelana.

Observación. — Los colores en que entra el albayalde tienen el inconveniente de ennegrecerse con el tiempo; esto depende de la presencia en el aire de pequeña cantidad de ácido sulfhídrico, que transforma al albayalde en sulfuro de plomo, cuerpo negro. Hemos visto que el blanco de zinc no tiene este inconveniente, y que, tiene además la ventaja de no exponer á los obreros á los accidentes que pueden determinar los polvos de albayalde difundidos por el aire.

502. Cromato de plomo ó amarillo de cromo CrO_4Pb . — Esta sal existe en la naturaleza cristalizada en prismas romboidales (*plomo rojo de Siberia*). Se la prepara artificialmente vertiendo cromato neutro de potasio disuelto en una solución de acetato de plomo. Así se obtiene un precipitado de hermoso color amarillo, más ó menos oscuro, según las proporciones de las sales empleadas: este es el *amarillo de cromo*, muy usado en pintura.

503. Caracteres de las sales de plomo. — Las sales de plomo son todas de base de hidrato de protóxido. Tienen sabor á la vez azucarado y estíptico, y son venenosas en dosis pequeñas. Producen dolores de vientre llamados *cólicos saturninos* ó *cólicos de plomo*, á que están expuestos en

particular los pintores de edificios, y los obreros empleados en la fabricación del albayalde y del minio.

Las sales de plomo se conocen en los precipitados siguientes, que sus disoluciones dan con los distintos reactivos:

Con la potasa ó la sosa: precipitado *blanco* de hidrato de protóxido de plomo, soluble en un exceso de reactivo;

Con el amoníaco: idéntico precipitado, pero insoluble en un exceso de álcali;

Con el ferrocianuro de potasio: precipitado *blanco* de ferrocianuro de plomo;

Con el ácido sulfhídrico y los sulfuros alcalinos: precipitado *negro* de sulfuro de plomo;

Con el ácido sulfúrico y los sulfatos solubles: precipitado *blanco* de sulfato de plomo, completamente insoluble en el agua y que se pone negro por la acción del ácido sulfhídrico;

Con el yoduro de potasio: precipitado *amarillo* de yoduro de plomo, soluble en un exceso de reactivo;

Con el cromato de potasio: precipitado de cromato de plomo, de hermoso color *amarillo anaranjado*.

El hierro, el zinc y el estaño precipitan al plomo de sus disoluciones en forma de laminillas brillantes y cristalizadas (árbol de Saturno).

BISMUTO.

Peso atómico Bi = 210.

504. Propiedades, estado natural y extracción. — Este metal es blanco amarillento, frágil, de textura laminosa. Se funde á 264° y cristaliza por el enfriamiento en romboedros de muy hermoso aspecto, cuya superficie toma los colores del iris, gracias á una película muy delgada de óxido que descompone la luz. La densidad del bismuto es 9,83; este cuerpo tiene como el agua, la propiedad de aumentar de volumen al solidificarse.

Calentado á la temperatura del rojo, el bismuto arde en el aire y produce un sesquióxido Bi^2O^3 . Los ácidos sulfúrico y clorhídrico no lo atacan sino en caliente y con mucha lentitud; pero el nítrico actúa sobre él de manera enérgica y lo transforma en nitrato de bismuto $(\text{NO}^3)^3\text{Bi}$.

El bismuto se encuentra en estado nativo mezclado con cuarzo, principalmente en Sajonia y Bohemia. Basta para extraerlo con calentar el mineral en un tubo de fundición inclinado; el metal se funde y se separa de su ganga, que permanece en el tubo.

Entra el bismuto en la composición de las aleaciones fusibles y en la que lleva el nombre de *metal inglés* (véase pág. 285).

505. Óxidos, sales de bismuto y sus caracteres. — El bismuto forma con el oxígeno dos óxidos : un *sesquióxido* Bi^2O^3 , y un *peróxido ó anhídrido bismútico* Bi^2O^5 .

Las sales de bismuto dan, con la potasa, la sosa ó el amoníaco, un precipitado *blanco* de hidrato de bismuto ; con el ácido sulfhídrico, un precipitado *negro* de sulfuro de bismuto que, calentado en el aire, produce bismuto metálico.

Las sales neutras solubles de bismuto son transformadas por el agua abundante en sales básicas insolubles.

La única de esas sales que tiene alguna importancia es el nitrato básico, llamado vulgarmente sub-nitrato de bismuto.

506. Nitrato básico ó subnitrato de bismuto $[(\text{NO}^3)^3\text{Bi}, \text{Bi}^2\text{O}^3 + 3\text{H}^2\text{O} \text{ ó } \text{NO}^4\text{Bi} + \text{H}^2\text{O}]$. — Acabamos de ver que el ácido nítrico disuelve rápidamente al bismuto y lo transforma en nitrato neutro $(\text{NO}^3)^3\text{Bi}$. Si se añade al licor gran cantidad de agua (unas 40 veces su peso), el nitrato neutro es descompuesto en seguida, dividiéndose en un nitrato básico ó *subnitrato de bismuto* $(\text{NO}^4\text{Bi} + \text{H}^2\text{O})$, que se precipita, y en un nitrato ácido, que permanece en el licor.

Lavado y seco el subnitrato de bismuto, tiene el aspecto de polvos blancos, inodoros é insípidos. Se le emplea con mucha frecuencia en medicina como antidiarreico.

Resumen.

I. El *cobre* es un metal rojo, brillante, muy dúctil y maleable. Se oxida en el aire húmedo á la temperatura ordinaria, cubriéndose de una capa verdosa de carbonato de cobre hidratado (cardenillo). Á una temperatura elevada, se transforma por contacto con el aire en protóxido de cobre negro. Descompone el agua á la temperatura del rojo blanco. Forma con el oxígeno un subóxido Cu^2O y un protóxido CuO . Se extrae el cobre de su carbonato y de sus sulfuros ó piritas cuprosas.

II. En la naturaleza se encuentra un *carbonato hidratado ó hidrocarbonato de cobre* $(\text{CO}^3\text{Cu} + \text{CuO}^2\text{H}^2)$ llamado *malaquita*. Este cuerpo, de hermosísimo color verde y de aspecto jaspeado, sirve para fabricar diversos objetos de arte (vasos, estatuas, etc.). Se puede obtenerlo artificialmente en forma de polvos verdes, ver-

tiendo carbonato de sodio en una disolución concentrada de sulfato de cobre.

III. El *sulfato de cobre ó caparrosa azul* ($\text{SO}_4\text{Cu} + 5\text{H}_2\text{O}$) es una sal cristalizada en grandes prismas transparentes de hermosísimo color azul, muy solubles en el agua. El calor lo descompone completamente. Obtienele tratando directamente al cobre con ácido sulfúrico ó tostando en aire los sulfuros de cobre naturales (pirritas de cobre).

IV. El *arsenito de cobre* (AsO_3HCu) se obtiene precipitando con el arsenito de potasio una disolución de sulfato de cobre. Se le emplea frecuentemente en la pintura con el nombre de *verde de Scheele*.

V. El *plomo* es gris azulado, dúctil maleable y muy blando. Expuesto en el aire húmedo, se convierte poco á poco en un hidrocarbonato, que forma en su superficie una capa blanca y cristalina. Á una temperatura elevada, el plomo se transforma, por contacto con el aire, en protóxido PbO . Constituye con el oxígeno cuatro combinaciones: Pb^2O (subóxido), PbO (litargirio), PbO^2 (bióxido) y Pb^3O^4 (óxido salino ó minio). Se extrae el plomo de su sulfuro natural llamado *galena*.

VI. El *olbayable* es un *hidrocarbonato de plomo* ($2\text{CO}_3\text{Pb} + \text{PbO}^2\text{H}^2$). Es un cuerpo blanco, pulverulento, insoluble en el agua. Se le prepara descomponiendo por el anhídrido carbónico el acetato tribásico de plomo.

VII. El *bismuto* es un metal blanco amarillento, fusible á 264° y cristalizable por el enfriamiento en romboedros de hermosísimo aspecto. Arde en el aire y forma un óxido Bi^2O^3 . Encuéntrasele en estado nativo mezclado con cuarzo, del cual se le separa por fusión.

CAPÍTULO XXVI

Metales de la sexta sección, — Aluminio. — Alúmina. — Alumbres.
— Silice y silicatos. — Feldespatos, arcillas, lozas, vidrios.

ALUMINIO.

Peso atómico $\text{Al} = 27,5$.

507. Historia. — Aunque este cuerpo fué descubierto en 1827 por Wöhler, no entró en la práctica industrial, donde sus aplicaciones son cada día más numerosas, hasta

1854, época en que H. Sainte-Claire Deville halló manera de prepararlo en grande, descomponiendo por medio del sodio el cloruro doble de aluminio y de sodio.

508. Propiedades físicas. — El aluminio abunda en la naturaleza, principalmente en las arcillas; tiene el color y el brillo de la plata; es dúctil, maleable, tenaz, muy sonoro, buen conductor del calor y de la electricidad. Es además un metal muy ligero, pues tiene una densidad de 2,50, la tercera parte de la del hierro. Se funde á 650°.

509. Propiedades químicas. — El aluminio es casi inoxidable al aire seco ó húmedo; no descompone el agua; los ácidos sulfúrico y nítrico le disuelven lentamente en caliente; pero el *ácido clorhídrico* y las *soluciones alcalinas* le atacan prontamente en frío, sobre todo cuando es impuro como el del comercio.

510. Preparación del aluminio por la electricidad. — Hay dos métodos principales: uno por *electrolisis* y otro por la *electrotermia*.

Electrolisis: Cuba de Minet. — Este procedimiento de Minet de Creil consiste en la electrolisis de una mezcla de 70 partes de cloruro de sodio y 30 partes de *criolita* (fluoruro doble de aluminio y de sodio muy abundante en la Groenlandia y en los Montes uralés). Esta mezcla se introduce en una cuba de hierro fundido (*fig. 134 bis*) cubierta de manpostería para protegerla contra la hornilla destinada á suministrar el calor necesario para la fusión de las sales, sea 800° á 1000°, temperatura que no podría producir la corriente, por ser muy débil el voltaje necesario para la electrolisis. Dos electrodos de carbón conglomerado, A positivo (*anodo*) y B negativo (*catodo*), penetran en el baño, y debajo del catodo hay un pequeño crisol donde cae el metal.

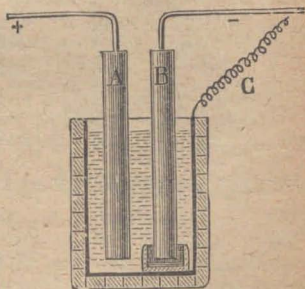


Fig. 134 bis.

Para evitar que el baño altere la cuba, se la pone en derivación sobre el polo negativo por medio de un alambre C, que no deja pasar más que 1 por 100 de la corriente. Su cara interior se cubre entonces de una capa delgada de aluminio que basta para garantizarla contra la acción corrosiva de los fluoruros.

El fluoruro se descompone por la electrolisis, el sodio y el aluminio se dirigen al catodo, y el fluor, que ha quedado libre en el ánodo, se combina con la alúmina que se echa de vez en cuando en el baño al mismo tiempo que fluoruro de aluminio. El sodio se combina de nuevo con el fluor dejando posarse el aluminio en el crisol. En cuanto al cloruro de sodio fundido, no descompuesto, obra solamente para regularizar la operación.

Electrotermia : Horno de M. Heroult. — Este horno (fig. 134 ter) se compone de una caja de hierro fundido reforzada interiormente de láminas de carbón conglomerado. El electrodo positivo A es también de carbón, y las paredes de la caja constituyen el electrodo negativo B, de suerte que acercando el ánodo al catodo se ponen incandescentes produciendo el arco voltaico, según la intensidad de la corriente. Entonces la temperatura es suficiente para fundir y descomponer la criolita. El aluminio fundido se recoge fuera por el agujero de colada.

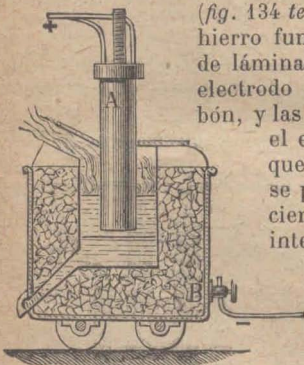


Fig. 134 ter.

511. Aleaciones. — Si se trata de una aleación se echa primero en el fondo del horno de Heroult granalla de cobre ó de hierro que se funde eléctricamente. En seguida se agregan las cantidades que se quiera de criolita y de alúmina que la corriente funde igualmente. Entonces se forma la aleación y sale por el agujero de colada, sea *bronce de aluminio*, sea *ferroaluminio* que da un acero muy resistente. El bronce de aluminio fundido con cinc da el *latón de aluminio*. En fin, á veces se añade 10 por 100 de estaño al aluminio para trabajarle mejor.

512. Alúmina (Al^2O^3). — La *alúmina* ú *óxido de aluminio*, que forma la base de todas las arcillas (silicatos de aluminio más ó menos hidratados), se encuentra también en la naturaleza, cristalizada en romboedros. El *corindón*, el *rubi*, el *zafiro*, la *amatista* y el *topacio* son variedades de alúmina con colores rojos, azules ó amarillos debidos á óxidos extraños. Estas piedras preciosas son, después del diamante, las substancias más duras que se conocen. El *esmeril* que sirve para pulimentar el vidrio y los metales, es alúmina ennegrecida por el óxido de hierro.

Hoy se reproducen artificialmente las piedras preciosas disolviendo alúmina anhidra en bórax fundido y dándole color con óxidos de cromo. Cuando se haya volatilizado el bórax á la temperatura del soplete oxidrico ó del horno eléctrico, se deja la alúmina cristalizar lentamente, y así se obtienen rubíes y zafiros semejantes químicamente á las piedras naturales.

Se prepara la *alúmina anhidra calcinada* calentando hasta el rojo en un crisol alumbre amoniacal. La alúmina obtenida de esta manera se presenta en forma de polvo blanco, ligero, inodoro, insípido, insoluble en el agua, fusible solamente por la acción del soplete oxidrico ó del horno eléctrico.

Vertiendo en una disolución de alumbre ordinario una solución de carbonato de potasio ó de amonio, se obtiene un precipitado gelatinoso de *alúmina hidratada* $\text{Al}^2\text{O}^3, 3\text{H}^2\text{O}$. Esta gelatina blanca y translúcida es un óxido indiferente que hace veces de ácido con las bases y de base con los ácidos.

La *alúmina hidratada* absorbe y retiene enérgicamente las materias colorantes, con las cuales forma compuestos que se emplean en pintura y para la impresión de las telas con el nombre de *lacas*.

PRINCIPALES SALES DE ALUMINIO; ALUMBRES.

513. Alumbres. — Se da el nombre de *alumbres* á unas sales dobles que forma el sulfato neutro de aluminio $(\text{SO}^4)^3\text{Al}^2$ con los sulfatos alcalinos de potasio, de sodio y de amonio; por esto hay tres especies de alumbres:

El alumbre de potasio $(\text{SO}^4)^3\text{Al}^2 + \text{SO}^4\text{K}^2 + 24\text{H}^2\text{O}$,

El alumbre de sodio $(\text{SO}^4)^3\text{Al}^2 + \text{SO}^4\text{Na}^2 + 24\text{H}^2\text{O}$,

El alumbre de amonio $(\text{SO}^4)^3\text{Al}^2 + \text{SO}^4(\text{NH}^4)^2 + 24\text{H}^2\text{O}$.

Estos tres alumbres pueden obtenerse directamente, mezclando unas con otras las disoluciones hirvientes de los dos sulfatos y haciendo evaporar después los licores. Sus formas

cristalinas pertenecen al mismo tipo, el cubo ó el octaedro. No hablaremos aquí más que del alumbre de base de potasio, que es el más importante de ellos por sus numerosas aplicaciones industriales.

514. Alumbre de base de potasio ó alumbre propiamente dicho. — El *alumbre de base de potasio* ó sulfato doble de

aluminio y de potasio se llama en el comercio *alumbre*. Es una sal blanca, de sabor azucarado al principio, amargo y astringente después. Es mucho más soluble en caliente que en frío y cristaliza en octaedros ó en cubos voluminosos (*fig. 135*) que contienen 24 moléculas de agua de cristalización.



Fig. 135.

Sometiéndolo á la acción del calor, el alumbre entra en fusión hacia los 92°. ; enfriado en este estado, se solidifica formando una masa vítrea que se llama *alumbre de roca*. Si se continúa calentándolo en un crisol, pierde poco á poco su agua de cristalización y se vuelve anhidro ; después se hincha y sale por encima del crisol á manera de hongo esponjoso y opaco (*fig. 136*), que es el *alumbre calcinado*. Por fin, si la temperatura llega al rojo, el alumbre se descompone, desprendiéndose una mezcla de oxígeno y de anhídrido sulfuroso y quedando en el crisol alúmina libre y sulfato de potasio.



Fig. 136.

Calcinando alumbre con un exceso de carbón muy pulverizado, se obtiene un *piróforo*, compuesto de alúmina, de sulfuro de potasio y de carbón, que se enciende espontáneamente en contacto del aire húmedo.

515. Preparación. — El alumbre se prepara de tres maneras diferentes, según las localidades y los productos naturales de que se dispone.

1°. *Con la alunita.* — En Italia, cerca de los alrededores de Roma, se encuentra una roca llamada *alunita* ó *pedra alumbre*, que es insoluble y se compone de alumbre y de un exceso de alúmina hidratada. Para aislar el alumbre, se la calcina un tanto en hornos á propósito, y después se trata el residuo con agua hirviendo, que disuelve el alumbre y precipita la alúmina. El licor, filtrado y evaporado, deja depositarse grandes cristales cúbicos, que reciben el nombre de *alumbre de Roma*. Esta sustancia tiene ligero color rosado, que debe á una pequeña cantidad de sesquióxido de hierro.

2°. *Con las arcillas.* — En Francia, Alemania é Inglaterra se prepara el alumbre tratando las arcillas por medio del ácido sulfúrico. Estas arcillas se componen principalmente de sílice y de alúmina. Calentadas durante varios días con la mitad de su peso de ácido sulfúrico debilitado, se transforman en sulfato de aluminio, que puede disolverse en el agua, y en sílice ó ácido silícico insoluble. Agregando á la disolución de sulfato de aluminio una cantidad conveniente de sulfato de potasio, se obtienen enfriando el licor cristales octaédricos de alumbre.

3°. *Con los esquistos piritosos.* — Éstos se encuentran formados principalmente de una mezcla de arcilla (silicato de aluminio) y de bisulfuro de hierro (pirita). Exponiéndolos al aire húmedo, se oxidan y se transforman en una mezcla de sulfato ferroso y de sulfato de aluminio. Tratando estas sales por el agua, el sulfato ferroso, que poco á poco se convierte en subsulfato férrico poco soluble, se precipita quedando una disolución de sulfato de aluminio, á que se agrega sulfato de potasio para obtener alumbre.

Usos. — Los usos del alumbre son muy numerosos. En medicina se le administra como astringente, y aun como cáustico si es anhidro. En la industria se le emplea para fijar los colores en las telas, pegar el papel, clarificar el sebo, endurecer el yeso, etc.

Observación. — Los sulfatos de potasio, sodio y amonio pueden combinarse con otros sulfatos, sin contar el de

sesquióxido de aluminio, por ejemplo con los de sesquióxido de hierro $(\text{SO}^4)^3\text{Fe}^2$ ó de sesquióxido de cromo $(\text{SO}^4)^3\text{Cr}^2$. Existen pues, alumbres de hierro y de cromo, isomorfos con los alumbres ordinarios y que contienen, como ellos, 24 moléculas de agua de cristalización.

516. Caracteres de las sales de aluminio. — Las sales de aluminio tienen un sabor astringente. Sus disoluciones dan con los carbonatos alcalinos un precipitado blanco y gelatinoso de alúmina hidratada. La potasa y la sosa originan un precipitado análogo, que se disuelve en un exceso de álcali, formando un aluminato soluble.

Añadiendo sulfato de potasio á una disolución concentrada y caliente de una sal de aluminio, se obtienen por enfriamiento cristales de alumbre.

SÍLICE Y SILICATOS.

517. Sílice y silicatos. — La sílice ó anhídrido silícico SiO^2 , que hemos estudiado precedentemente (pág. 261), forma con las bases sales llamadas *silicatos*, que poseen gran estabilidad.

Los silicatos son todos indescomponibles por el calor. Algunos, como los de aluminio y de calcio, son infusibles por la acción de los fuegos de fragua. Á elevada temperatura, el carbón descompone todos los silicatos cuyas bases son fácilmente reductibles.

Los silicatos alcalinos, con exceso de base, son los únicos solubles en el agua; su grado de solubilidad depende de la cantidad de base que contienen. Algunos son descompuestos por los ácidos sulfúrico y clorhídrico. Todos ellos son atacados por el ácido fluorhídrico, aun á la temperatura ordinaria (pág. 138).

Para reconocer un silicato, se le pulveriza y se le calienta en un crisol de platino con tres ó cuatro veces su peso de carbonato de potasio. De esta manera se obtiene una masa transparente de silicato básico de potasio, ó *vidrio soluble*, que puede disolverse en el agua (*licor de las piedras*). Tratando la disolución por el ácido sulfúrico, se obtiene un precipitado de ácido silícico gelatinoso, que no es difícil reconocer.

ARCILLAS Y LOZAS.

518. Feldespatos. Arcillas. — Las arcillas son materias terrosas, compuestas esencialmente de sílice y de alúmina en proporciones variables. Abundan mucho en la naturaleza y provienen en su mayor parte de rocas silicosas desmenuzadas, descompuestas y reducidas á limo por las aguas. Estas rocas silicosas ó granitos están formadas efectivamente de *cuarzo* ó ácido silícico puro, de *feldespato* ó silicato doble de aluminio y de potasio, y de *mica*, pajuelas ó laminillas brillantes constituidas por un silicato doble de aluminio y de álcalis, de magnesio y hierro con un poco de fluor.

Las arcillas son generalmente blandas, suaves el tacto, en ocasiones blancas, pero casi siempre teñidas de verde, amarillo ó encarnado por silicatos ú óxidos de hierro. Disfrutan de la propiedad de mezclarse con el agua y de formar una pasta más ó menos pegadiza, según su grado de pureza. Al secarse esta pasta, se contrae y se resquebraja; sometida á la acción del calor, sufre disminución considerable y se vuelve sumamente dura. En esta propiedad se funda el empleo de la arcilla para la fabricación de la loza. Las principales especies de arcillas son la *arcilla plástica* ó barro de alfarero; la *arcilla limonosa* ó tierra de ladrillos; el *kaolín* ó tierra de porcelana, la *tierra de pipa* y la *tierra de batán* (*greda*). Esta última especie se usa para desengrasar y batanar los paños.

519. Lozas. — Se da el nombre de lozas á todos los objetos fabricados con arcilla y sometidos después á la acción del fuego. Las principales especies de lozas son la *porcelana*, la *loza propiamente dicha* y la *alfarería* ú objetos de barro.

Porcelana, loza, alfarería.

520. Porcelana. — La primera materia usada en la fabricación de la porcelana es el *kaolín*, arcilla muy pura formada de silicato de aluminio hidratado ($2\text{SiO}_2, \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$). Agrégasele cierta proporción de *feldespato* (silicato doble de aluminio y de potasio), que tiene por objeto disminuir la reducción de la pasta durante la cocción y hacer que el

kaolín llegue á cierto grado de fusión que lo vuelva vidrioso y translúcido.

Para fabricar la porcelana, se empieza por desleir en el agua una mezcla de 80 partes de kaolín y de 20 de feldespato muy bien pulverizados. Cuando la pasta ha adquirido grado de consistencia conveniente para ser trabajada, se fabrican las piezas, ya en el torno, ya en los moldes, y después se las hace secar por suave calor. Esta primera operación da á la porcelana cierta dureza; pero la materia sigue siendo todavía muy porosa. Entonces es cuando se aplica á la superficie de las piezas un barniz fusible y vitrificable, que se llama *esmalte*. Este barniz se compone de una mezcla natural de cuarzo y de feldespato, que se reduce á polvo, y que se deslíe en el agua para formar una lejía clara donde se introducen los objetos. Después se procede á la cocción.

Los hornos para cocer la porcelana se componen generalmente de tres divisiones (*fig. 137*). El superior A, donde la temperatura es mucho menos elevada, sirve para la primera operación; los dos inferiores B y C proporcionan la cocción definitiva.

Cada uno de estos dos últimos compartimentos se calienta por la acción de cuatro hornillos exteriores F, cuya llama, alimentada con madera blanca, penetra en el horno donde están los objetos. Estos se encuentran envueltos en una especie de estuches de tierra refractaria, llamados *casetas*, que los preservan del contacto del humo y de las cenizas que arrastra consigo la corriente de aire caliente. Así está dispuesto el horno de porcelana de la manufactura de Sevres. Cuando termina la cocción, cosa que exige varias horas, se deja de alimentar el fuego y se espera á que el horno vaya enfriándose lentamente antes de retirar las vasijas.

La porcelana se adorna cubriendo su superficie de colores ó sustancias metálicas, mezcladas con materias vítreas más ó menos fusibles. La mezcla, reducida á polvo impalpable, es machacada con esencias de trementina ó de espliego, para constituir una pasta que se aplica con el pincel, después de lo cual se somete la loza á una temperatura bastante elevada para vitrificar la sustancia colorante.

Estos colores son generalmente óxidos metálicos. Los azules se obtienen con el óxido de cobalto; los verdes con el de cromo ó el de cobre; los amarillos con el de uranio ó el cromato de plomo; los encarnados con el sesquióxido de

hierro; los violados y rosados con la púrpura de Casio (pág. 395).

El oro que sirve para dorar la porcelana se prepara preci-

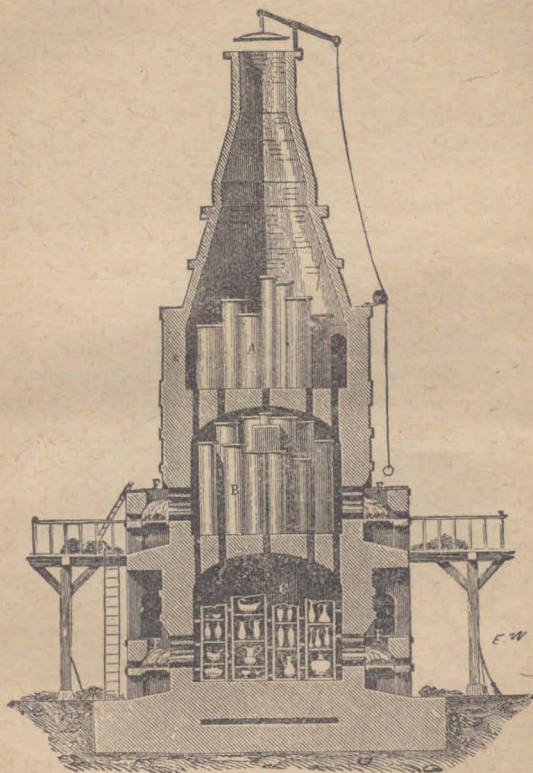


Fig. 137.

pitando una disolución de percloruro de oro con sulfato ferroso. Á este precipitado se agrega un fundente compuesto de bórax y de óxido de bismuto, y se forma una pasta desliendo todo con esencia de trementina. Esta pasta se aplica con el pincel sobre la loza barnizada. Después se

somete el objeto á la acción del fuego y se comunica al dorado su brillo metálico con el bruñidor.

521. Loza. — La loza se compone de arcilla plástica á que se añade proporción más ó menos considerable de cuarzo reducido á polvo impalpable. Los objetos fabricados con la pasta de loza se someten á una primera cocción, que los endurece mucho. Después se les cubre con un barniz fusible formado de cuarzo, carbonato de potasio y óxido de plomo. Una segunda cocción funde el barniz, que constituye en la superficie de los objetos una capa vítrea é impermeable de silicato de potasio y de plomo. Este barniz es transparente, y sólo conviene á las lozas finas de pasta blanca. Para hacer las lozas comunes de pasta de color se vuelve opaco el barniz, añadiéndole óxido de estaño, que lo transforma en un verdadero esmalte.

522. Alfarería común. — Las alfarerías comunes llamadas también *tierras cocidas* sirven para formar los ladrillos, tejas, hornos portátiles, macetas para flores, moldes para azúcar y algunos vasos destinados á la cocción de los alimentos. En su fabricación se emplean arcillas impuras mezcladas con proporciones más ó menos considerables de arena cuarzosa. La materia, reducida á pasta y trabajada en moldes ó en el horno de alfarero, es colocada en hornos donde sufre una simple cocción á temperatura poco elevada. Los vasos que deben servir en la preparación de los alimentos son los únicos que reciben un barniz en su superficie. Este barniz es en general un silicato de plomo muy fusible y teñido con diversos óxidos metálicos.

Observación. — La loza y la alfarería común se diferencian de la porcelana en que su pasta sigue siendo porosa, opaca y permeable después de la cocción, mientras que la de porcelana se vuelve vítrea, semitransparente é impermeable al agua.

VIDRIOS.

523. Vidrios. — Se llaman *vidrios* unas materias duras y transparentes, compuestas generalmente de silicatos dobles de potasio ó de sodio y de otra base térrea ó metálica. Hay varias especies de ellos, siendo los principales: el *vidrio*

ordinario, el de botellas, el cristal, el flint-glass, el crown-glass, el strass y el esmalte

Vidrio ordinario. El vidrio ordinario, que se emplea en la fabricación de vasos, vidrieras y espejos vaciados es ya un silicato doble de potasio y de calcio, ya un silicato doble de sodio y de calcio.

En Alemania, donde la potasa es más común que la sosa, se fabrican vidrios de transparencia perfecta haciendo fundir en crisoles de tierra refractaria una mezcla de 12 partes de cuarzo hialino, 6 de carbonato de potasio y 2 de cal viva. De

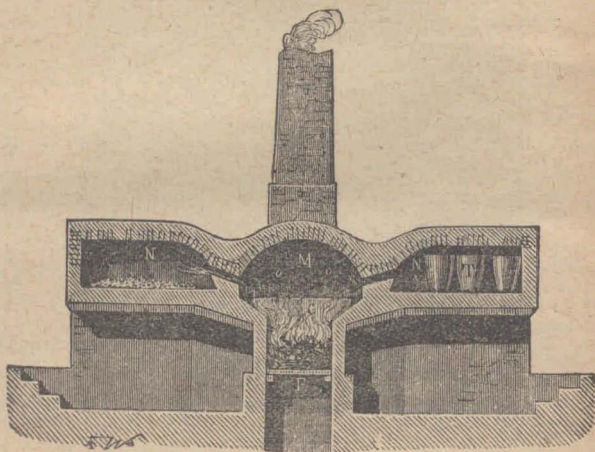


Fig. 138

ahí resulta un silicato doble de potasio y de calcio perfectamente incoloro, conocido con el nombre de *cristal de Bohemia*. Este vidrio es muy estimado, y sirve principalmente para fabricar vasos de mesa, botellas para agua y vino, saleros, etc.

En Francia, donde al contrario es más barata la sosa que la potasa, se emplea preferentemente el carbonato de sodio en la fabricación del vidrio; pero la sustancia obtenida de esta manera es menos blanca que el vidrio de base de potasa; siempre presenta tonos verdosos, muy aparentes cuando el objeto es muy grueso,

He aquí el método que se sigue en las cristalerías francesas : hácese una mezcla de 10 partes de arena blanca, 4 de creta blanca y 3 de carbonato de sodio. Á esta mezcla se añade cierta cantidad de viejos pedazos de vidrio, sometiéndolo todo á una calcinación preliminar, que tiene por objeto determinar un principio de combinación entre los elementos de la mezcla. Después se coloca la materia en crisoles de tierra refractaria donde se la hace fundir exponiéndola á temperatura muy elevada.

La *fig. 138* representa el corte vertical de un horno de

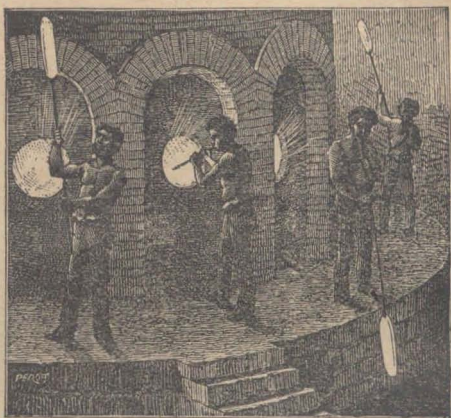


Fig. 139.

vidriero. M es el horno central donde está el fogón F, sobre el cual se disponen circularmente los crisoles de fusión C. A cada lado del horno central se encuentran dos hornos laterales, N, N, llamados *arcas*, donde penetra la llama del combustible después de atravesar el espacio ocupado por los crisoles de fusión. En esos hornos laterales, donde la temperatura es necesariamente menos elevada, hay otros crisoles de tierra T, donde se opera la calcinación preliminar de la mezcla. Encima de cada crisol de fusión hay una abertura circular o o, por donde el obrero puede retirar desde fuera la materia fundida y dispuesta á ser trabajada.

La manipulación del vidrio se ejecuta por dos métodos á

mentando simultáneos, el *soplado* y el *moldeado*. El soplado (*fig. 139*) se efectúa con un largo vástago de hierro, atravesado en toda la extensión de su eje por un agujero de 3 milímetros de diámetro. El obrero introduce la extremidad de ese vástago en el vidrio fundido, retira cierta cantidad de él, y sopla con la boca por la otra punta, para dar al vidrio, sea directamente, sea valiéndose de un molde de tierra ó bronce, donde lo obliga á penetrar, la forma del objeto que se trata de obtener.

El vidrio para vidrieras se fabrica formando primero por el soplado un cilindro ó mango, que se secciona perpendicularmente á su eje y que después se extiende, una vez de reblandecido suficientemente por el calor, sobre una placa de fundición colocada en un horno.

Los espejos se hacen vaciando el vidrio fundido y extendiéndolo con un rodillo de bronce encima de mesas de fundición, perfectamente llanas y calentadas en grado conveniente. Cuando está fabricado el objeto, hay que *recocerlo* calentándolo hasta la temperatura del rojo oscuro y dejándolo enfriarse después lentamente. Esta operación tiene por objeto hacer menos frágil el vidrio.

Vidrio para botellas. Este debe su coloración verdosa á una fuerte proporción de silicato de hierro. Se le prepara haciendo fundir, en hornos semejantes al que acabamos de describir, una mezcla de arena ferruginosa, de sosa bruta, cenizas de madera y fragmentos de vidrio de todas clases. Las botellas se fabrican valiéndose simultáneamente del soplado y del moldeado.

Crown-glass. Tiene composición análoga á la del cristal ó vidrio de Bohemia : es un silicato básico de potasio, de sodio y de calcio. Se le emplea unido al flint-glass en la fabricación de los instrumentos de óptica.

Cristal. El cristal propiamente dicho es un silicato doble de potasio y de plomo que se obtiene fundiendo juntas 30 partes de arena pura, 20 de minio y 10 de carbonato de potasio. Este compuesto, de transparencia y limpidez perfecta, es más duro, más denso, y mucho más refringente que el vidrio ordinario. Se le emplea en la fabricación de artículos de lujo.

Flint-glass. El flint-glass, que se usa con el crown-glass, en la fabricación de los instrumentos de óptica, es una especie de cristal más rico en óxido de plomo que el ordinario; se le prepara fundiendo juntas 10 partes de arena blanca, 10 de minio y 3 de carbonato de potasio muy puro.

Strass, esmalte.— El strass es un cristal muy denso y refringente, con que se procura imitar el diamante y las piedras preciosas. El *esmalte* es un cristal que se hace opaco por medio del bióxido de estaño (anhidrido estánico); es, por consiguiente, una mezcla de silicato y de estanato de potasio y de plomo.

524. Vidrios de color. — La fabricación de los vidrios de color se funda en la propiedad que tiene el vidrio de disolver la mayor parte de los óxidos metálicos conservando su transparencia. Basta con añadir á la mezcla que debe producir el vidrio una cantidad determinada de óxido metálico colorante, para obtener vidrios teñidos por fusión. Los diversos colores son producidos, por el óxido de cobalto (azul), el peróxido de manganeso (violado), el óxido de cromo (verde), el protóxido de cobre (rojo), el percloruro de oro (rosado) el óxido de uranio (amarillo) el óxido de cobalto y el peróxido de hierro mezclados (negro).

525. Propiedades químicas del vidrio. — El vidrio está caracterizado por su transparencia, su insolubilidad y su fusibilidad.

Cuando se calienta vidrio hasta la fusión enfriándolo después bruscamente, sufre una especie de temple y se vuelve muy frágil. Las *lágrimas batávicas*, que se obtienen dejando caer en agua fría gotas de vidrio fundido, son un ejemplo de lo que decimos. Estas pequeñas masas vítreas tienen la forma de un ovoide acabado en punta muy afilada; así que se rompe esta punta, toda la masa se reduce á polvo con ligera detonación. Este efecto procede de que las moléculas interiores son mantenidas en estado forzoso de equilibrio por las de la superficie, equilibrio que deja de existir apenas se suprime en un punto cualquiera la resistencia externa ¹.

¹ Si en vez de calentar el vidrio hasta la fusión se le eleva sencillamente á una temperatura cercana á la del rojo oscuro, y se le sumerge entonces en un baño de materias grasas liquidadas por el calor (cera, estearina, alquitrán, etc.), la sustancia de que hablamos adquiere cierto grado de maleabilidad, que aumenta su resistencia.

Por más que el vidrio sea insoluble en el agua, este líquido tiende á descomponerlo á la larga sustrayéndole parte de sus bases alcalinas. Los ácidos, y particularmente el sulfúrico, pueden descomponer el vidrio también á la larga, pues tienden á apoderarse de sus bases y á eliminar el ácido silícico. El ácido fluorhídrico ataca inmediatamente al vidrio y produce con la sílice fluoruro de silicio (pág. 138).

Los carbonatos alcalinos y los álcalis cáusticos descomponen el vidrio y lo transforman, bajo la influencia del calor, en silicatos alcalinos básicos, solubles en el agua y fácilmente atacables por los ácidos.

Resumen.

I. El *aluminio* tiene casi el mismo color y brillo que la plata. Resiste á la acción oxidante del aire, aunque sea alta la temperatura. Se le obtiene descomponiendo por medio del sodio el cloruro doble de aluminio y de sodio.

II. La *alúmina* ú *óxido de aluminio* Al_2O_3 es un óxido indiferente, que se encuentra en la naturaleza cristalizado en romboedros (corindón, rubíes, zafiros, topacio oriental, esmeril, etc.) Obiténesele en los laboratorios bajo la forma de polvos blancos (*alúmina anhidra calcinada*), calcinando el alumbre amoniacal. La *alúmina hidratada* $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, se obtiene bajo la forma de jalea translúcida, precipitándola por el amoniaco de una disolución de una sal de aluminio.

III. Se da el nombre de *alumbres* á unas sales dobles que forma el sulfato neutro de aluminio con los sulfatos de potasio, de sodio ó de amoniaco. El alumbre de base de potasa ó alumbre propiamente dicho $[(\text{SO}_4)^3\text{Al}^2 + \text{SO}_4\text{K}^2 + 24\text{H}_2\text{O}]$ es el más importante de todos. Se le extrae de algunas sustancias minerales que le contienen ya formado, ó se le prepara combinando directamente el sulfato de aluminio con el de potasio.

IV. La *sílice* ó *anhidrido silícico* SiO_2 es una sustancia muy común en la naturaleza. El cristal de roca la presenta en estado de pureza perfecta, cristalizada en prismas de seis caras terminados en pirámides de seis facetas. Es posible obtener artificialmente la sílice en estado gelatinoso, descomponiendo un silicato de potasio soluble con el ácido clorhídrico ó sulfúrico.

V. Los *silicatos* son sales que resultan de la combinación de la sílice con las bases.

VI. Las *arcillas* son materias terrosas muy abundantes en la naturaleza, compuestas esencialmente de sílice y de alúmina en

proporciones variables. Las arcillas tienen como carácter principal el de formar con el agua una pasta que se vuelve muy dura por la cocción.

VII. Se da el nombre de *lozas* á todos los objetos que se fabrican con arcilla y son sometidos luego á la acción del fuego. Sus principales especies son: la porcelana, la loza propiamente dicha y la alfarería común ó barro cocido.

VIII. El *vidrio* es una materia dura, transparente, formada en general por silicatos dobles de potasio ó de sodio y de otra base terrosa ó metálica. Las principales especies de vidrios son: el incoloro ordinario, el de botellas y el cristal. Este último es un silicato doble de potasio y de plomo.

CAPÍTULO XXVII

Metales de la séptima y octava secciones (metales preciosos). — Mercurio. — Plata. — Oro. — Platino. — Sus óxidos. — Caracteres de sus sales. — Protocloruro y bicloruro de mercurio. — Nitrato de plata. — Cloruros de oro y de platino. — Ensayos de plata y de oro.

Mercurio ó Azogue.

Peso atómico Hg = 200.

526. Propiedades físicas. — El mercurio es el único metal líquido á la temperatura ordinaria; es blanco, brillante, inodoro é insípido. Hierve y se volatiliza completamente á + 350°. Sometiéndolo á un enfriamiento de - 40°, se solidifica y toma entonces el aspecto de la plata. En este estado es dúctil, maleable y se pueden hacer con él medallas. La densidad del mercurio líquido es 13,596 á la temperatura de 0°.

Á la temperatura ordinaria el mercurio emite vapores apenas sensibles, pero cuya presencia se demuestra suspendiendo una hoja de oro en un frasco que contenga en el fondo pequeña cantidad de mercurio. Al cabo de algunos días se observa que la hoja de oro ha blanqueado, por efecto de la formación de una amalgama.

527. Propiedades químicas. — Expuesto el mercurio en el aire absorbe á la larga pequeña cantidad de oxígeno, aunque

sea á la temperatura ordinaria; su superficie se cubre entonces de una película agrisada, compuesta de subóxido (óxido mercurioso) Hg^2O disuelto en un exceso de metal. Entre 300 y 400° la oxidación del mercurio en el aire se efectúa con rapidez mucho mayor. Entonces el metal se convierte en protóxido rojo (óxido mercúrico) HgO , que se deposita en forma de pequeños cristales prismáticos. Pero por encima de 400° este óxido se destruye y regenera al mercurio.

El cloro y el azufre se combinan directamente con el mercurio. Con el cloro se obtiene un protocloruro (cloruro mercurioso) Hg^2Cl^2 ó un bicloruro (cloruro mercúrico) HgCl^2 , según están en exceso el metal ó el cloro; con el azufre se forma un sulfuro rojo HgS (cinabrio artificial).

El ácido sulfúrico concentrado é hirviendo transforma al mercurio en sulfato, con desprendimiento de anhídrido sulfuroso. El ácido nítrico lo convierte en frío en nitrato, con desprendimiento de bióxido de nitrógeno. El ácido clorhídrico concentrado no lo ataca sensiblemente, ni siquiera en caliente.

Se emplea el mercurio en los laboratorios de química para recoger los gases solubles en el agua; entra en la construcción de multitud de instrumentos de física; sirve para la extracción del oro y de la plata y forma parte de varias aleaciones llamadas *amalgamas*, entre las cuales figura como más importante el estaño ó *baño de los espejos* (pág. 285).

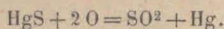
Metalurgia del mercurio.

528. Metalurgia del mercurio. — El mercurio se encuentra á veces en estado nativo, formando pequeños glóbulos diseminados en capas de betún; pero su existencia más general es en estado de sulfuro ó *cinabrio* HgS , sea en filones pertenecientes á los más antiguos terrenos de transición, sea en medio de capas de ásperón, de esquisto ó de calcáreo compacto del terreno jurásico. Las principales minas de mercurio son las de Almadén en España, de Idria en Iliria, del ducado de Dos Puentes en Baviera, y de san José en California.

El tratamiento metalúrgico del mercurio es muy sencillo; comprende dos métodos diferentes:

1.º En Almadén y en Idria se tuesta el sulfuro de mercurio

en una corriente de aire. El azufre pasa al estado de anhídrido sulfuroso, y el mercurio, vuelto al estado metálico, se condensa en unos recipientes:



La *fig. 140* representa una sección vertical del aparato usado en Almadén para este modo de extracción. F es el ogón de un hornillo prismático, dividido en dos partes A y B mediante una bóveda de ladrillo llena de agujeros; C es la chimenea por donde sale parte del humo. El mineral, es

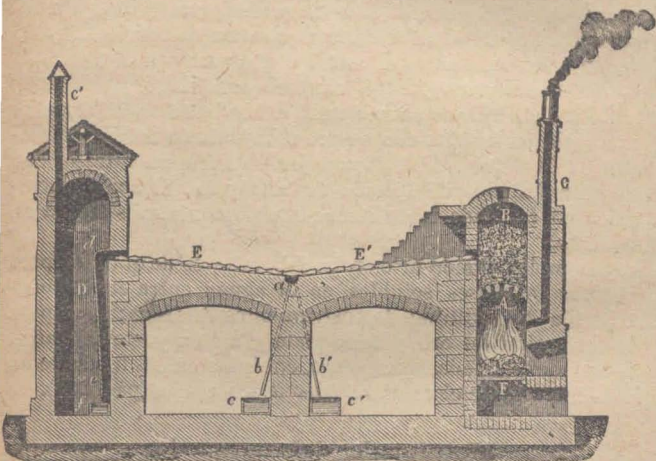
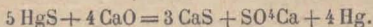


Fig. 140.

decir, el sulfuro de mercurio es aglomerado encima de la bóveda en el espacio B. Bajo la acción del calor y del aire que penetran á través de las aberturas de la bóveda, el sulfuro de mercurio es descompuesto, según acabamos de decir, en anhídrido sulfuroso y en mercurio metálico. Esta mezcla penetra en una serie de prolongaciones de tierra E, E', llamadas *aludeles*, encajadas unas en otras, y colocadas encima de un terraplén que forma dos planos inclinados en sentidos contrarios. Gran parte del mercurio se condensa en los aludeles y llega á un conducto *a*, desde donde corre por los tubos *b*, *b'*, á los depósitos de recepción *c*, *c'*. El gaz sulfu-

roso y el vapor mercurial que no se han condensado en los aludeles se dirigen á una cámara D, donde una mampara *d e* los obliga á bajar hasta *f*, al nivel de otro depósito lleno de agua, donde el mercurio se condensa. Cuanto al gas sulfuroso, sale por la chimenea C', después de haber permanecido durante cierto tiempo en la cámara D, donde se enfría y se despoja de los últimos restos de mercurio que podía arrastrar consigo.

2.º En Baviera, donde el sulfuro de mercurio está contenido en una ganga calcárea, se contentan con calentar el mineral y su ganga en retortas de tierra provistas de prolongaciones también de tierra y colocadas unas al lado de otras en un hornillo. El sulfuro de mercurio es descompuesto por la cal; fórmase sulfuro y sulfato de calcio y el mercurio, que queda libre, se condensa en las prolongaciones :



Óxidos de mercurio.

529. Óxidos de mercurio. — El mercurio forma con el oxígeno dos combinaciones, á saber: el subóxido (óxido mercurioso) Hg^2O y el protóxido (óxido mercúrico) HgO .

El *óxido mercurioso* Hg^2O se obtiene en forma de polvos negros precipitando por la potasa ó por la sosa el nitrato mercurioso $(\text{NO}^3)^2 \text{ Hg}^2 + 2\text{H}^2\text{O}$. Este óxido es poco estable: descompónese bajo la influencia de la luz solar ó de una temperatura de 100° en protóxido rojo y en mercurio metálico.

El *óxido mercúrico* HgO se prepara, sea haciendo hervir mercurio en un matraz donde penetre el aire, sea calcinando á un calor moderado el nitrato mercúrico $(\text{NO}^3)^2\text{Hg} + 8\text{H}^2\text{O}$. Obtenido de esta manera, dicho óxido se presenta bajo la forma de polvos ó de pajuelas cristalinas de color rojo vivo, que en farmacia llaman *precipitado rojo*. Por encima de 400° , el calor lo descompone completamente en oxígeno y en mercurio metálico. También se puede obtener este óxido precipitando por la potasa ó por la sosa una disolución de nitrato mercúrico ó de bicloruro HgCl^2 . Preparado por este último método, siempre es amarillo y amorfo (*precipitado amarillo*).

PRINCIPALES SALES DE MERCURIO.

Nitratos de mercurio. Sulfuro de mercurio.

Protocloruro y bicloruro de mercurio. Yoduros de mercurio.

530. Nitratos de mercurio : nitrato mercurioso $(\text{NO}^3)^2\text{Hg}^2 + 2\text{H}^2\text{O}$. — Obtiénese esta sal disolviendo mercurio en un exceso de ácido nítrico en frío. Cuando termina la operación, se encuentran en el licor cristales inodoros cuya composición es $(\text{NO}^3)^2\text{Hg}^2 + 2\text{H}^2\text{O}$. Disueltos estos cristales en un poco de agua acidulada con ácido nítrico, forman el *nitrato ácido de mercurio*, cáustico muy usado en medicina.

El *nitrato mercúrico* $(\text{NO}^3)^2\text{Hg} + 8\text{H}^2\text{O}$ se obtiene disolviendo el mercurio en el ácido nítrico hirviendo.

Un exceso de agua fría descompone el nitrato mercúrico en ácido nítrico, que se disuelve, y en un nitrato básico $(\text{NO}^3)^2\text{Hg}, 2\text{HgO} + \text{H}^2\text{O}$, que se precipita en forma de polvo amarillo claro y que constituye el *turbito nitroso*, muy usado antaño en medicina.

531. Sulfuro de mercurio HgS . — El sulfuro de mercurio se encuentra en la naturaleza formando masas compactas de color rojo pardusco; ese es el *cinabrio*, de donde se extrae el mercurio. Preparado en los laboratorios, combinando directamente el mercurio con el azufre, se le obtiene en forma de polvos rojos, muy usados en pintura con el nombre de *vermellón*.

Sometido en vasos cerrados á la acción del calor, el sulfuro de mercurio se volatiliza sin entrar en fusión y sin descomponerse. Calentándolo en el aire, produce anhídrido sulfuroso y mercurio metálico.

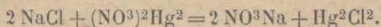
532. Protocloruro de mercurio Hg^2Cl^2 . — El protocloruro de mercurio, llamado en farmacia *calomelano* y *mercurio dulce*, es blanco, inodoro é insípido, insoluble en el agua. Es volátil y cristaliza por sublimación en prismas de cuatro facetas.

Puesto el protocloruro de mercurio en presencia de los cloruros alcalinos, puede transformarse en bicloruro de mercurio. Así es que no se puede administrar nunca el

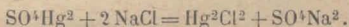
calomelano asociado con cloruros alcalinos, ni darlo poco tiempo después de la ingestión de bebidas ó alimentos salados.

Se prepara el calomelano por dos métodos:

1.º Echando cloruro de sodio en una disolución de nitrato de subóxido de mercurio (nitrato mercurioso) $(\text{NO}^3)^2\text{Hg}^2$; hay descomposición doble, y el calomelano se precipita en forma de polvos blancos (*precipitado blanco*):



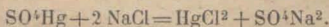
2º. Calentando una mezcla de sulfato de subóxido de mercurio (sulfato mercurioso) y de cloruro de sodio. También se produce doble descomposición, y el calomelano es recibido en estado de vapor dentro de un recipiente donde se condensa convirtiéndose en polvo impalpable muy á propósito para las aplicaciones farmacéuticas (*calomelano al vapor*):



El calomelano se usa mucho en medicina como vermífugo y purgante.

533. Bicloruro de mercurio HgCl^2 . — El bicloruro de mercurio ó *sublimado corrosivo* es blanco, sin olor, de sabor acre y estíptico; 100 partes de agua disuelven 6 á 10º y unas 50 á 100º. Es más soluble en el alcohol y en el éter que en el agua. Es volátil y cristaliza por sublimación en octaedros rectangulares.

Se prepara el bicloruro de mercurio calentando en el baño de arena, en una retorta ó un frasco grande, una mezcla de sal marina y de sulfato de protóxido de mercurio (sulfato mercúrico) SO^4Hg , al cual se añade un poco de bióxido de manganeso para facilitar la reacción. Hay doble descomposición, y el bicloruro formado de este modo se sublima sobre las paredes superiores del vaso de destilación:

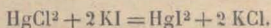


El sublimado corrosivo es muy venenoso. Orfila propuso como antídoto de este veneno la albúmina de la clara de huevo, que forma con él un compuesto insoluble y sin acción sobre la economía. Se le usa con bastante frecuencia en medicina; es el antiséptico más poderoso conocido en la actualidad.

534. Yoduros de mercurio. — Existen dos yoduros de mercurio correspondientes á los óxidos y cloruros del mismo metal : el *protoyoduro* Hg_2I_2 y el *biyoduro* HgI_2 .

El *protoyoduro de mercurio* tiene la forma de polvos verdes, volátiles, insolubles en el agua. Se le obtiene triturando en un mortero 60 gr. de yodo y 100 gr. de mercurio con un poco de alcohol.

El *biyoduro de mercurio* es un cuerpo de hermosísimo color rojo, ligeramente soluble en el agua. Expuesto á la acción del calor, se funde tomando tonos amarillos y después se sublima. Obtienele precipitando por el yoduro de potasio una disolución de bicloruro de mercurio



535. Caracteres de las sales de mercurio. — El subóxido y el protóxido de mercurio se combinan ambos con los ácidos para formar dos series distintas de sales mercuriales :

1.º Sales de subóxido de mercurio (sales mercuriosas) Hg_2O . — Estas sales son generalmente incoloras en estado neutro ; pero cuando básicas, revisten tonos amarillos. Se las distinguen por los caracteres siguientes .

Con la potasa, la sosa y el amoníaco : precipitado *negro* de subóxido de mercurio, insoluble en un exceso de reactivo ;

Con el ácido sulfhídrico y los sulfuros alcalinos : precipitado *negro* de subsulfuro de mercurio Hg_2S ;

Con el ácido clorhídrico y los cloruros solubles : precipitado *blanco* de protocloruro de mercurio ;

Con el yoduro de potasio : precipitado *verdoso* de protoyoduro de mercurio, soluble en un exceso de reactivo.

2.º Sales de protóxido de mercurio (sales mercúricas) HgO . — Estas sales son incoloras en estado neutro, lo mismo que las precedentes, amarillas si son básicas ; sus disoluciones presentan los caracteres siguientes :

Con la potasa ó la sosa : precipitado *amarillo* de protóxido de mercurio anhidro, insoluble en un exceso de reactivo ;

Con el ferrocianuro de potasio : precipitado *blanco* de ferrocianuro de mercurio ; este precipitado toma color azul al cabo de algún tiempo de estar en el aire ;

Con el ácido sulfhídrico y exceso de sulfuros alcalinos : pre-

pitado blanco primero, y después sucesivamente *amarillo pardusco* y *negro* de subsulfuro de mercurio Hg_2S ;

Con el ácido clorhídrico y los cloruros solubles: no hay precipitado;

Con el yoduro de potasio: precipitado primero *anaranjado*, después *rojo vivo* de biyoduro de mercurio soluble en un exceso de yoduro alcalino.

El hierro, el zinc y el cobre precipitan al mercurio de sus disoluciones en estado de amalgama.

PLATA.

Peso atómico $\text{Ag} = 108$.

536. Propiedades físicas y químicas. — La plata es el más blanco de todos los metales y el que tiene mayor brillo después del pulimento. Es muy dúctil, maleable y tenaz. Se funde hacia los 1000° , y se volatiliza á temperatura más elevada ó entre los dos polos de una fuerte pila. Su densidad es 10,5. Cristaliza por fusión en octaedros regulares.

El oxígeno y el aire atmosférico carecen de acción sobre la plata á la temperatura ordinaria. Pero cuando se mantiene en fusión este metal durante algún tiempo en contacto del aire, disuelve unas 22 veces su volumen de oxígeno, que abandona en el momento de solidificarse. El gas al desprenderse proyecta con frecuencia una porción del metal fuera del crisol; entonces se dice que la plata *salta*. Esta singular propiedad no ha sido explicada todavía satisfactoriamente.

El ácido sulfúrico concentrado é hirviendo ataca á la plata y la convierte en sulfato, con desprendimiento de anhídrido sulfuroso. A la temperatura ordinaria, el ácido nítrico la disuelve fácilmente, desprendiéndose bióxido de nitrógeno y formándose nitrato de plata. El ácido clorhídrico no la ataca sino superficialmente, pues el cloruro insoluble que se produce protege el resto del metal; el ácido sulfhídrico da origen á una costra negra de sulfuro de plata.

El azufre, el fósforo, el cloro, el bromo y el yodo pueden combinarse directamente con la plata.

Metalurgia de la plata.

537. Metalurgia de la plata. — La plata abunda mucho en la naturaleza. Encuéntrasela en estado nativo y la mayor

parte de las veces en el de sulfuro, de cloruro y de arseniuro, mezclados con minerales de plomo y de cobre, en los terrenos primitivos y de transición. Las minas de México, del Perú, de Sajonia, de Noruega, de Hungría y de Transilvania son las más ricas. Los métodos que se emplean para la extracción de la plata varían con la naturaleza del mineral y según las localidades.

1.º *Método por el plomo y la copelación.* — Cuando el mineral contiene mucha plata nativa, se empieza por lavarlo para que se separe de su ganga y después se le funde con su peso de plomo. De esta manera se obtiene una aleación de plomo y de plata, de la cual se extrae este metal por la *copelación* (pág. 446). Con tal fin se emplea un hornillo de reverbero en cuyo centro hay una copela grande hecha con cenizas mojadas. Cuando la aleación entra en fusión se dirige sobre ella una corriente de aire; el óxido de plomo que se forma se infiltra en los poros de la copela, mientras que la plata, que no se oxida, permanece en la superficie. Retírasela y se la somete á una segunda copelación, empleando esta vez copelas hechas con huesos calcinados y pulverizados. El metal obtenido de esta manera es enteramente puro. Este procedimiento es el que se usa en las minas de Kongsberg, Noruega.

2.º *Procedimiento de amalgamación de Freiberg.* — En Freiberg, de Sajonia, en México, el Perú y otras localidades donde la plata se encuentra en estado de sulfuro, aislado ó asociado con sulfuros de hierro, de cobre, de antimonio, etc., se sigue método distinto, llamado de *amalgamación*. Mézclase el mineral con una décima parte de su peso de sal marina y se le tuesta en un hornillo de reverbero. Despréndese anhídrido sulfuroso; el hierro, el cobre, el antimo-

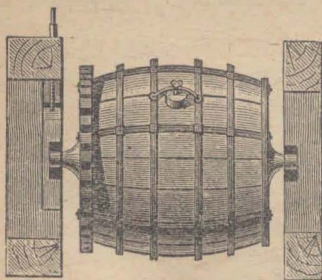


Fig. 141.

nio, etc., que se encuentran en el mineral en estado de sulfuros, se transforman en sulfatos ó en óxidos, mientras que la plata se cambia en cloruro. Después de esta ope-

ración se reduce la masa á polvo fino, se la lava para quitarle las sales solubles que contiene, y después se la introduce, con 50 partes de mercurio, 26 de hierro y 30 de agua en toneles (*fig. 141*) de eje horizontal y que se hacen girar en torno de este con gran rapidez por espacio de 15 á 16 horas. Mediante esta acción, el hierro se apodera del cloruro de plata, pasa al estado de protocloruro de hierro y se disuelve, mientras que la plata libre se une con el mercurio, formando una amalgama líquida. Esta amalgama se retira prensándola en sacos de lona para que salga el exceso de mercurio contenido en ella; después se la somete á la acción del calor, á fin de expulsar todo el mercurio y obtener plata metálica.

3.º *Método americano de amalgamación.* — En una era espaciosa, bien pavimentada con ladrillos de loza, se hace que las mulas pisoteen por espacio de varias horas el mineral ya finamente pulverizado y mezclado con 2 por 100 de sal marina; se agrega á la mezcla 1 por 100 de piritá cuprosa tostada, que llaman *magistral*, que contiene sulfato de cobre, y se vuelve á hacer pisotear. Entonces se produce sulfato de sodio y cloruro de cobre. Este, por su acción sobre el mineral, compuesto en su mayor parte de sulfato de plata produce cloruro de plata y sulfuro de cobre. Entonces se añade á la masa mercurio, que reduce el cloruro de plata á cloruro de mercurio, con formación de amalgama de plata. Cuando al cabo de una quincena de pisoteo acaba por solidificarse la amalgama formada, se agrega otra vez mercurio por segunda y por tercera vez. La operación dura de dos á tres meses: entonces se lava la amalgama con agua abundante y se la somete á la acción del calor para sustraerle la plata.

Óxidos de plata.

538. *Protóxido de plata* Ag^2O . — Este óxido es la única combinación de la plata con el oxígeno que presenta algún interés. Se le obtiene vertiendo un exceso de potasa en una disolución de nitrato de plata; así se forma un precipitado pardo claro de protóxido de plata hidratada que se vuelve anhidro y toma color de aceituna al secarse. Este óxido se descompone fácilmente por el calor y aun en frío bajo la influencia de los rayos solares: pierde su oxígeno y se transforma en un polvo negro, que es plata muy desmenuzada.

Mezclando durante cierto tiempo óxido de plata con amoníaco, se obtiene un polvo negro violentamente explosivo, que es la *plata fulminante*, cuya composición no se conoce todavía bien.

El óxido de plata es una base poderosa, ligeramente soluble, de reacción alcalina.

PRINCIPALES SALES DE PLATA.

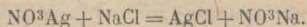
Nitrato de plata. Cloruro de plata.

539. Nitrato de plata NO^3Ag . — Esta hermosa sal es blanca y soluble en el agua; cristaliza en láminas romboidales. Se funde por debajo del rojo oscuro, sin descomponerse; pero á una temperatura más elevada se destruye y deja como residuo plata metálica.

El nitrato de plata es muy cáustico; corroe fuertemente el cutis formando en él manchas negras que el yoduro y el cianuro de potasio borran. Cuando se le ha fundido y vaciado en una lingotera, constituye el cáustico más usado por los cirujanos con el nombre de *piedra infernal*.

Prepárase el nitrato de plata disolviendo por suave calor plata pura en ácido nítrico ligeramente dilatado. Al evaporar la disolución se obtiene la sal cristalizada.

540. Cloruro de plata AgCl . — El *cloruro de plata* se prepara en los laboratorios descomponiendo nitrato de plata por medio de una disolución de sal marina. Hay doble descomposición, y el cloruro de plata se precipita :



Obtenido de esta manera, el cloruro de plata reviste la forma de una masa blanca, *acuajaronada* y muy densa, completamente insoluble en el agua. Este cloruro es también insoluble en el ácido nítrico; pero se disuelve con mucha facilidad en el amoníaco, en los hiposulfitos y los sulfitos alcalinos.

La luz altera con mucha rapidez al cloruro de plata, ennegreciéndolo y reduciéndolo al estado metálico; por esto se le usa mucho en fotografía. El calor no lo descompone; pero á una temperatura de 260° se funde en un líquido amarillo, que por enfriamiento se convierte en una masa transparente.

parecida al cuerno y que los antiguos químicos llamaban por este motivo *luna córnea*.

En los laboratorios se usa el cloruro de plata para obtener plata metálica en estado de pureza absoluta : para esto basta reducirlo, sea valiéndose de una corriente de hidrógeno, sea calcinándolo con una mezcla de creta y de carbón.

Hállase en la naturaleza el cloruro de plata cristalizado en cubos ú octaedros regulares, de color agrisado ó violado ; su composición química es la misma que la del cloruro artificial.

541. Caracteres de las sales de plata. — Las sales de plata son incoloras cuando su ácido carece también de coloración. Tienen sabor metálico muy astringente. Sus disoluciones se reconocen en las reacciones siguientes :

Con la potasa ó la sosa : precipitado *oscuro aceitunado* de protóxido de plata hidratada, insoluble en un exceso de reactivo ;

Con el amoniaco : precipitado idéntico pero que se disuelve en un exceso de reactivo ;

Con el ferrocianuro de potasio : precipitado *blanco* de ferrocianuro de plata :

Con el ácido sulfhídrico y los sulfuros alcalinos : precipitado *negro* de sulfuro de plata ;

Con el ácido clorhídrico y los cloruros solubles : precipitado *blanco* de cloruro de plata, insoluble en el ácido nítrico y muy soluble en el amoniaco. Este precipitado se ennegrece prontamente á la luz tomando primero tonos violados, reacción que es característica de las sales que estudiamos.

El hierro, el zinc, el cobre y la mayor parte de los metales de las siete primeras secciones precipitan á la plata de sus disoluciones en estado metálico. El mercurio da origen al precipitarse y amalgamarse con ella, á una elegante cristalización denominada *árbol de Diana* (pág. 278).

Las sales de plata son descompuestas todas por el calor ; además la luz les comunica color negro, que se debe á un depósito de plata metálica.

ORO.

Peso atómico Au = 197.

542. Propiedades físicas. — El oro tiene color amarillo característico : es el más maleable y dúctil de todos los metales. Reducido á hojas muy delgadas, se vuelve translúcido y toma color verde por transparencia. Se funde al calor blanco

y se volatiliza lo mismo que la plata á temperatura más elevada y bajo la influencia de una corriente galvánica muy intensa. Su densidad es 19,5; puede cristalizar por fusión bajo diferentes formas, que se derivan todas del cubo.

543. Propiedades químicas. — El oro no se oxida en contacto del aire ó del oxígeno á ninguna temperatura. Los ácidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico carecen de acción sobre él; únicamente el agua regia lo disuelve y lo transforma en tricloruro de oro AuCl_3 (pág. 439). El cloro y el bromo son los únicos metaloides que pueden atacarlo en frío.

544. Estado natural y extracción. — El oro no se encuentra en la naturaleza sino en estado nativo ó combinado con otros metales, como la plata, el plomo, el cobre, el telurio, etc. Descúbresele ordinariamente, sea en los filones de cuarzo que atraviesan los terrenos primitivos, sea diseminado bajo la forma de pajuelas ó pequeños granos en las arenas y en los terrenos de aluvión antiguos. Cuando esos granos de oro tienen volumen algo considerable, se les da el nombre de *pepitas*. Los principales criaderos de cuarzo y de arenas auríferas existen en el Brasil, la Guayana, Venezuela, México, California, en los montes Urales, Siberia y Australia.

La extracción del oro de las arenas auríferas se efectúa por el lavado. Esta operación, que tiene por objeto eliminar las materias terrosas y enriquecer la arena, se ejecuta, sea en grandes tazas de madera, sea en un plano inclinado provisto de multitud de pequeñas ranuras transversales donde se depositan las pajuelas de oro con los granos de arena más pesados. Para aislar el metal precioso de estos últimos se emplea ordinariamente el mercurio, que disuelve el oro y forma una amalgama, que después se somete á la destilación.

El oro que se encuentra en los filones de cuarzo está asociado casi siempre con minerales de plomo, de cobre y de plata. Sepárasele del plomo por la copelación (pág. 448), y del cobre mediante el mercurio. Para separarlo de la plata, se calienta la aleación hasta el rojo oscuro con una mezcla de sal marina y de ladrillo machacado; fórmase cloruro de plata y el oro queda en libertad.

Óxidos y cloruros de oro.

545. Combinaciones del oro con el oxígeno. — El oro forma con el oxígeno dos combinaciones : un subóxido Au^2O y un sesquióxido Au^2O^3 . Ninguno de ellos produce sales con los oxácidos.

El *subóxido de oro* Au^2O tiene la forma de polvos violados insolubles en el agua. Á 250° , ó bajo la influencia de la luz solar, se descompone en oro y en oxígeno. Obtiénesele precipitando el protocloruro de oro AuCl por medio de una disolución dilatada de potasa.

El *peróxido ó sesquióxido de oro* Au^2O^3 se designa frecuentemente por el nombre de *ácido áurico*, á causa de la propiedad que posee de combinarse con las bases alcalinas. Tiene la forma de polvos parduscos ó amarillos insolubles en el agua. Á 245° se descompone en oro y oxígeno. También la luz solar lo descompone rápidamente en muy poco tiempo. Se le prepara haciendo hervir una disolución de percloruro de oro AuCl^3 con potasa en exceso. Fórmase aurato de potasio, que permanece disuelto en el licor y del cual se precipita el ácido áurico ó peróxido de oro vertiendo encima un poco de ácido nítrico dilatado con agua.

546. Cloruros de oro. — El oro forma con el cloro dos combinaciones : un protocloruro ó cloruro auroso AuCl y un triclорuro ó cloruro áurico AuCl^3 .

El *protocloruro de oro* AuCl se obtiene descomponiendo por el calor el percloruro. El excedente de cloro se desprende, y se obtiene como residuo un polvo amarillo verdoso insoluble en el agua.

El *percloruro ó triclорuro de oro* AuCl^3 es la *sal de oro* por excelencia. Presenta la forma de una masa cristalina y delicuescente, de color rojo oscuro, muy soluble en el agua, el alcohol y el éter. El calor y la luz solar lo descomponen y lo reducen primero á protocloruro AuCl , y después á oro metálico. Se le obtiene haciendo disolver oro en agua regia y evaporando después la disolución por un calor moderado. El percloruro de oro disuelto en el éter se empleaba por la antigua medicina con el nombre de *oro potable*.

El percloruro de oro se combina con los cloruros alcalinos y con otros muchos cloruros metálicos, para formar cloruros

dobles ó *clorosaes* cristalizables. Ejemplo : el cloruro doble de oro y de potasio $KCl, AuCl^3$.

547. Caracteres de las sales de oro. — Las disoluciones de percloruro de oro y los demás compuestos solubles de este metal (cianuros, bromuros, etc.), se reconocen con los caracteres siguientes :

El sulfato de protóxido de hierro produce en ellas instantáneamente un precipitado *oscuro* de oro metálico muy dividido, que por la presión y el bruñido puede recobrar su color amarillo y su brillo natural.

Una mezcla de protocloruro y de bicloruro de estaño determina en él un precipitado *violado* que se llama *púrpura de Casio*. Hemos indicado (pág. 419) el uso que se hace de este precipitado en la pintura sobre porcelana y vidrio para obtener los colores rosados y purpurinos.

Las sales de oro manchan el cutis de color violado, por efecto de la reducción de parte de la sal en oro metálico al efectuarse el contacto.

548. Dorado. — El dorado consiste en cubrir de ligera capa de oro diversos objetos que se trata de embellecer ó preservar de la acción del aire. La madera, el cartón, el cuero, las rejas de hierro se doran con hojas de oro muy delgadas que se fijan en su superficie. Durante mucho tiempo el dorado del cobre, del bronce y de la plata se efectuó con una amalgama de oro que se aplicaba sobre los objetos bien raspados y limpios; calentábase para volatilizar el mercurio, y quedaba una película de oro más ó menos gruesa adherente á la superficie del metal. Este método se ha reemplazado en la actualidad por el dorado al temple y el galvánico. Empléase el dorado al temple sobre todo en la joyería de imitación. Basta con remojar las alhajas de cobre ó de latón en una disolución de percloruro de oro y de bicarbonato de potasio. En menos de un minuto quedan cubiertos por suficiente capa de oro. El dorado galvánico se funda en la descomposición del cianuro de oro por medio de la pila (véase nuestro tratado de *Física*).

PLATINO.

Peso atómico $Pt = 195$.

549. Propiedades físicas. — El platino fundido ó forjado es blanco agrisado, dúctil, maleable y muy tenaz. El fuego

ordinario de fragua no lo puede fundir ; pero sí el soplete de gas oxígeno é hidrógeno ó los polos de una fuerte pila. Tiene, como el hierro, la propiedad de ablandarse por la acción del calor blanco y de dejarse fraguar, soldándose consigo mismo. Su densidad es 21,5.

550. Propiedades químicas. — El platino no se oxida en el aire ó en el oxígeno á ninguna temperatura. Los ácidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico carecen de acción sobre él. Disuélvese lo mismo que el oro en el agua regia y pasa al estado de tetracloruro $PtCl_4$. El azufre, el fósforo, el silicio y algunos otros metaloides se combinan directamente con él bajo la acción del calor. También el cloro puede atacarlo, pero de manera muy lenta ; el bromo y el yodo no lo modifican.

Puede presentarse igualmente el platino bajo la forma de una masa esponjosa, opaca, agrisada, que se llama *esponja* ó *musgo de platino*, ó en la de un polvo negro muy fino denominado *negro de platino*. En estos dos estados, el platino disfruta de la propiedad de condensar los gases y los vapores combustibles, emitiendo bastante calor para inflamarlos. Así, dirigiendo un chorro de gas hidrógeno sobre esponja de platino que se encuentre en el aire, ésta absorbe unas 750 veces su propio volumen, toma color rojo de fuego é inflama en seguida el chorro de gas. En este hecho se funda la construcción de *eslabones de gas hidrógeno*.

El platino forjado no presenta estas propiedades á la temperatura ordinaria, pero puede adquirirlas bajo la influencia del calor. Si se suspende encima de la mecha de una lámpara de alcohol un alambre de platino arrollado en espiral (*fig. 142*), y si después de haber encendido esta lámpara hasta poner roja la espiral, se apaga la llama soplándola, el alambre de platino permanecerá incandescente. El vapor de alcohol que se eleva de la mecha, al encontrarse con platino caliente, se combina bajo su influencia con el oxígeno ambiente y esta combustión lenta y sin llama desarrolla sin embargo bastante calor para mantener la incandescencia del metal.



Fig. 142.

El mismo fenómeno se produce también cuando se introduce en un vaso de vidrio, en cuyo fondo existe pequeña cantidad de éter (*fig. 143*), una espiral de platino previamente calentada hasta la temperatura del rojo y sujeta á un disco de cartón que tapa incompletamente el orificio del vaso. Esta espiral permanece enrojecida durante muchísimo tiempo.



Fig. 143.

Los hechos expuestos se han atribuido á una fuerza particular que llaman *fuerza catalítica* (pág. 11).

551. Estado natural y extracción.

— El platino existe en estado nativo, diseminado como el oro en las arenas y terrenos de aluvión antiguos. Encuéntrasele principalmente en Colombia, el Brasil, los montes Urales y Siberia. Está mezclado siempre con oro y otros metales, el paladio, el rodio, el rutenio, el iridio, el hierro, el cobre, etc.

Para extraer el platino se empieza por separarlo del oro con mercurio ó agua regia muy dilatada. Después se tratan en caliente las arenas y aluviones platiníferos con agua regia fuerte, que disuelve el platino y se vierte en esta disolución clorhidrato de amoníaco. Fórmase inmediatamente un precipitado amarillo de cloruro doble de platino y de amonio. Calentando hasta el rojo oscuro este precipitado después de secarlo y calcinarlo, deja como residuo una masa porosa que no es más que esponja ó musgo de platino.

La esponja de platino obtenida de esta manera se coloca después en un horno de cal viva C (*fig. 144*), cuya bóveda da paso á un soplete de gas del alumbrado H, que una corriente llegada por el tubo interior O alimenta. Entonces se dirige sobre la esponja la llama del soplete, y una vez fundido así el metal, se le vacía en lingoteras de hierro, cubiertas de plumbagina para evitar que se fundan en el momento del moldeado.

Antes de la invención de este método, que fué imaginado por H. Sainte-Claire Deville y Debray, la esponja de platino era comprimida sencillamente en una cápsula de acero C (*fig. 145*) mediante un pesado émbolo P del mismo metal, y

luego calentada y martillada hasta que se reducía á una lámina. Pero este procedimiento era muy inferior al actual.

El platino tiene numerosas aplicaciones; úsasele particu-

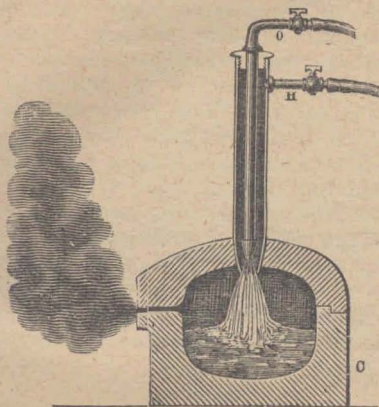


Fig. 144.

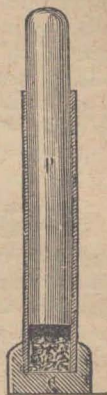


Fig. 145.

larmente en relojería y para fabricar diversos instrumentos ó utensilios de física y de química (puntas de los pararrayos, pilas eléctricas, cápsulas, crisoles, retortas, etc.).

Óxidos y cloruros de platino.

552. Combinaciones del platino con el oxígeno. — El platino forma con el oxígeno dos combinaciones : un *protóxido* PtO y un *bióxido* PtO^2 . Obtínesse el primero de estos óxidos descomponiendo por la potasa el bicloruro de platino ; el segundo tratando igualmente por la potasa una disolución de tetracloruro llevada á la ebullición. Ambos tienen la forma de polvos negros fácilmente reductibles por el calor á oxígeno y platino metálico. El protóxido es una base débil, el bióxido desempeña el papel de ácido con los álcalis.

553. Cloruros de platino. — Existen dos cloruros de platino : un bicloruro PtCl^2 y un tetracloruro PtCl^4 .

El *bicloruro de platino* PtCl^2 es oscuro verdoso, insoluble en el agua. Obtínesese calentando á 200° tetracloruro de

platino; despréndese el excedente de cloro y queda bicloruro.

El *tetracloruro de platino* PtCl_4 presenta el aspecto de una masa oscura, no cristalizable y delicuescente. Es muy soluble en el agua y en el alcohol. Prepárasele disolviendo platino en agua regia y evaporando el licor por medio de temperatura moderada, á fin de expulsar el exceso de ácido.

El tetracloruro de platino, lo mismo que el tricloruro de oro, se combina con los cloruros alcalinos para formar cloruros dobles ó *clorosales*, en que hace el papel de ácido. Así es como produce en todas las sales de base de potasio un precipitado amarillo de cloruro doble de platino y de potasio $\text{PtCl}_2, 2 \text{KCl}$, que se podría llamar un *cloroplatinato* de potasio. Precipita de la misma manera á las sales amoniacaes en forma de cloruro doble de platino y de amonio $\text{PtCl}_2, 2 \text{NH}_4\text{Cl}$. Estas reacciones sirven para distinguir las sales de potasio y de amonio de las de sodio, donde no hay precipitado, pues el cloruro doble de platino y de sodio es soluble en el agua.

PALADIO, RODIO, RUTENIO, IRIDIO.

554. **Paladio, rodio, rutenio, iridio.** — Estos cuatro metales se encuentran constantemente en el mineral de platino, sea en estado nativo, sea combinados con otro metal, el *osmio*, que tiene por carácter principal formar, al arder en el aire ó en el oxígeno, un anhídrido volátil y cristalizable, el *anhídrido ósmico*. Este cuerpo, que tiene olor fuerte y penetrante de rábano negro, es muy venenoso.

El **PALADIO** ($\text{Pd}=106,50$) es un metal blanco, muy maleable, más fusible que el platino; su densidad alcanza 11,14. Es soluble en el ácido nítrico; el agua regia lo transforma en un cloruro delicuescente PdCl_2 . Ya hemos visto (pág. 55) que este metal disfruta de la singular propiedad de condensar el hidrógeno y de formar con él un compuesto que presenta todos los caracteres de una aleación metálica. Se extrae el paladio calcinando su cianuro que se obtiene precipitando por el cianuro de mercurio la disolución del mineral de platino en el agua regia.

El **RODIO** ($\text{Rh}=104$) es blanco de color de plata, frágil y

mucho menos fusible que el platino. Su densidad es 11. Ningún ácido ni el agua regia lo disuelven.

El RUTENIO ($Ru = 104$) es blanco, frágil, menos fusible también que el platino y el rodio. No se logra fundirlo más que con el soplete de hidrógeno puro y oxígeno; su densidad es 11,3. Resiste igualmente á la acción de todos los ácidos y del agua regia.

El IRIDIO ($Ir = 198$) es blanco agrisado y frágil, tan poco fusible como los dos precedentes; su densidad es la misma que la del platino, 21,5. Es insoluble en los ácidos y en el agua regia, lo mismo que el rodio y el rutenio. Aliado con el platino, el iridio aumenta su dureza y su resistencia á los agentes químicos.

El rodio, el rutenio y el iridio se extraen de los residuos del mineral de platino que ha servido para obtener este último metal, y en el cual quedan en gran parte en estado de osmiuros, esto es, combinados con el osmio.

Observación. — En vez de tratar de obtener platino puro tratando su mineral según acabamos de indicar (pág. 442), es preferible, desde el punto de vista industrial, fundir y tostar directamente este mineral en el aparato de Deville y Debray (fig. 144). De esta manera se obtiene una aleación de platino, iridio y rodio, cuyas cualidades son superiores á las del platino solo para los diversos usos á que se destina este metal. Durante dicha operación se desprenden vapores abundantes de anhídrido ósmico de que importa preservarse con cuidado, dirigiéndolos hacia el exterior por una chimenea que funcione bien.

ENSAYOS DE PLATA Y DE ORO.

555. Ensayos de las materias de plata y de oro. — La plata y el oro que se emplean en la fabricación de las monedas, de las medallas, de la vajilla y otros objetos de platería ó joyería, están siempre aliadas con cierta proporción de cobre, con objeto de aumentar su dureza. Ya hemos dado á conocer la composición de estas aleaciones (pág. 284 y 285). Quedanos por exponer los diversos ensayos á que están sometidos para la garantía de su ley.

Ensayo de las aleaciones de plata y de cobre.

556. Ensayo de las aleaciones de plata y de cobre. — Este ensayo comprende dos métodos diferentes : la *copelación* y la *via húmeda*.

1º *Ensayo por copelación*. — Cuando se expone al aire plata fundida, este metal no se oxida, según hemos visto, y sólo produce vapores insensibles. Por el contrario, el cobre colocado en las mismas condiciones se transforma en un óxido CuO . Mas como este óxido es infusible, se necesita, para separarlo de la plata contenida en la aleación, añadir á ésta cierta cantidad de plomo que, al oxidarse, forma un compuesto fusible PbO (litar-girio), que puede penetrar en las tierras porosas, y donde se disuelve el óxido de cobre. He ahí el principio en que se funda la copelación.

Efectuáse esta operación por medio de pequeñas cápsulas llamadas *copelas* y de un hornillo especial ú *horno de copelación*.

Las *copelas* (fig. 146) son pequeñas cápsulas de paredes gruesas y porosas, hechas con polvos de huesos calcinados. Tienen la notable propiedad de dejarse empapar por los óxidos en fusión, mientras dejan fuera los metales fundidos. El *horno de copelación* (fig. 147) es un hornillo de reverbero en cuyo centro está colocada una pequeña



Fig. 146.

cámara móvil A, llamada *mufla*. Esta pequeña cámara es de tierra y tiene la forma de un semicilindro que descansa en un plano horizontal; está cerrada en una de sus extremidades, y presenta lateralmente hendiduras longitudinales *ab* para el desprendimiento del aire que entra, durante la operación, por su abertura D.

Cuando se quiere efectuar por este método el ensayo de una aleación de plata, se empieza por calentar la mufla hasta la temperatura del rojo blanco y después se introduce en él la copela, previamente llena de plomo. En seguida que éste se ha fundido añádese la aleación, que no tarda en fundirse y entonces empieza la oxidación del cobre y del plomo en contacto de la corriente de aire que atraviesa incesantemente por la mufla. Los óxidos de plomo y de cobre infiltran, á medida que van formándose, en los poros de la copela, y pronto no queda en ella más que un glóbulo de plata perfectamente puro. Entonces se acerca la copela á la boca de la mufla para que se enfrie lentamente el glóbulo de plata; que luego se retira y pesa. La diferencia entre su peso y el de la aleación empleada indica proporción de cobre que la entraba en esta última y, por consiguiente, su ley.

2º. *Ensayo por la via húmeda (método de Gay-Lussac)*. — Cuando se pone en disolución una aleación de cobre y de plata en un

exceso de ácido nítrico, y se vierte en seguida una solución de cloruro de sodio bien concentrada, toda la plata se precipita en

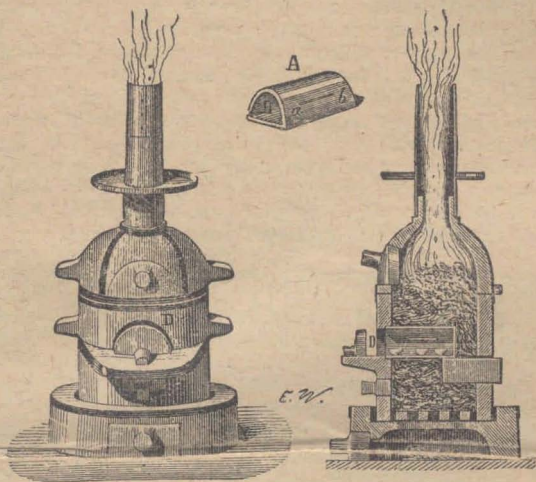


Fig. 147.

estado de cloruro de plata, y el cobre queda en disolución. En esta reacción está fundado el método de Gay-Lussac.

Se emplean dos soluciones de cloruro de sodio : una, llamada *liquido normal*, contiene por decilitro de agua 0 gr. 542 de cloruro de sodio, cantidad necesaria para precipitar 1 gramo de plata ; la otra, llamada *liquido decimal*, contiene igual cantidad de cloruro para un litro de agua. Cada cent. cúbico de esta segunda solución precipitará por consiguiente 0 gr. 001 de plata.

Supongamos que se desea ensayar una aleación de cobre y plata para acuñar monedas de 1 franco, de ley de 835 milésimas de plata con una tolerancia de 2 milésimas, ó sea 833 milésimas. Sea x la cantidad de esta aleación que habría que tomar á 832 milésimas, ley inferior á la que se tolera, para tener 1 gramo de plata pura. Tenemos

$$x \times \frac{832}{1000} = 1, \text{ de donde } x = 1 \text{ gr.}, 202.$$

Se pone á disolver, calentándolo suavemente, 1 gr. 202 de aleación en este ácido nítrico ; después, por medio de un tubito especial, se añade á esta solución 1 decilitro de líquido normal. Cuando esté bien depositado todo el precipitado, se echa 1^{co} del

líquido decimal y, si todavía se forma un precipitado, 2^o, luego 3^o, etc., hasta que no quede nada que precipitar. Es evidente que si el decilitro de líquido normal no ha precipitado toda la plata, es señal que la aleación es de ley, ó sea superior á 832 milésimas, lo cual se puede indicar exactamente por medio del líquido decimal, pues cada cent. cúbico de éste precipita 0 gr. 001 de plata.

Si el primer cent. cúbico de líquido decimal no da precipitado, es prueba de que toda la plata se ha transformado en cloruro mediante el líquido normal, y por tanto no se debe aceptar la aleación, cuya ley es igual á 832 milésimas. En este último caso, se puede determinar exactamente la ley por medio de un líquido que contenga 1 gr., 574 de nitrato de plata, ó sea 1 gramo de plata pura por un litro de agua, haciendo la misma operación que con el líquido decimal, hasta que no se produzca ningún precipitado.

Ensayo de las aleaciones de oro y de cobre.

557 Ensayo de las aleaciones de oro y de cobre. — El ensayo de las aleaciones de oro y de cobre se efectúa, lo mismo que las anteriores, por dos métodos: la *copelación* y la *pedra de toque*.

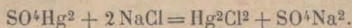
1^o. *Ensayo por copelación.* — Se empieza por fundir la aleación con una cantidad de plata que sea por los menos triple de su peso y después se la somete á la copelación como precedentemente. Al fin de la experiencia queda en la copela un glóbulo ó botón formado de una aleación de oro y de plata, que se trata después por el ácido nítrico hirviendo. Toda la plata se disuelve, y el peso del oro restante, comparado con el de la aleación ensayada, indica la ley de la última.

2^o. *Ensayo por la piedra de toque.* — Este método consiste en frotar el objeto que se desea ensayar sobre una piedra silicosa negra y muy dura que se llama *pedra de toque*. Se calcula aproximadamente la ley de la aleación según el color de las señales metálicas que el objeto deja sobre la piedra, y por el modo como esas señales se conducen en contacto del ácido nítrico ordinario que contiene muy pequeña proporción de ácido clorhídrico. Un ensayador práctico puede determinar la ley de una aleación por este método con aproximación de un centésimo.

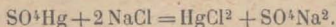
Resumen.

I. El *mercurio* es el único metal líquido á la temperatura ordinaria; hierve á 350° y se solidifica á — 40°; su densidad es 13,596. Calentándolo en contacto del aire, se transforma en protóxido rojo de mercurio HgO . Forma con el oxígeno dos combinaciones: Hg_2O y HgO . Encuéntrasele en la naturaleza en estado nativo ó la mayor parte de las veces en el de sulfuro HgS (cinabrio), de donde se le extrae.

II. El *protocloruro de mercurio* ó *calomelano* Hg^2Cl^2 es blanco, volátil, insoluble en el agua, sin sabor ni olor sensibles. Se le obtiene descomponiendo por el cloruro de sodio el nitrato ó el sulfato de subóxido de mercurio (sulfato mercurioso):



III. El *bicloruro de mercurio* ó *sublimado corrosivo* HgCl^2 es blanco, soluble en el agua, de sabor acre y estíptico. El calor lo volatiliza sin descomponerlo. Prepárasele calentando una mezcla de sal marina y de sulfato de protóxido de mercurio (sulfato mercurico):



IV. La *plata* es un meta blanco brillante, dúctil, maleable y muy tenaz; su densidad es 10,5. No se altera en contacto del aire. Encuéntrasela en la naturaleza en estado nativo, en el de sulfuro y de cloruro. Forma con el oxígeno tres combinaciones, entre las cuales figura como más importante el protóxido de plata Ag^2O .

V. El *nitrato de plata* NO^3Ag es una sal blanca, soluble en el agua, cristalizada en laminillas romboidales. Se le prepara haciendo disolver plata pura en ácido nítrico.

VI. El *oro* es el más maleable y dúctil de todos los metales. No se oxida directamente á ninguna temperatura; el agua regia lo disuelve y lo hace pasar al estado de tricloruro AuCl^3 ; su densidad es 19,5. Encuéntrasele siempre en estado nativo.

VII. El *platino* es un metal blanco agrisado, dúctil y maleable, infusible por el fuego de fragua, y fusible solamente en el soplete de gas del alumbrado y de oxígeno; su densidad es 21,50. Únicamente el agua regia lo disuelve, transformándolo en tetracloruro PtCl^4 . En estado de esponja ó negro de platino condensa los gases y los vapores combustibles emitiendo calor suficiente para inflamarlos. El platino, como el oro, existe en estado nativo.

VIII. El *paladio*, el *rodio*, el *rutenio* y el *iridio* son metales que se encuentran constantemente en el mineral de platino, sea en estado nativo, sea combinados con el *osmio*.

IX. El ensayo de las aleaciones de plata y de cobre se efectúa por dos métodos diferentes: la *copelación* y la *vía húmeda*. El ensayo de las aleaciones de oro y de cobre se hace por *copelación* ó mediante la *piedra de toque*.

QUÍMICA ORGÁNICA

CAPÍTULO I

Objeto de la Química orgánica. — Principios inmediatos de las materias orgánicas. — Análisis orgánicos : análisis inmediato; análisis elemental. — Clasificación de las materias orgánicas.

NOCIONES SOBRE LAS MATERIAS ORGÁNICAS. PRINCIPIOS INMEDIATOS.

558. Objeto de la Química orgánica. — La Química orgánica tiene por objeto el estudio de las sustancias de origen vegetal y animal, así como de gran número de compuestos similares, hoy obtenidos artificialmente.

559. Principios inmediatos de las materias orgánicas. — Se encuentran en los órganos de las plantas y de los animales diversas sustancias ó compuestos químicamente determinados, es decir, que ofrecen siempre la misma composición y las mismas propiedades, cualquiera que sea el vegetal ó el animal que las ha proporcionado. Estos compuestos, tales como el azúcar, el almidón, el gluten, la albúmina, la fibrina, etc., constituyen otras tantas *especies químicas* distintas, designadas con el nombre de principios inmediatos y cuyo estudio forma la parte esencial de la Química orgánica.

Las sustancias organizadas, animales ó vegetales, resultan de la mezcla ó de la combinación de esos principios inmediatos : la harina de trigo es una mezcla de *almidón* y de *gluten*; la leche es una mezcla de *agua*, de *glóbulos grasientos*, que forman la crema y la manteca, de una materia nitrogenada, la *caseína*, cuya coagulación produce el queso, de azúcar, conocida con el nombre de *láctea*, y, en fin, de algunas *sales minerales*.

Análisis orgánicos.

560. Análisis inmediato. — Es con frecuencia útil conocer los principios inmediatos ó sustancias orgánicas, almidón, gluten, grasa, caseína, glucosa, albúmina, materias colorantes ó esencias aromáticas que entran en la composición de las *materias organizadas*, animales ó vegetales, y que resultan, como hemos visto, de su mezcla ó de su combinación.

Los procedimientos empleados para ese género de análisis son sobre todo medios mecánicos, los principales de los cuales vienen á continuación.

1º Separación mecánica. — Con la prensa, se separan las partes insolubles de las partes líquidas. Ejemplo : la pulpa y el jugo de un limón.

2º Destilación. — Se emplea la destilación para separar un líquido volátil de las materias fijas que tiene en disolución. Ejemplo : para separar la esencia de trementina de la colofonia.

Cuando un líquido no puede entrar en ebullición sin descomponerse, se le destila en el vacío, de modo de rebajar notablemente la temperatura de ebullición.

Cuando varios líquidos volátiles, varios alcoholes, por ejemplo, están mezclados, se los puede separar por *destilación fraccionada*.

Para esta destilación se usa un tubo de vidrio especial, llamado de Lebel y de Henninger (*fig. 148*), compuesto de varios ensanches ovoides, que comunican entre sí por unas aberturas axilares, superior é inferior, así como por unos tubitos laterales. Los orificios de comunicación situados en el eje, están dotados de un ligero cestillo ó de un simple redondel de alam-

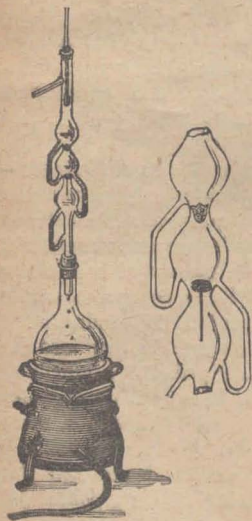


Fig. 148.

bre de platino, de modo que deje pasar los vapores y retenga el líquido condensado. El tubo está fijo en el cuello del globo

que contiene la mezcla que se va á destilar. El mismo tubo comunica por la parte superior con una serpentina de vidrio, que termina en el recipiente destinado á recoger el producto de la destilación. Esa serpentina, como todos los aparatos del mismo género, está enfriada por una corriente de agua fresca.

Á medida que la temperatura aumenta, el alcohol que tiene el punto de ebullición más elevado, arrastrado por los otros vapores, se condensa en la bola inferior, y cuando está allí en cantidad excesiva, vuelve á caer en el frasco por el tubo lateral. Los alcoholes á punto de ebullición intermedia, se condensan en los ensanchamientos intermedios y vuelven á caer gota á gota por los tubos laterales á las bolas inferiores. Los vapores de alcohol á la temperatura más baja de ebullición son los primeros que llegan al ensanche superior. Esos vapores, pasan de allí á la serpentina, donde se condensan por enfriamiento y caen al recipiente.

Mientras destila este alcohol, un termómetro colocado en la bola superior marca su temperatura de ebullición en tanto que dura su paso. Cuando el termómetro acusa una rápida elevación de temperatura, es que el segundo alcohol empieza á destilar. Entonces se cambia de vaso en el extremo de la serpentina para recoger el segundo producto de destilación. Lo mismo se hace con el tercero y con el cuarto alcohol cuando el termómetro colocado en la bola superior indica, por su temperatura de ebullición, que el vapor ha penetrado.

3° *Sublimación.* — Es el procedimiento empleado para separar los principios sólidos volátiles. Se colocan, por ejemplo, fragmentos de naftalina en bruto en un recipiente cubierto con una hoja de papel de filtrar que se pega en su boca, y se coloca encima un cono de cartón (*fig. 149*). Se calienta el recipiente al baño de arena durante unas horas. La naftalina se volatiliza, pasa á través



Fig. 149.

del papel poroso, que la filtra, y va á depositarse en laminillas brillantes en la pared interna del cono.

4º *Empleo de los disolventes.* — Se hacen obrar sucesivamente sobre la mezcla que hay que analizar varios disolventes, tales como el agua, el alcohol, el éter, el cloroformo, la esencia de trementina, el sulfuro de carbono, la bencina, etc., etc., á condición de que esos cuerpos no ejerzan acción química sobre la substancia organizada sometida al experimento. Se vuelve á usar otro disolvente para el residuo que ha quedado después de cada ensayo, hasta que se haya llegado á una substancia que tenga los caracteres de un cuerpo definido.

5º *Diálisis.* — Este procedimiento de separación, muy empleado en Química, está fundado en la propiedad que tienen las substancias *cristaloides*, es decir, que pueden cristalizarse finamente, de pasar con facilidad en el estado de disolución á través de las membranas porosas, mientras que otras substancias no cristalizables, llamadas *coloides*, no pueden atravesarlas. Un dializador se compone (*fig. 150*) de una



Fig. 150.

hoja de pergamino vegetal, que tiene generalmente la forma de una caja cilíndrica, colocada encima de una vasija llena de agua y sumergida en parte en ella. Se emplea sobre todo la diálisis para purificar las substancias coloides, como la albúmina, la sílice gelatinosa, la gelatina y las materias albuminoideas que pueden contener substancias solubles ligeramente cristalizables.

6º *Cristalizaciones fraccionadas.* — Estas cristalizaciones sucesivas sirven para separar cuerpos solubles en un mismo líquido, pero á temperaturas diferentes. Se deja enfriar lentamente el líquido que tiene varias sales en disolución, y se van retirando éstas medida que se cristalizan al llegar á su temperatura de solidificación.

7º *Precipitados.* — Trátase aquí de formar con las materias solubles combinaciones insolubles que se separen por sí mismas del disolvente. De este modo se precipitan, entre las substancias organizadas solubles, la mayor parte de los ácidos orgánicos y de los azúcares, transformándolos en un com-

más que para lámparas de esponja, utilizado como la gasolina para los motores, buen disolvente de los cuerpos grasos, de las resinas y del caucho, y cuya densidad es de 0,7.

3º De 120º á 280º destila el aceite de petróleo propiamente dicho, ó *aceite lampante*, destinado al alumbrado. Debe ser tratado por el ácido sulfúrico para desembarazarle de los alquitranes que encierra todavía, lavado después con sosa y decolorado por el negro animal, antes de ser entregado al comercio con el nombre de *lucilina* ú *oriflama*. Vertido en un platillo no debe inflamarse al simple contacto de una cerilla.

4º De 280º á 400º se obtienen los *aceites densos*. Enfriados en cuevas, se cuajan en masa. Por compresión, se retira de ellos un aceite rojizo que se utiliza para engrasar máquinas, y queda la *parafina* sólida.

584. Parafina. — Es una bella materia blanca, cerosa, soluble en el éter, la bencina y el sulfuro de carbono. Es inatacable por los ácidos, lo que le da su nombre, de las palabras latinas *parum affinis* (poca afinidad). Es insoluble en el agua y sirve para componer barnices impermeables. Como mala conductora de la electricidad, se la emplea como cuerpo aislador. En fin, se la utiliza también para confeccionar bujías translúcidas y cerillas de lujo.

585. Vaselina. — La *vaselina* es una grasa transparente, inodora, que no se enrancia al aire, muy empleada en farmacia y en mecánica fina, que se extrae de los aceites densos todavía parafinados, calentándolos durante 24 horas á 50º y filtrándolos en seguida por el negro animal para decolorarlos. Es fusible á los 35º y soluble en el éter.

586. Alquitrán. — Se llama así al residuo de la destilación de los aceites densos. Sirve sobre todo para combustible y para el calafateo.

587. Betunes. — Los *betunes* son mezclas naturales de hidrocarburos líquidos y de una materia sólida oxigenada que proviene de la oxidación de los hidrocarburos. Se les da, en efecto, generalmente, como origen la acción oxigenante del aire sobre los petróleos. Son fusibles hacia los 100º y arden con una llama amarilla fuliginosa, que desprende un olor especial, desagradable y sofocante.

El *betún duro* (betún de Judea) es así llamado porque se

le encuentra sobrenadando en las aguas del mar Muerto. Es negro y brillante y entra en la composición del magnífico barniz llamado *laca de la China*. Es soluble en el éter, la bencina y le esencia mineral, y se le puede extender como capa protectora contra la humedad. Es impresionable por la luz y se la emplea en el fotograbado.

El *betún blando*, mucho más común, que se encuentra en Francia y en casi todas partes, impropriadamente llamado *asfalto*, forma, cuando se le mezcla con arena y calcáreo pulverizado, un unto resistente que se usa para cubrir las aceras y las calzadas. La brea de alquitrán de hulla puede ser empleada para el mismo uso.

CARBUROS ETILÉNICOS Ó DIATÓMICOS :



588. Generalidades. — El *etileno* C^2H^4 puede ser considerado como el hidrocarburo más importante de esta serie.

Nombres.	Fórmulas globales.	Fórmulas desarrolladas ó de constitución.
Etileno	C^2H^4	$CH^2 : CH^2$
Propileno	C^3H^6	$CH^2 : CH.CH^3$
Butileno	C^4H^8	$CH^2 : CH.CH^2.CH^3$

Estos carburos no son saturados y admiten por *adición* dos átomos de cloro ó de otros cuerpos halógenos. Se les puede, pues, considerar como diatómicos.

Etileno ó gas olefiante.

Peso molecular : C^2H^4 ó $CH^2 : CH^2 = 28$

589. Propiedades físicas. — El *etileno*, llamado también *gas olefiante* porque forma con el cloro una materia aceitosa conocida con el nombre de *licor de los Holandeses*, ha sido descubierto en 1795, por cuatro químicos holandeses. Es un gas incoloro, de olor empireumático, muy poco soluble en el agua y bastante soluble en el alcohol y en el éter. Su densidad es de 0,97. Es liquidable bajo la presión atmosférica á -105° , y puede producir un rebajamiento de temperatura de -150° , cuando se le evapora por ebullición en el vacío. Se congela en nieve á 169° .

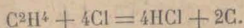
590. Propiedades químicas. — Acción del oxígeno. — Este gas es eminentemente combustible; arde al contacto del aire con una hermosa llama blanca muy clara, produciendo gas carbónico y vapor de agua: $C^2H^4 + 6O = 2CO^2 + 2H^2O$.

Si el aire no llega bastante rápidamente para que la combustión sea completa, se forma un depósito de carbón.

1 volumen de etileno y 3 de oxígeno forman una mezcla que produce una detonación violenta, ora al aproximar una bujía encendida, ora bajo la influencia de la chispa eléctrica: se forma agua y anhídrido carbónico. Para hacer este experimento se debe envolver en un lienzo grueso y mojado el frasco que contiene la mezcla, pues se rompe en el momento de la explosión.

Acción del cloro. — El cloro obra de dos modos diferentes sobre el etileno, según la temperatura á que se produce la reacción entre esos dos cuerpos:

1^o Si se mezcla en una probeta 1 volumen de etileno con 2 de cloro y se acerca á esta mezcla una bujía encendida, el gas arde con una llama rojiza que descende progresivamente en la probeta, y se obtienen 4 volúmenes de ácido clorhídrico y un humo espeso de carbón (*fig. 157*):



2^o Si se expone á la luz difusa y á la temperatura ordinaria una mezcla á volúmenes iguales de etileno y de cloro, contenida en una gran probeta invertida en la cubeta de agua (*fig. 158*),

se ve el volumen gaseoso disminuir en seguida, al mismo tiempo que el agua sube lentamente en la probeta. Entonces se forman gotitas aceitosas en las paredes de cristal y caen al fondo de la vasija que contiene el agua. Este líquido acei-

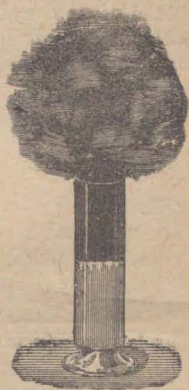


Fig. 157.

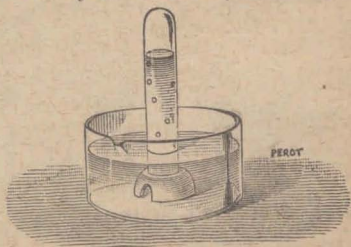


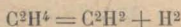
Fig. 158.

tosos, volátiles, insolubles en el agua, de olor etéreo, es conocido con el nombre de *licor de los cuatro holandeses*. Su fórmula es $C^2H^4Cl^2$. Es un *bicloruro de etileno* por adición.

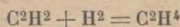
Acción del bromo y del yodo. — La facilidad con que el acetileno se une al bromo para dar un *bibromuro* líquido, aceitoso, de olor etéreo, $C^2H^4Br^2$, análogo al bicloruro, hace que se emplee con frecuencia esta reacción para separar el etileno de una mezcla gaseosa.

El *biyoduro de etileno* $C^2H^4I^2$ es sólido. Sus derivados bromados y yodados se hacen por adición.

Acción del calor. — Calentado al rojo oscuro el etileno se descompone en acetileno y en hidrógeno :



591. Síntesis. — M. Berthelot ha realizado la síntesis del etileno calentando en una campana curva 2 volúmenes iguales de acetileno y de hidrógeno :



Es la reacción inversa de la precedente.

592. Preparación. — El etileno no existe en la naturaleza. Se le obtiene puro calentando en un matraz de vidrio (*fig. 159*)

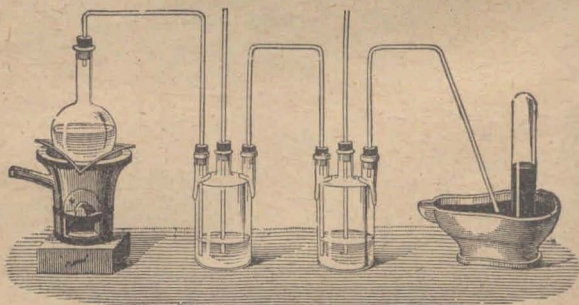
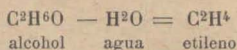


Fig. 159.

una mezcla de 1 parte en peso de alcohol y 6 de ácido sulfúrico concentrado. La temperatura, para evitar la formación de éter, se debe elevar hasta la ebullición de la mezcla, ó sea

de 160 á 180°, cuidando de poner arena en el fondo del matraz para evitar la dilatación que, de otro modo, se produciría en el momento de la ebullición. Antes de que llegue el gas á la probeta que descansa en el agua ó en el mercurio, se lava en dos frascos, el primero de potasa y el segundo de ácido sulfúrico.

Teoría. — Es una deshidratación completa del alcohol por el ácido sulfúrico :



Observación. — Se produce siempre en esta operación cierta cantidad de éter, de vapor de agua y de anhídridos carbónico y sulfuroso, que son retenidos en los frascos lavadores.

CARBUROS ACETILÉNICOS Ó TETRA- TÓMICOS : $\text{C}^n\text{H}^{2n-2}$.

593. — Siendo estos carburos tetratómicos, es decir, careciendo de cuatro átomos de hidrógeno para ser saturados, pueden admitir dos ó cuatro átomos de un cuerpo monoatómico, como el cloro, por *adición*.

Su carácter general es precipitar las soluciones amoniacales de las sales de cobre y de plata.

He aquí los primeros términos de la serie :

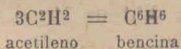
Nombres.	Fórmulas globales.	Fórmulas desarrolladas ó de constitución.
Acetileno	C^2H^2	$\text{CH} : \text{CH}.$
Alileno	C^3H^4	$\text{CH} : \text{C}.\text{CH}^3.$
Crotonileno	C^4H^6	$\text{CH} : \text{C}.\text{CH}^2.\text{CH}^3.$

Acetileno.

Peso molecular : C^2H^2 ó $\text{CH} : \text{CH} = 26.$

594. **Propiedades físicas.** — El acetileno es un gas incoloro, de un olor aliáceo penetrante. Su densidad es de 0,92. Un poco soluble en el agua y en el alcohol, es liquidable á la temperatura ordinaria bajo una presión de 48 atmósferas.

595. Propiedades químicas. — *Acción del calor.* — Calentando al rojo oscuro acetileno encerrado en una campana curva, cubierta en su parte superior de una tela metálica, y descansando en mercurio (*fig. 160*), se ve pronto disminuir en dos tercios el volumen del gas, y se forma vapor de bencina :



Esta síntesis de la bencina, cuya importancia es considerable en química orgánica, ha sido realizada por primera vez por M. Berthelot.

Si se continúa calentando, se obtienen otros carburos, y, finalmente, al rojo blanco el acetileno se descompone en carbono y en hidrógeno.



Fig. 160.

Acción del hidrógeno. — El acetileno, calentado al rojo en una campana curva con uno, dos ó tres volúmenes iguales de hidrógeno, da etileno, etano, y formeno: $\text{C}^2\text{H}^2 + \text{H}^2 = \text{C}^2\text{H}^4$; $\text{C}^2\text{H}^2 + 2\text{H}^2 = \text{C}^2\text{H}^6$; $\text{C}^2\text{H}^2 + 3\text{H}^2 = 2\text{CH}^4$.

La síntesis del acetileno obtenida por M. Berthelot (§ 596), ha sido el punto de partida de la síntesis de otros muchos carburos de hidrógeno.

Acción del nitrógeno. — Una mezcla de acetileno y de nitrógeno da, bajo la influencia de una serie de chispas eléctricas, ácido cianhídrico: $\text{C}^2\text{H}^2 + \text{N}^2 = 2\text{CNH}$.

Acción del oxígeno y de los cuerpos oxidantes. — El acetileno arde al contacto del oxígeno del aire con una llama muy viva, produciendo anhídrido carbónico y vapor de agua: $\text{C}^2\text{H}^2 + 5\text{O} = 2\text{CO}^2 + \text{H}^2\text{O}$.

El acetileno forma con un volumen doble de oxígeno una mezcla detonante de gran violencia. Este gas estalla también, aun en estado de pureza, cuando se hace estallar en su masa

una cápsula de fulminato de mercurio ó se le comprime fuerte y bruscamente. Es, pues, de un manejo peligroso.

Acción de los cuerpos halógenos. — Siendo tetratómico, el acetileno se puede combinar por *adición* con dos ó cuatro átomos de cloro.

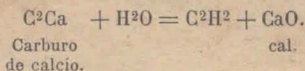
Expuesta á la luz difusa una mezcla de cloro y de acetileno, forma, *sin explosión si no hay aire en el frasco*, un biocloruro de acetileno $C^2H^2Cl^2$, y después un tetracloruro saturado, $C^2H^2Cl^4$, líquidos los dos y con olor etéreo.

Acetiluros metálicos. — Una de las reacciones más importantes del acetileno es su absorción por una disolución amoniacal de cloruro cúprico, y la formación de un precipitado rojo oscuro de *acetiluro cúprico*. Este precipitado es descomponible por el calor y restituye acetileno puro. En el estado seco es fulminante.

Del mismo modo, el acetileno es absorbido por una disolución amoniacal de nitrato de plata, con un precipitado blanco de *acetiluro de plata*, igualmente fulminante en el estado seco.

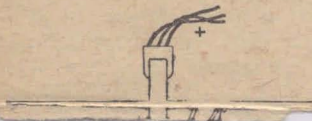
en el amoníaco, donde se produce el precipitado rojo oscuro de acetiluro cuproso, que después se descompone por medio del calor, á fin de obtener acetileno puro.

2º *Por el carburo de calcio; alumbrado por el acetileno.* — Prácticamente se produce el acetileno por medio del carburo de calcio y del agua :



El residuo de la descomposición del carburo de calcio es cal.

El carburo de calcio se fabrica en grande en hornos eléctricos en los países montañosos, utilizando las caídas de agua como fuente de energía para accionar las dínamos. Un electrodo positivo formado por un prisma grueso cuadrangular ó un cilindro de



generadores, de los cuales salen tubos que distribuyen el gas acetileno á las habitaciones.

Observación. — El acetileno se produce en la combustión incompleta de casi todas las materias orgánicas. Existe en pequeña cantidad en el gas del alumbrado ó gas de la hulla.

Isomeria.

597. Isómeros de los carburos de hidrógeno. — Recordemos que se llama isómeros á los cuerpos de la misma fórmula global, pero que tienen con frecuencia propiedades químicas diferentes. *Ejemplo* : el alcohol de vino y el óxido de metilo, cuya fórmula común es C^2H^6O . Pero sus fórmulas desarrolladas permiten diferenciarlos. *Ejemplo* : $C^2H^5.OH$, alcohol de vino ó hidrato de etilo, y $\begin{matrix} CH^3 \\ | \\ CH^3-O \end{matrix}$, óxido de metilo.

Se llama polímeros á los cuerpos diferentes cuyas fórmulas son múltiplos las unas de las otras. *Ejemplo* : el acetileno C^2H^2 y la bencina C^6H^6 ; el aldehído del alcohol de vino C^2H^4O , y la paraldehida $C^6H^{12}O^3$.

Los carburos de hidrógeno presentan numerosos isómeros. Para pasar de un carburo dado al carburo siguiente en la serie, se reemplaza un átomo de hidrógeno por el radical metilo CH^3 . Así, en el etano $CH^3.CH^3$, reemplazando un átomo de hidrógeno por CH^3 , se tiene el propano $CH^3.CH^2.CH^3$. Pero, para pasar del propano al butano, la sustitución de CH^3 á H puede referirse á CH^3 ó á CH^2 , de donde dos butanos isómeros : el butano normal $CH^3.CH^2.CH^2.CH^3$, y un butano secundario $CH^3.CH.(CH^3)^2$, que tienen la misma fórmula global C^4H^{10} . Para pasar de los butanos á los pentanos la sustitución de CH^3 á H puede referirse á CH , CH^2 ó CH^3 , de donde tres pentanos isómeros, etc.

Los isómeros etilénicos son más numerosos todavía que los forménicos. Así, el etileno $CH^2:CH^2$ da lugar á dos propilenos : el propileno normal $CH^2:CH.CH^3$ y un propileno secundario, ó trimetileno $CH^2:CH^2:CH^2$. Lo mismo los dos propilenos podrán dar lugar á tres butilenos, según que la sustitución de CH^3 á H se refiera á CH , CH^2 ó CH^3 .

Los carburos acetilénicos cuentan igualmente numerosos isómeros.

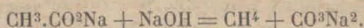
Resumen.

I. Los carburos de hidrógeno no están constituidos más que por dos elementos, el carbono y el hidrógeno y son, pues, los compuestos orgánicos más sencillos. Los cuatro principales carburos de la serie grasa son el *Formeno*, el *Etano*, el *Etileno* y el *Acetileno*.

II. Carburos forménicos saturados C^nH^{2n+2} . Se obtiene casi toda la serie de los carburos forménicos por la destilación de los petróleos americanos. Siendo saturados, no admiten derivados halógenos más que por sustitución.

III. El Metano, Formeno ó Gas de los pantanos CH_4 , es incoloro, insípido é insoluble en el agua. Arde al contacto del aire con una llama azulada, dando agua y anhídrido carbónico.

IV. El formeno existe en la naturaleza : mezclado con el aire constituye el *grisú*, en las minas de hulla. Se le puede extraer directamente del lodo de los pantanos. En los laboratorios se le prepara calentando una mezcla de acetato de sodio y de cal sodada :



V. Entre los principales derivados halógenos del formeno, por sustitución, se encuentran : el *cloruro de metilo* CH_3Cl , el *cloriformo* $CHCl_3$, el *yodoformo* CHI_3 y el *tetracoloruro de carbono* CCl_4 .

VI. El *Etano* ó *Dimetilo* C^2H^6 ó $CH_3.CH_3$ es un gas incoloro, insoluble en el agua, de olor etéreo, que arde con llama azulada. Se le prepara por electrolisis de una disolución de acetato de sodio ó de potasio.

VII. Los petróleos proceden principalmente de la América del Norte (Pensilvania) y de la Rusia meridional (Cáucaso).

VIII. Del petróleo bruto, líquido viscoso y obscuro, se extrae sucesivamente por destilación fraccionada : el *éter de petróleo* ó *gasolina*, la *esencia mineral*, el *aceite lampante*, reservado para el alumbrado, los *aceites densos*, destinados al engrasado de las máquinas y de los que se retira previamente la *parafina* y la *vaselina*.

IX. Carburos etilénicos no saturados, diatómicos C^nH^{2n} . — Estos carburos admiten *por adición*, dos átomos de cloro ó de los otros cuerpos halógenos.

X. El *Etileno* ó *Gas olefiante* C^2H^4 ó $CH^2 : CH^2$, es un gas incoloro, de olor empireumático, poco soluble en el agua. Su densidad es 0,97.

XI. Este gas arde al contacto del aire con una llama muy brillante, dando agua, anhídrido carbónico y un depósito de carbón, si la aireación es insuficiente. Dos átomos de cloro se combinan con el etileno para formar, por adición, un bicloruro $C^2H^4Cl^2$ ó *Licor de los holandeses*.

XII. El etileno no existe en la naturaleza. Se le prepara deshidratando el alcohol de vino por el ácido sulfúrico concentrado á la temperatura de la ebullición : $C^2H^6O - H^2O = C^2H^4$.

XIII. **Carburos acetilénicos no saturados, tetratómicos, C^nH^{2n-2} .** — Estos carburos admiten *por adición* dos ó cuatro átomos de cloro y de los otros cuerpos halógenos. Precipitan las soluciones amoniacales de las sales de cobre y de plata, formando acetiluros de estos metales.

XIV. El Acetileno C^2H^2 , es un gas incoloro, de olor aliáceo, hoy muy empleado para el alumbrado. M. Berthelot le ha obtenido directamente por síntesis, haciendo pasar una corriente de hidrógeno por el arco voltaico. Se le prepara para el alumbrado por la descomposición, por medio del agua, del carburo de calcio.

XV. Se obtiene el carburo de calcio por la combinación directa del carbón y de la cal mezclados íntimamente y calentados á unos 3000° en un horno eléctrico.

XVI. La síntesis del acetileno ha sido el punto de partida de la síntesis de gran número de otros carburos ($C^2H^2 + H^2 = C^2H^4$; $C^2H^2 + 2H^2 = C^2H^6$; $C^2H^2 + 3H^2 = 2CH^4$) realizada por M. Berthelot. Calentando al rojo acetileno en una campana curva reposando en mercurio, M. Berthelot ha obtenido bencina, $3C^2H^2 = C^6H^6$. El volumen del vapor de bencina es un tercio del volumen primitivo del acetileno.

CAPÍTULO III

ALCOHOLES MONOATÓMICOS

Alcoholes, éteres y óxidos alcohólicos. — Alcoholes monoatómicos : alcohol metílico; alcohol de vino ó etílico y sus principales éteres.

Alcoholes.

598. **Alcoholes : función química, constitución y clasificación.** — Los alcoholes constituyen un grupo de cuerpos

orgánicos, formados de carbono, de oxígeno y de hidrógeno, que es de grandísima importancia. Estos alcoholes, comparables á los hidratos de bases metálicas — $K(OH)'$, $Na(OH)'$ — se unen con los ácidos para formar compuestos llamados ÉTERES, habiendo *eliminación de agua*. De modo que los éteres son asimilables á las sales de la química mineral.

Por oxidación, los alcoholes dan sucesivamente aldehidos y ácidos correspondientes, es decir que tienen el mismo número de átomos de carbono de constitución.

Los alcoholes resultan de la sustitución de uno ó varios radicales oxhidrilos $(OH)'$ á uno ó varios átomos de hidrógeno H de los hidrocarburos correspondientes.

Se les divide en mono, di, tri, tetra, penta, hexatómicos, según el número de oxhidrilos $(OH)'$ sustituidos al hidrógeno de los carburos de que derivan.

DERIVADOS ALCOHÓLICOS DEL METANO, DEL ETANO Y DEL PROPANO.

Metano $H.CH^3$; Alcohol metílico $H.CH^2OH$.

Etano $CH^3.CH^3$ { Alcohol etílico $CH^3.CH^2OH$
Glicol $CH^2OH.CH^2OH$.

Propano $CH^3.CH^2.CH^3$; Glicerina $CH^2OH.CHOH.CH^2OH$.

LOS ALCOHOLES MONOATÓMICOS tienen por tipo el *alcohol de vino*, y el *alcohol metílico* ó alcohol de madera.

LOS ALCOHOLES DIATÓMICOS tienen por tipo el *glicol ordinario* descubierto por Wurtz.

LOS ALCOHOLES TRIATÓMICOS tienen por tipo la *glicerina*.

LOS ALCOHOLES HEXATÓMICOS comprenden las *materias azucaradas*.

Isomería.

599. Alcoholes primario, secundario y terciario. — Cuantos más átomos de carbono contienen los alcoholes, más son isómeros, como los carburos de que se derivan. Se les distingue por las denominaciones de alcohol *primario* ó *normal*; de alcohol *secundario*; de alcohol *terciario*.

Un *alcohol primario* es el que, como el alcohol de vino, da por fases de oxidación sucesivas, una aldehida y después un ácido correspondiente. El grupo atómico CH^2OH es característico de los alcoholes primarios.

Un *alcohol secundario* no da aldehida por oxidación, sino una acetona incapaz de transformarse por oxidación conse-

cutiva en un ácido correspondiente, es decir, teniendo el mismo número de átomos de carbono. El grupo atómico CHOH es característico de los alcoholes secundarios.

Un *alcohol terciario* no da por oxidación ni aldehida, ni acetona, ni ácido correspondientes. El grupo COH es característico de los alcoholes terciarios y designa igualmente las aldehidas.

Estos tres alcoholes tienen por carácter común producir éteres al contacto de los ácidos.

La isomería resulta de la sustitución del radical (OH á H en uno de los grupos CH^3 , CH^2 y CH de los carburos, dando en el 1^{er} caso un alcohol primario, en el 2^o uno secundario y en el 3^o uno terciario.

Éteres sales.

600. Generalidades. — Los éteres son el resultado de la combinación de un alcohol con un ácido. Se da más particularmente á estos éteres el nombre de *éteres sales* para indicar bien su completa analogía con las sales metálicas de la Química mineral.

Se los divide en :

Éteres simples, que resultan de la acción de un hidrácido sobre el alcohol (cloruro de etilo $\text{C}^2\text{H}^5, \text{Cl}$);

Éteres compuestos, que resultan de la acción de un oxácido sobre el alcohol (acetato de etilo $\text{CH}^3.\text{CO}^2\text{C}^2\text{H}^5$).

Constitución. — Los éteres sales están constituídos por la sustitución de los radicales alcohólicos C^2H^5 etilo, CH^3 metilo, etc., al hidrógeno de los ácidos. Si el ácido es monovalente no hay más que un solo éter :

HCL
ácido clorhídrico.

$\text{CH}^3.\text{Cl}$
cloruro de
metilo.

$\text{C}^2\text{H}^5.\text{Cl}.$
cloruro de
etilo.

Si el ácido es divalente, hay dos éteres; el uno ácido y el otro neutro :

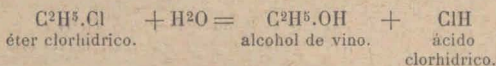
CO^2H
|
 CO^2H
ácido
oxálico.

CO^2H
|
 $\text{CO}^2.\text{C}^2\text{H}^5$
oxalato ácido
de etilo.

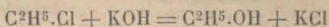
$\text{CO}^2.\text{C}^2\text{H}^5.$
|
 $\text{CO}^2.\text{C}^2\text{H}^3$
oxalato neutro
de etilo.

Propiedades químicas de los éteres sales. — Acción del agua.

— El agua descompone los éteres regenerando el ácido y el alcohol :



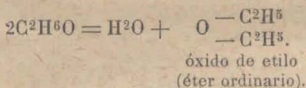
Acción de las bases alcalinas. — Regeneran el alcohol con producción de una sal que tiene por ácido el del éter :



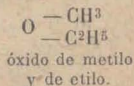
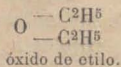
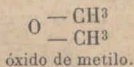
Una reacción análoga, empleada, como veremos en el cap. IV, para la fabricación de jabones, es conocida con el nombre de *saponificación de los éteres*.

Óxidos alcohólicos.

601. Generalidades. — Llamados impropriamente éteres, estos óxidos se derivan de la deshidratación de los alcoholes :



Constitución. — Resultan de la combinación de un átomo de oxígeno diatómico con dos radicales alcohólicos monoatómicos, idénticos ó diferentes; se les llama entonces *éteres mixtos* :



ALCOHOLES MONOATÓMICOS.

Alcohol metílico : CH^3O ó $\text{H}.\text{CH}^2\text{OH}$.

Sinonimia, *Hidrato de metilo* : $\text{CH}^3.\text{OH}$.

602. Alcohol metílico ó espíritu de madera. — Este alcohol, como indica su nombre vulgar, es uno de los productos de la destilación de la madera. Las astillas son introducidas

en cilindros ó retortas de hierro A, calentadas al rojo por un foco exterior (*fig. 163*).

La madera se descompone y se desprenden hidrocarburos gaseosos, alquitranes ó carburos líquidos fácilmente condensables, ácido acético, acetona y alcohol metílico, estos últimos cuerpos en solución acuosa.

Estos diversos productos de descomposición pasan por una serie de tubos BB' enfriados por una corriente de agua. Los carburos gaseosos no condensables vuelven al foco por el tubo C, y sirven, al arder, para alimentarle, mientras que los alqui-

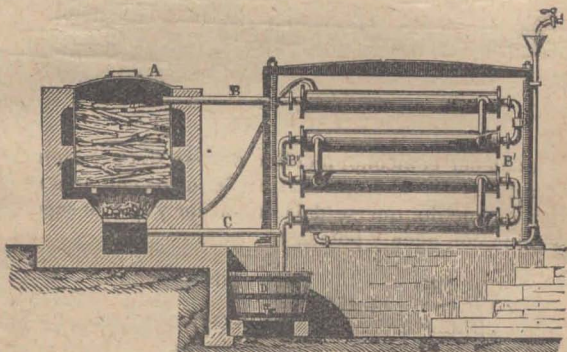


Fig. 163.

tranes y la parte líquida caen en el barreño D. Después de la destilación completa queda, próximamente, 30 por 100 de carbón vegetal en las retortas, se ha quemado en el foco 30 por 100 de gases combustibles, y se ha recogido 40 por 100 de una mezcla de líquido y de alquitrán. Al cabo de unas horas los alquitranes se reúnen en el fondo del barreño y la parte líquida puede ser fácilmente decantada.

De la destilación fraccionada de los alquitranes se retira bencina, naftalina, parafina y *creosota*, líquido análogo al ácido fénico, empleado como antiséptico y para la conservación de la madera.

La parte líquida, constituida por una disolución de ácido acético, de acetona y de alcohol metílico, es introducida en una caldera A (*fig. 164*) calentada por una serpentina de vapor. Los vapores ácidos son retenidos en la cuba B, que

contiene agua, cal y sulfato de sodio, mientras que los vapores de acetona y de alcohol metílico van á condensarse en la serpentina C. La mezcla de alcohol de madera y de acetona constituye el espíritu de madera bruto del comercio.

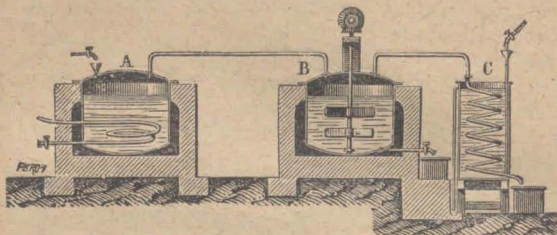
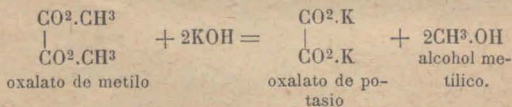


Fig. 164.

Para obtener el alcohol metílico puro se trata el espíritu de madera bruto por el ácido oxálico. Se forma entonces un éter oxálico de metilo, que se deja cristalizar y que se saponifica en seguida con agua y potasa :



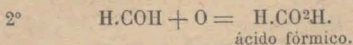
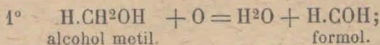
Más adelante veremos cómo se retira el ácido acético contenido en la cuba B.

El alcohol metílico es un líquido incoloro de olor etéreo y espirituoso. Su densidad es de 0,8. Es soluble en el agua, en el alcohol y en el éter y disuelve las materias grasas y las resinas.

603. Propiedades químicas. — *Acción del oxígeno* — El alcohol metílico arde con una llama pálida, azulada, poco intensa, produciendo anhídrido carbónico y vapor de agua. Se le utiliza para el alumbrado por la incandescencia de un manguito hecho de un fino enrejado de tierras raras (óxidos de cerio y de torio) análogo al del mechero Auer. Se le ha empleado también para accionar motores en lugar de la esencia mineral.

El oxígeno y los agentes oxidantes le transforman primero

en aldehida fórmica ó *Formol*, agente desinfectante muy empleado, y después en ácido fórmico :



604. Óxido de metilo $(\text{CH}^3)^2\text{O}$. — Es un líquido muy volátil, que hierve á 22° , de olor etéreo agradable, bastante soluble en el agua, que se obtiene deshidratando el alcohol metílico con el ácido sulfúrico concentrado.

605. Éteres sales del alcohol metílico. — Señalaremos principalmente : el *cloruro de metilo* ó *formeno monoclorado* CH^3Cl , del que ya hemos hablado (§ 577); el *oxalato de metilo* $\text{C}^2\text{O}^4(\text{CH}^3)^2$, que se cristaliza y sirve para preparar el alcohol metílico puro; el *yoduro de metilo* CH^3I , líquido de olor dulce, que hierve á los 44° , empleado como calmante del corazón:

606. Síntesis. — M. Berthelot, partiendo del formeno, cuya síntesis ha sido expuesta (§ 573) le transforma en formeno monoclorado CH^3Cl por la acción directa de una corriente de cloro. Éste, tratado por la potasa, da cloruro de potasio y alcohol metílico : $\text{CH}^3.\text{Cl} + \text{KOH} = \text{CH}^3.\text{OH} + \text{KCl}$.

Alcohol etílico (alcohol de vino, alcohol ordinario) : $\text{C}^2\text{H}^6\text{O}$ ó $\text{CH}^3.\text{CH}^2\text{OH}$.

Sinonimia, *Hidrato de etilo* $\text{C}^2\text{H}^6.\text{OH}$

607. Propiedades físicas. — El alcohol es un líquido incoloro, muy flúido, de sabor ardiente y olor aromático. Su densidad es de 0,79. Hierve á los 78° y se solidifica en el aire líquido á -135° . Disuelve los cuerpos grasos y las resinas. Una mezcla de agua y de alcohol produce una pequeña elevación de temperatura y una ligera contracción de volumen.

608. Propiedades químicas. — *Acción del calor.* — El vapor de alcohol, al pasar por un tubo calentado al rojo, da agua, etileno, hidrógeno, acetileno, aldehida y otros diferentes productos.

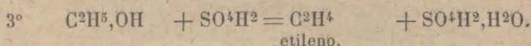
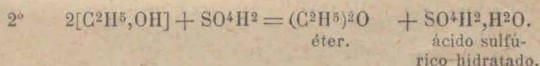
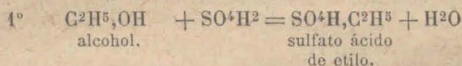
Acción del ácido sulfúrico. — El ácido sulfúrico ejerce sobre el alcohol acción no menos notable, y que varía con la temperatura.

1º. Si la temperatura no pasa de 70º, el ácido sulfúrico se combina directamente con el alcohol y da origen á un ácido particular que se llama *ácido sulfovinico* ó *sulfato ácido de etilo*, y cuya composición está expresada por la fórmula $\text{SO}^4\text{H}, \text{C}^2\text{H}^5$.

2º. Si la temperatura se eleva á 140º, el ácido sulfúrico deshidrata al alcohol y lo transforma en un líquido volátil llamado *éter* $(\text{C}^2\text{H}^5)^2\text{O}$.

3º. Si la temperatura pasa de 170º, el ácido sulfúrico separa del alcohol una molécula de agua y lo transforma en etileno C^2H^4 .

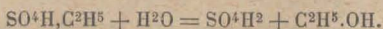
Estas importantes reacciones están representadas por las tres fórmulas siguientes :



Acción de los metales alcalinos. — El sodio y el potasio se disuelven en el alcohol absoluto, desprendiendo hidrógeno y dando lugar á un producto cristalizado, el *etilato* de potasio ó de sodio, también llamado *alcohol potasado* ó *sodado*.

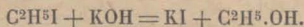
609. Síntesis del alcohol. — M. Berthelot la realizó en 1854.

Primer procedimiento. — 1º Se produce acetileno haciendo pasar una corriente de hidrógeno por el arco voltaico; 2º se transforma este acetileno en etileno haciéndole pasar con el hidrógeno por un tubo calentado al rojo obscuro; 3º se agita este etileno al contacto del ácido sulfúrico concentrado y se produce *ácido sulfovinico* ó *sulfato ácido de etilo* $\text{SO}^4\text{H}, \text{C}^2\text{H}^5$; 4º al contacto del agua con el ácido sulfovinico, se produce alcohol y ácido sulfúrico :



Segundo procedimiento. — Se calienta en un tubo cerrado

etileno y ácido yodhídrico disuelto en el agua. Se obtiene así éter yodhídrico ó yoduro de etilo C^2H^5I , que se trata enseguida por una disolución de potasa. Se forma entonces alcohol, que destila, y yoduro de potasio, que queda en disolución:



Óxido del alcohol de vino: $O \begin{array}{l} \text{—} C^2H^5 \\ \text{—} C^2H^5 \end{array}$.

610. Óxido de etilo ó éter ordinario. — *Propiedades físicas y químicas.* — El éter ordinario que también se llama impropriamente éter sulfúrico, por causa de su modo de preparación, es un líquido incoloro, muy flúido, muy volátil, de olor fuerte y característico de sabor ardiente; su densidad es 0,72. Hierve á 35° , 6; enfriándolo hasta -30° , cristaliza en laminillas incoloras y brillantes. Es soluble en unas diez veces su peso de agua, y en todas proporciones dentro del alcohol. El éter disuelve las materias grasas y resinosas lo mismo que el alcohol. El yodo, el azufre y el fósforo son también solubles en este líquido.

El éter es muy inflamable; arde en el aire con hermosa llama ligeramente fuliginosa, produciendo anhídrido carbónico y agua. Su vapor puede inflamarse á distancia en presencia de un cuerpo en ignición; por esto es peligroso dejar abiertos en las proximidades del fuego frascos que contengan alcohol.



Fig. 165.

A la temperatura ordinaria, el éter absorbe el oxígeno del aire y produce, como el alcohol, aldehído y ácido acético. Esta acción es mucho más rápida bajo la influencia del platino. Si se introduce en un vaso que tenga en el fondo pequeña cantidad de éter (fig. 165) una espiral de platino previamente calentada hasta el rojo, el

platino permanece siendo incandescente y se forman vapores abundantes de aldehído y de ácido acético.

El vapor de éter forma con el oxígeno del aire una mezcla detonante.

El cloro reacciona con violencia sobre el éter para dar diferentes éteres clorados. El ácido sulfúrico le transforma en

ácido sulfovínico ó sulfato ácido de etilo. Los hidrácidos dan cloruros, bromuros y yoduros de etilo.

Preparación. — Prepárase el éter sulfúrico calentando en un matraz B (fig. 166), á unos 140°, una mezcla de 5 partes de alcohol y de 9 de ácido sulfúrico. Este matraz, colocado en un baño de arena, tiene dos golletes, uno de los cuales

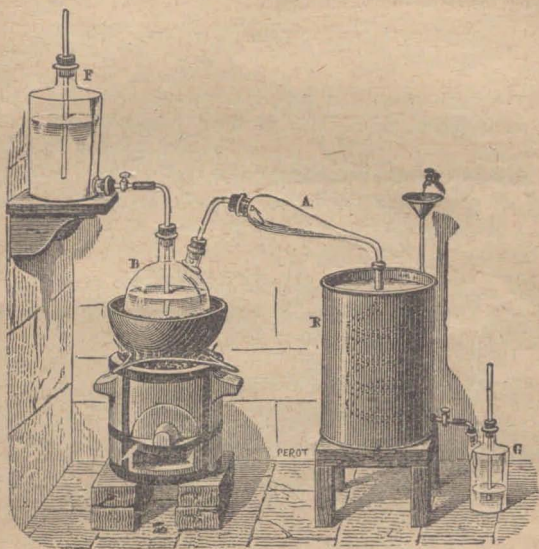
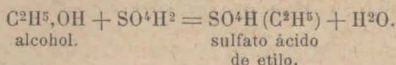


Fig. 166

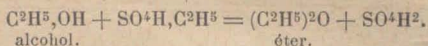
comunica con un frasco F lleno de alcohol puro destinado á reemplazar cada instante el líquido que destila, mientras que el otro comunica por medio de una prolongación A con el serpentín de un refrigerante R, donde el éter se condensa. para dirigirse luego al frasco G en que se le recoge.

Teoría. — Se explica esta transformación del alcohol en éter diciendo que el ácido sulfúrico, siempre muy ávido de agua, deshidrata el alcohol. Esta operación se verifica en dos fases sucesivas :

1ª fase. Fórmase ácido sulfovínico ó sulfato ácido de etilo :



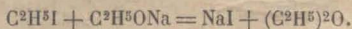
2ª fase. Una nueva molécula de alcohol actúa sobre el sulfato ácido de etilo; prodúcese éter y el ácido sulfúrico queda regenerado :



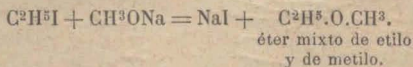
Esto explica cómo una pequeña cantidad de ácido sulfúrico puede convertir en éter á una cantidad casi ilimitada de alcohol.

El éter se usa en medicina como calmante ó para producir la anestesia, cuando no conviene el cloroformo. Empléase en los laboratorios como disolvente, y en fotografía para preparar el colodión.

Observación. — Se prepara también el éter haciendo reaccionar yoduro de etilo sobre etilato de sodio ó de potasio (alcohol sodado ó potasado) :



Se pueden preparar también éteres mixtos haciendo reaccionar yoduro de etilo sobre alcohol metílico sodado :



Éteres sales del alcohol de vino.

611. Éter acético ó acetato de etilo $\text{C}^2\text{H}^3.\text{CO}^2, \text{C}^2\text{H}^5$. — Es un líquido incoloro, de olor agradable, más ligero que el agua, donde es bastante soluble, aunque lo es mucho más en el alcohol. Se le prepara calentando en un matraz una mezcla de acetato de sodio, de ácido sulfúrico y de alcohol concentrado. Recogido el producto de la destilación en un vaso, se enfría y se rectifica después destilándolo sobre cal y cloruro de calcio.

612. Éter oxálico ú oxalato neutro de etilo $\text{CO}^2\text{C}^2\text{H}^5.\text{CO}^2\text{C}^2\text{H}^5$. — Es un líquido incoloro, de olor aromático, de consistencia

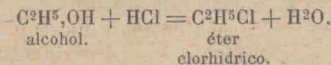
oleaginosa. Se le prepara por un método análogo al que ha servido para el éter acético, calentando una mezcla de oxalato de sodio, de ácido sulfúrico y de alcohol concentrado. El producto de la destilación se rectifica como anteriormente.

Se conoce también un oxalato ácido de etilo $\text{CO}^2\text{H} \cdot \text{CO}^2\text{C}^2\text{H}^5$.

513. Ácido sulfovínico ó sulfato ácido de etilo SO^4H , C^2H^5 . — Este cuerpo, ejemplo de un éter ácido, desempeña papel importante, según hemos visto en la eterificación del alcohol ordinario. Se descompone fácilmente en alcohol y ácido sulfúrico. Se le conoce sobre todo por sus sales, los sulfovinatos de potasio y de sodio, que forman hermosos cristales, muy solubles en el agua. Se les ha utilizado en medicina como purgantes.

Se obtiene, así como el sulfovinato neutro de etilo $\text{SO}^4(\text{C}^2\text{H}^5)^2$, por la acción directa del ácido sulfúrico sobre el alcohol.

614. Éter clorhídrico ó cloruro de etilo $\text{C}^2\text{H}^5\text{Cl}$. — Prepárase por un método análogo á los precedentes, calentando en un matraz una mezcla de cloruro de sodio, de ácido sulfúrico y de alcohol concentrado. Viene á ser, pues, una reacción del ácido clorhídrico en estado naciente sobre el alcohol. El producto de destilación sale en estado gaseoso. Purifícasele haciéndolo pasar á través de un frasco lleno de agua que disuelve el ácido clorhídrico formado, y secándolo después sobre cloruro de calcio. Su vapor va en último lugar á condensarse en un recipiente sumergido en agua helada :



Es un líquido incoloro, de olor aliáceo, algo más ligero que el agua, que hierve á 11° , así es que no se le puede conservar sino en tubos cerrados con la lámpara. Es soluble en todas proporciones en el alcohol y en 50 veces su peso de agua. Es un poderoso anestésico.

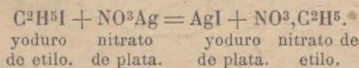
615. Éter yodhídrico ó yoduro de etilo $\text{C}^2\text{H}^5\text{I}$. — Para obtener este cuerpo, descubierto por Gay-Lussac en 1815, se calientan, después de mantenerlos mezclados por espacio de 24 horas en un matraz de vidrio, 100 gr. de alcohol concen-

trado, 100 gr. de yodo y 20 gr. de fósforo rojo. El yoduro de fósforo que se forma actúa sobre el alcohol y produce un ácido oxigenado del fósforo y del yoduro de etilo, que destila, mezclado con un poco de alcohol.

Según hemos visto en la síntesis del alcohol, Berthelot ha preparado del mismo modo el yoduro de etilo, calentando durante 15 á 20 horas, en un matraz cerrado, una mezcla de ácido yodhídrico y de etileno.

El éter yodhídrico es un líquido más pesado que el agua, donde es insoluble, lo cual permite separarlo fácilmente del alcohol que arrastra consigo al destilar. Hierve á 72°, es incoloro, pero se oscurece con bastante rapidez, teñido por el yodo que poco á poco se desprende.

Las sales de plata con el yoduro de etilo producen yoduro de plata y un éter compuesto :



616. Éter nítrico $\text{NO}^3, \text{C}^2\text{H}^5$. — El éter nítrico es un líquido de olor dulce y agradable, cuyo vapor estalla violentamente á 140°. Se le prepara, como hemos dicho, por la acción del nitrato de plata sobre el yoduro de etilo.

Entre las combinaciones importantes que pueden resultar de la acción del ácido nítrico sobre el alcohol, debemos mencionar aquí los compuestos explosivos conocidos con el nombre de *fulminatos de mercurio y de plata*. Se obtienen disolviendo mercurio ó plata en ácido nítrico y vertiendo en seguida alcohol en la disolución. El fulminato de mercurio ó de plata se deposita en seguida en forma de un precipitado blanco cristalino. El fulminato de mercurio sirve para preparar las cápsulas fulminantes de las armas de percusión.

Constitución química del alcohol y de los éteres. Teoría del etilo.

617. Constitución química del alcohol y de los éteres. Teoría del etilo. — Hemos visto en la química mineral que se llaman *radicales* los cuerpos compuestos mono ó poliatómicos, es decir, todavía no saturados y capaces de unirse con uno ó varios átomos de hidrógeno, según su atomicidad,

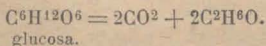
ó con otros radicales de atomicidad equivalente á la suya. Sabemos igualmente que estos radicales pueden existir en realidad, como el nitrosilo, el nitrotilo, el sulfurilo y el etileno, ó ser *supuestos ó hipotéticos*, y que éstos pertenecen sobre todo á la Química orgánica. Entre los radicales monoatómicos hipotéticos más importantes citaremos el *etilo* C^2H^5 y el *metilo* CH^3 .

El etilo C^2H^5 monoatómico podrá combinarse con un átomo de hidrógeno H, con otro radical monoatómico como el exidriló OH, ó con un ácido monobásico como el ácido acético; y dos moléculas de etilo se combinarán con un cuerpo diatómico, como el oxígeno, ó con un ácido bibásico. Tendremos, pues, dos fórmulas :

$C^2H^5.H$	<i>Hidruro de etilo, Etano</i> , gas incoloro que arde con llama azulada;
$C^2H^5.OH$	<i>Hidrato de etilo</i> , alcohol ordinario;
$(C^2H^5)^2.O$	<i>Óxido de etilo</i> , éter ordinario, en el que el oxígeno diatómico se apodera de dos elementos del radical;
$CH^3.CO^2C^2H^5$	<i>Acetato de etilo</i> , éter acético;
$SO^4.H.C^2H^5$	<i>Sulfato ácido de etilo</i> , ácido sulfovinico
$C^2H^5.Cl$	<i>Cloruro de etilo</i> , éter clorhídrico;
$C^2H^5.I$	<i>Yoduro de etilo</i> , éter yodhídrico, etc.

Preparación é industria del alcohol.

618. Fermentación alcohólica. — La fermentación alcohólica consiste en la descomposición de la *glucosa* ó de cualquiera otra materia orgánica, azucarada ó no, pero previamente transformada en glucosa. Esta fermentación se verifica bajo la influencia de un fermento especial, la *levadura de cerveza*. Los productos de descomposición de la glucosa son sobre todo *alcohol*, *anhidrido carbónico*, accesoriamente, *glicerina*, ácido *succínico* y *celulosa*, para constituir la envoltura de las células de levadura nuevamente producidas :



Se demuestra esta fermentación introduciendo en un frasco una disolución de glucosa y añadiendo levadura de cerveza. Al cabo de algún tiempo el líquido se enturbia y se desprenden burbujas de gas más y más numerosas. Recogiéndolo este

gas en una probeta sobre mercurio, se ve que es anhídrido carbónico. El licor ha perdido el sabor azucarado para tomar un olor alcohólico.

619. Naturaleza del fermento. — La *levadura de cerveza* (*saccharomyces cerivisiae*) está formada de células muy pequeñas (fig. 167), pero un poco más gruesas que las de la madre

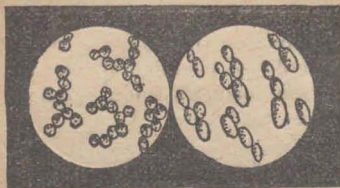


Fig. 167.

del vinagre, é igualmente dispuestas en rosario. Se reproducen por brote. Se distingue la *levadura baja*, que permanece en las capas profundas del líquido en fermentación, constituida por células más anchas, bastante separadas, y la *levadura alta*, que nada en la superficie, donde se

multiplica considerablemente. Sus células, más pequeñas, están agrupadas en forma arborescente. La levadura baja, la más activa, empieza á funcionar entre 4° y 10°; la levadura alta, solamente activa por sus capas más profundas, no empieza á funcionar más que á partir de 15°.

Las levaduras pululan bien al aire libre, pero no dan ocasión á la producción de alcohol hasta que están inmersas para evitar el contacto del aire.

620. Alcohol de remolacha y de melaza. — Las remolachas son primero lavadas y cortadas con un cortarraíces en rajas delgadas y planas llamadas *cosetas*. Las cosetas caen en *difusores maceradores*, especies de cubas cilíndricas verticales, en medio de las cuales gira un platillo horizontal, para dispersar las cosetas contra las paredes y removerlas en el agua acidulada con ácido sulfúrico y calentada á una temperatura de 80° á 85°. Cuando el jugo de las cosetas está agotado, el líquido azucarado es enviado á unas cubas de fermentación para ser allí sometido á la acción de la levadura, y los residuos de la remolacha son evacuados por una válvula colocada en el fondo de los difusores. Los residuos forman lo que se llama la *pulpa*, destinada á servir de abono ó de alimento para los ganados.

El fin de la acidulación por el ácido sulfúrico es convertir

la sacarosa ó azúcar de remolacha, no fermentable, en glucosa y levulosa, las dos fermentables.

La cantidad de ácido sulfúrico que hay que emplear para mil litros de jugo es de 2 kg. 5, y la de levadura, 500 gr. próximamente. La destilación de mil litros de jugo debe dar, poco más ó menos, 40 litros de alcohol de 90°. Del líquido negruzco que forma el residuo de la destilación, conocido con el nombre de vinaza, se extraen sales de potasio y de trimetilamina.

La melaza, residuo de la fabricación del azúcar, es tratada por el agua caliente acidulada con ácido sulfúrico, como anteriormente, para convertir lo que le queda aún de sacarosa, y después se la somete á la acción de la levadura, en la proporción de 2 kilog. de levadura por 100 kilog. de melaza. La fermentación dura unos dos días, después de los cuales se destila el líquido fermentado. 100 kilog. de buena melaza deben dar unos 25 kilog. de alcohol de 90°.

621. Alcohol de grano y de patata. — Los cereales y las patatas contienen almidón susceptible de ser transformado en glucosa. Esta sacarificación preliminar se opera por la influencia de la cebada germinada ó por la acción de los ácidos sulfúrico ó clorhídrico muy diluídos.

Los granos, especialmente los de centeno ó de trigo, son previamente triturados ó hechos harina. Se los mezcla á 20 p. 100 de su peso con cebada germinada, cuya diástasis será el fermento soluble necesario para la sacarificación. El todo es removido enérgicamente en un tonel de madera lleno de agua caliente á una temperatura que no exceda de 60°. Se deja entonces reposarse la mezcla y bastan tres horas para que se verifique la sacarificación. Se recoge el licor azucarado filtrándole por un tamiz y se pone en él la levadura. Dos días después la fermentación alcohólica está terminada y no hay más que destilar para recoger el alcohol. Si se ha empleado un ácido para sacarificar, el licor azucarado debe ser neutralizado con cal antes de la destilación. El hectolitro de grano da, por término medio, 30 litros de alcohol á 90°.

Las patatas, previamente cocidas en una caldera de vapor, son aplastadas hirviendo en una cuba de sacarificación y mezcladas con agua y cebada germinada. La temperatura de la mezcla no debe exceder de 60°, para que pueda obrar la diástasis de la cebada. La sacarificación está completa en

tres horas. Se deja enfriar hasta 20°, se tamiza y se añade la levadura. La fermentación alcohólica dura dos días. 100 kilog. de patatas deben dar, como los granos, unos treinta litros de alcohol de 90°. Los residuos de la sacarificación, llamados *orujos*, y los de la destilación, llamados *vinazas*, sirven para alimento de los ganados.

Todos estos alcoholes necesitan ser rectificados, pues contienen éteres y aldehidas que los hacen tóxicos.

622. Alcohol de vino, de sidra, de cerveza y de perada. — La destilación de las bebidas fermentadas, como el vino, la sidra y la perada, dan los mejores alcoholes, los de consumo. Los aguardientes que deben su aroma á éteres ó esencias particulares, proceden de los mejores vinos.

Observación. — Se obtienen también alcoholes de calidad inferior por la destilación de jugos fermentados que provienen de cotufas, de frutas averiadas, de legumbres, etc.

623. Destilación. — Como el alambique ordinario no da más que una mezcla de agua y alcohol muy débil para ser entregada al comercio, se han imaginado diversos aparatos, todos muy complicados, para obtener alcohol de un grado superior, es decir, menos mezclado con agua. Describiremos tan sólo, y muy sumariamente, el aparato Savalle. Este aparato se compone esencialmente : de una *columna de platillos* llamada *columna rectificadora*, de un *analizador* y de un *refrigerante*.

La *columna rectificadora*, rectangular ó cilíndrica, de hierro ó de cobre, comprende 25 platillos (*fig. 168*). Cada platillo está provisto de dos removedores, como indica la figura 169, de modo que los vapores hidroalcohólicos (formados por una mezcla de vapor de alcohol y de vapor de agua) tengan que atravesar el líquido alcohólico que soporta cada platillo. El espesor de esa capa de líquido es exactamente medido por medio de un tubo vertedor por el que pasa el exceso del licor que se va á destilar, para caer en el platillo inmediato inferior, y así sucesivamente. Esta columna recibe en su base un chorro de vapor de agua destinado á calentarla.

La mezcla de vapor de agua y de vapores alcohólicos arrastrados á cada platillo, sale por la cima de la columna y pasa al analizador, después de haber atravesado un pequeño reci-

piente llamado *rompeespuma*, donde se deposita el licor arrasado mecánicamente, para ser después conducido por un tubo especial á los platillos superiores de la columna.

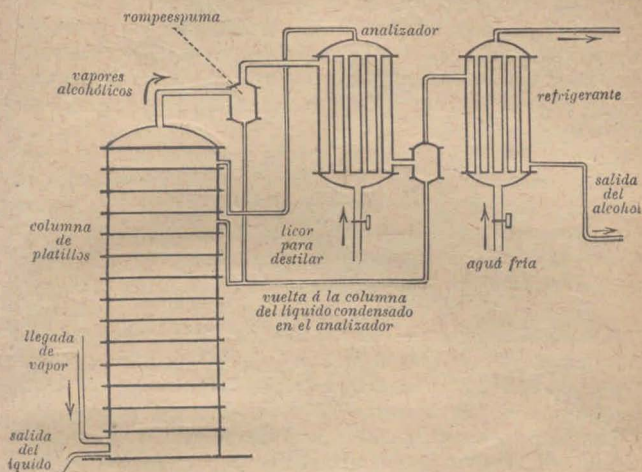


Fig. 168. — Aparato destilatorio Savalle.

Los vapores recorren entonces los numerosos tubos de que se compone el analizador. Alrededor de esos tubos, á los que llega por medio de una bomba por el fondo del aparato, circula el licor alcohólico que hay que destilar. Al mismo tiempo que éste se calienta, enfria los vapores hidroalcohólicos que circulan por el interior de los tubos, quitándoles una parte de su calórico. De esto resulta una condensación del vapor de agua más abundante que la del vapor de alcohol. El licor que hay que destilar, después de haberse calentado en el analizador, llega á los platillos superiores de la columna, así como los vapores de agua y de alcohol condensados en los tubos del analizador. El líquido que se destila cae así de platillo en pla-

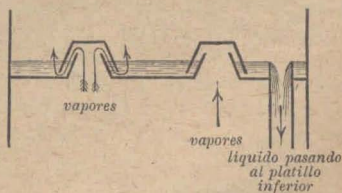


Fig. 169. — Corte de un platillo.

El líquido que se destila cae así de platillo en pla-

tillo y su alcohol se va agotando progresivamente por la alta temperatura del vapor de agua. Cuando llega á la parte baja de la columna, se vierte fuera formando una vinaza, de la que se extraen todavía sales de potasa y de metilamina.

Los vapores de alcohol, desembarazados de gran parte de agua al salir del analizador, pasan á los tubos del *refrigerante* enfriados por una circulación de agua fría. Se condensan allí, y el alcohol bruto ó *flema*, como se dice en la industria, es recogido en recipientes.

Cada flema contiene una esencia especial que le da un olor característico, por lo que se conocen en el olor los alcoholes de remolacha, de patata, de grano. etc. Estos alcoholes brutos contienen todavía demasiada agua, así como aldehidas ó éteres más ó menos tóxicos que les dan mal gusto. Es, pues, necesario rectificarlos.

624. Rectificación. — La *rectificación* del alcohol se hace por una nueva destilación en un aparato análogo al precedente, que comprende una caldera, una columna rectificadora de platillos, un analizador y un refrigerante.

Las flemas son calentadas primero en una caldera, provista de una serpentina de circulación de vapor de agua.

El vapor de alcohol pasa en seguida por los agujeros, de 4 milímetros de diámetro, de los treinta y dos platillos de una columna rectificadora.

Ese vapor llega al analizador, donde es enfriado por una circulación de agua, y el líquido que resulta de la condensación vuelve á la cima de la columna para caer de nuevo en los platillos. Cuando éstos están cubiertos por la capa normal de líquido que deben soportar, se enfría menos el analizador para que un tercio, próximamente, de los vapores, salga de él en estado gaseoso y vaya á condensarse en el refrigerante.

El primer alcohol recogido tiene aún mal sabor (*alcohol mal sabor de cabeza*). En medio de la destilación pasa el mejor alcohol (*alcohol buen sabor*). Hacia el fin de la destilación reaparece el mal gusto (*alcohol mal sabor de cola*), debido esta vez, no á un aceite esencial volátil especial á la flema, sino á la presencia de alcoholes homólogos superiores amílico y propílico. Los alcoholes de mal sabor son utilizados para el alumbrado y para la fabricación de los barnices llamados de alcohol.

Observación. — En los laboratorios se rectifica el alcohol por medio del tubo de Lebel y de Henninger (fig. 148).

625. Alcohol absoluto. — Se obtiene el alcohol *anhidro* ó *absoluto* destilando al baño de maría una mezcla de espíritu de vino y de cal viva introducida en un matraz hace, por lo menos, doce horas. Se puede reemplazar la cal por carburo de calcio; entonces se desprende acetileno

Bebidas destiladas y fermentadas.

626. Bebidas destiladas. — Se llama *alcoholes* á los líquidos destilados que contienen lo menos 90 p. 100 de alcohol; *espíritus*, á los que contienen de 60 á 90 p. 100; *aguardientes*, á las bebidas espirituosas que tienen de 40 á 60 p. 100 de alcohol.

Los principales aguardientes son los de orujo de uva y de sidra. El ron, que proviene de la destilación de melazas de azúcar de caña; el *kirsch*, de la del jugo fermentado de cerezas silvestres; el *gin* ó ginebra, que se obtiene adicionando el licor que hay que fermentar con bayas de enebro machacadas, etc., pueden ser colocados entre los aguardientes. El uso, aun moderado, de todos estos licores es muy nocivo para la salud, sobre todo cuando están fabricados con alcoholes inferiores de remolacha, de grano ó de patata, cuyo *mal sabor* es disfrazado por las esencias aromáticas que añaden los industriales. Estos malos alcoholes son sobre todo los que contienen principios tóxicos, pero el mismo alcohol de vino no está exento de ellas.

627. Bebidas fermentadas. — Las más importantes de estas bebidas, que han sufrido solamente la fermentación alcohólica, pero no están destiladas, son el *vino*, la *cerveza* y la *sidra*.

628. Vino. — Para hacer el vino se empieza por pisar la uva en grandes cubas de madera, (fig. 170), á fin de extraerle el zumo y ponerle en contacto con la levadura de vino (*saccharomyces ellipsoideus*), que forma una especie de polvo en la superficie de la película de los granos. Sus células son un poco más pequeñas y prolongadas que las de la levadura de cerveza.

Al cabo de seis á ocho días, cuando está á punto de cesar

la fermentación y se ha formado por encima del zumo una corteza de espuma más ó menos espesa, se pisa de nuevo el mosto para reanimar la fermentación, mezclando con el líquido los fermentos contenidos en la corteza de espuma. Se



Fig. 170.

le deja otra vez reposarse, y cuando el vino ha dejado casi completamente de hervir por el desprendimiento de burbujas de anhídrido carbónico, se trasiega el líquido en los toneles, que no se tapan completamente á fin de que siga aún la fermentación durante algún tiempo y desprenda

gas carbónico. El vino se aclara poco á poco, pierde por completo su gusto azucarado, y las materias extrañas que tenía en suspensión se depositan en forma de heces, de las que se le separa por un nuevo trasiego.

Algunos meses más adelante se le *clarifica* con gelatina, sangre de buey ó clara de huevo : estas sustancias se combinan con una parte del tanino que contiene el vino, y arrastran consigo al coagularse las materias que todavía enturbaban su transparencia.

Créese generalmente que los vinos blancos se fabrican todos con uvas blancas y esto es un error. Muchos de ellos se sacan de uva negra. La materia colorante de la uva, que existe según se sabe en la película del fruto, no puede disolverse más que á favor del alcohol. De modo que el zumo de la uva negra no puede teñirse de encarnado sino después de fermentar. Basta lo dicho para comprender que si en vez de pisar la uva, se la prensa antes de la fermentación, se obtendrá un zumo incoloro, que, separado de las películas aun existentes en la prensa, da vino blanco. Los vinos blancos se clarifican ordinariamente con cola de pescado, que se

coagula en ellos más fácilmente que la sangre de buey ó la gelatina.

Los *vinos espumosos* han sido embotellados antes de que acabe completamente la fermentación, y el anhídrido carbónico aprisionado hace saltar el tapón cuando se le cortan las ligaduras y espumar el líquido en los vasos. Los vinos de *Champagn*: son generalmente adicionados con azúcar piedra para aumentar la cantidad de gas carbónico debido á la fermentación.

Las proporciones de alcohol contenidas en los diversos vinos varían desde 6 á 17 por 100. Los vinos de Burdeos contienen apenas 8; los de Borgoña, 11; los de España, de 15 á 17. Además del alcohol, la mayor parte de los vinos contienen principios aromáticos ó esencias propias de las uvas que han servido para su preparación y que dan á cada uno de ellos su *aroma* particular.

629. Composición del vino. — La composición del vino es extremadamente compleja. Además del agua (80 á 85 p. 100) y del alcohol (7 á 20 p. 100) que contiene, se encuentran en él, en pequeña cantidad, sustancias de dos orígenes diferentes: 1º las que preexistían en el zumo de la uva (ácidos tártrico y málico, en forma de sales potásicas, *tanino*, *materia colorante* y diversas materias albuminoideas); 2º las que resultan de la fermentación (*éteres acético y enántico*, *aldehida*, *ácido succínico* y *glicerina*).

630. Alcoholumetría. — Se llama así la operación que tiene por objeto fijar la riqueza alcohólica de un vino. Para este objeto se hace uso generalmente del alambique de Salleron (*fig. 171*).

Se vierte, por medio de una probeta graduada, un volumen bien determinado de vino ó de otro licor cuyo grado alcohólico se quiere fijar, en un matraz A, colocado sobre una lámpara de alcohol y que comunica con una serpentina refrigerante. El producto de la destilación es recibido en la probeta graduada B, que ha servido para verter el líquido en el matraz. Se hace hervir hasta que la probeta esté llena, al menos, con dos tercios de la masa líquida que hay que destilar. Todo el alcohol contenido en el vino ha pasado entonces á la probeta, en la que se vierte agua destilada hasta un volumen igual al del vino primitivamente echado en el matraz. Se trata

de que la temperatura sea todo lo próxima posible á 15° y se sumerge en el líquido destilado un alcoholímetro centesimal

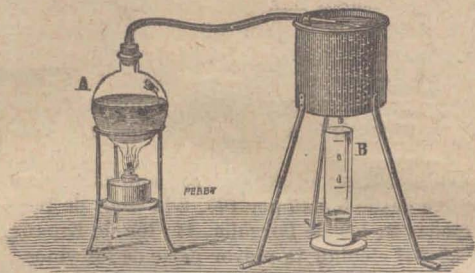


Fig. 171.

de Gay-Lussac, en el que se lee el tanto por ciento del alcohol contenido en el licor.

Si se trata de aguardientes, se sumerge desde luego el alcoholímetro, sin destilación previa.

631. Enfermedades de los vinos. — Pasteur ha probado que las diferentes enfermedades de los vinos, que los hacen volverse *agrios*, *amargos* y *grasos* al envejecer, son debidas á fermentaciones especiales.

El vino se vuelve agrio á consecuencia del desarrollo de la *madre del vinagre*, fermento que oxida al alcohol y le transforma en ácido acético. Esta transformación del vino en vinagre no puede hacerse más que al contacto del aire, en botellas mal tapadas ó á través de los poros del corcho de los tapones comunes. Las *flores del vino*, manchas blanquecinas que se ven flotar en su superficie en las botellas, tienen un origen análogo. Destruyendo el alcohol, le convierten en agua y en anhídrido carbónico y quitan al vino su fuerza y su aroma. Los otros fermentos, que vuelven al vino amargo y aceitoso y le hacen descomponerse, se presentan en forma de filamentos de extremada finura.

Pasteur ha probado qué para preservar los vinos de esas enfermedades parasitarias basta calentarlos durante unos diez minutos, al abrigo del aire, hasta una temperatura de 60° á 70° . Así se conservan los vinos del Mediodía de Francia y de Argelia.

632. Falsificación de los vinos. — Sin hablar de la adición de esencias variadas, ó aromas, para dar á vinos ordinarios el sabor de los afamados, así como de materias colorantes para disimular una adición de agua demasiado copiosa, hablaremos solamente del *vinaje*, del *azucarado* y del *enyesado*.

El *vinaje* es un fraude que consiste en añadir directamente alcohol á vinos demasiado débiles para conservarse ó para viajar. La gravedad de este fraude consiste sobre todo en la mala calidad de los alcoholes empleados.

Se llama *azucarado* el hecho de adicionar el mosto que se encuentra en la cuba de fermentación, con azúcar ó con glucosa, para aumentar la riqueza de alcohol del vino. Naturalmente, el aumento de azúcar tiene por corolario el de agua abundante, con el objeto fraudulento de duplicar ó triplicar, por lo menos la cantidad de vino que el zumo puro de uvas hubiera producido normalmente.

El *enyesado*, que consiste en añadir yeso al mosto de la cuba, está destinado á retardar la fermentación. Estando así el vino más tiempo en contacto con la materia colorante contenida en la pulpa de los granos de uva, resulta de un rojo muy obscuro y sirve, por medio de mezclas, para colorear otros vinos.

633. Cerveza. — La fabricación de la cerveza, infusión fermentada de cebada germinada y de lúpulo, comprende cuatro operaciones : el *maltaje*, la *sacarificación*, el *lupulado* y la *fermentación*.

1º Maltaje. — Esta operación preliminar tiene por objeto hacer nacer en el grano de cebada, por el hecho de la germinación, la cantidad de diástasis ó fermento soluble necesario para la transformación de su almidón en glucosa. Se extiende la cebada mojada en las losas de una gran sala llamada *germinorio*, mantenida á una temperatura de 15°. El espesor de la capa debe ser de unos diez centímetros. La fermentación empieza en seguida, pero se le detiene al cabo de unos diez días, cuando las raicillas han llegado á tener la altura del grano (*fig. 172*).

Se calienta entonces la cebada en estufas especiales, á una temperatura de 80°, y se la desembara de las raicillas pasándola por la criba, y es finalmente triturada en una harina



Fig. 172.

grosera, la *malta*, que se puede conservar en sacos durante largo tiempo.

2º *Sacarificación*. — La sacarificación de la malta se hace en grandes cubas de madera de doble fondo (*fig. 173*). Extiéndese la malta encima del

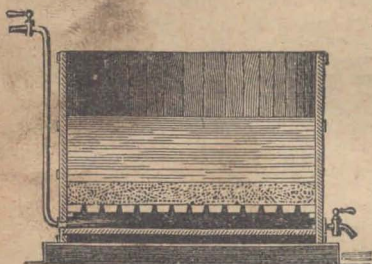


Fig. 173.

desde la malta encima del primer fondo lleno de agujeros, y después se dirige hacia el espacio existente entre los dos fondos agua á la temperatura de 70º próximamente. Agítase vivamente la mezcla por medio de horquillas, y después se cierra la cuba, dejando todo tranquilo durante unas tres

horas. En este intervalo la diástasis actúa sobre el almidón y lo transforma en glucosa, que se disuelve en el agua. Se trasiega entonces el líquido azucarado, designado ya con el nombre de *mosto*, para separarle de la cebada no germinada, residuo de la malta que constituye un excelente pasto para los animales.

3º *Lupulado*. — Esta operación consiste en hacer hervir el mosto durante cuatro ó cinco horas en grandes cubas de cobre, con flores secas de lúpulo, en la proporción de 1 á 2 hilog. por hectolitro de cerveza. Esta cocción tiene por objeto comunicar á la cerveza un principio amargo y aromático, así como asegurar su conservación y su limpieza, coagulando y precipitando las materias albuminosas que contiene.

4º *Fermentación*. — Al salir de las cubas del lupulado, el mosto se enfría por su circulación por un largo tubo expuesto al aire, y vertido después en cubas de madera llamadas de *fermentación*. Se adicionan entonces 3 kg. de levadura para mil litros de líquido. Empieza la fermentación, y poco á poco la superficie del líquido se cubre de espumas, que son recogidas con espumaderas, exprimidas en sacos de hilo y conservadas para una próxima operación. Estas espumas están, en efecto, enteramente compuestas de nueva levadura que ha

brotado en el líquido en una cantidad siete veces mayor, por lo menos, que la empleada primitivamente. Si la fermentación se verifica á 20° de temperatura, la cerveza es fuerte en alcohol; si se produce á menos de 6°, la cerveza está débilmente alcoholizada. En 48 horas la glucosa se ha transformado en alcohol, que queda en el licor, y en anhídrido carbónico, que se desprende. Se trasiega entonces la cerveza á toneles, donde sigue fermentando y expulsando la levadura. Cuando se termina esta segunda fermentación, se clarifica la cerveza con cola de pescado, se la trasiega por última vez y se la expide.

Composición. — La cerveza poco alcoholizada, en la proporción de 2 á 5 gramos por litro, constituye una excelente bebida higiénica. Es alimenticia por las materias nitrogenadas, la dextrina y las sales minerales que contiene en disolución. Es aperitiva por su ligero amargor. El gas carbónico que contiene, procedente de un resto de fermentación, la hace espumosa y picante.

Desgraciadamente, la cerveza se altera rápidamente por la acción secundaria de otros fermentos, distintos de la levadura, contenidos en el aire. Á fin de impedir esas fermentaciones dañosas, Pasteur ha propuesto unos aparatos para que el enfriamiento del mosto y su fermentación por medio de la levadura absolutamente pura se hagan fuera del contacto del aire. La cerveza puede, entonces, ser conservada durante varios meses.

Se falsifica la cerveza, como el vino, por adición de alcohol ó azucarando el mosto con melaza antes de la fermentación. Se le adiciona con frecuencia ácido pícrico, boj ó genciana, para darle, con menos gastos, el gusto amargo del lúpulo, y *ácido salicílico* para que se conserve mejor. Este último procedimiento sobre todo puede ser nocivo para la salud.

634. Sidra. Perada. — La sidra se prepara con el jugo fermentado de manzanas. Las peras dan una bebida análoga conocida con el nombre de *perada* ó sidra de peras.

La fabricación de la sidra es muy sencilla: se aplastan las manzanas por medio de un molino especial, ó debajo de una muela vertical de madera ó piedra, y se deja macerar la pulpa durante 24 horas al contacto del aire. Esta mace-

ración tiene por objeto desarrollar en la pulpa una materia colorante obscura que da á la sidra su color amarillo. Se somete en seguida la pulpa á la acción de la prensa y se recoge en anchas cubas el jugo que destila. La fermentación no tarda en producirse, y cuando se la juzga suficiente se trasiega la sidra en grandes toneles, que se tapan imperfectamente á fin de dejar que la fermentación se complete poco á poco. En esta época la sidra conserva todavía su sabor dulce y azucarado. Puesta en botellas, se vuelve espumosa. Pero á medida que la fermentación se completa, toma un sabor ácido y ligeramente amargo. La sidra contiene de 4 á 9 pour 100 de alcohol.

Alcoholes homólogos del alcohol metílico y del alcohol ordinario.

635. Serie grasa. — Si examinamos las fórmulas del alcohol metílico $\text{CH}^3\text{.OH}$, y del alcohol ordinario $\text{C}^2\text{H}^5\text{.OH}$, vemos que estos dos alcoholes pueden ser colocados en los dos primeros puestos de una serie de alcoholes homólogos saturados, cuya fórmula general sería $\text{C}^n\text{H}^{2n+1}\text{OH}$. Estos alcoholes son numerosos. Citemos entre los principales: el *alcohol propílico* $\text{C}^3\text{H}^7\text{.OH}$, retirado de los residuos de los aguardientes de orujo; el *alcohol butílico* $\text{C}^4\text{H}^9\text{.OH}$, retirado de los residuos procedentes de la rectificación de los aguardientes de remolacha; el *alcohol amílico* $\text{C}^5\text{H}^{11}\text{.OH}$, que se retira igualmente de la rectificación de los alcoholes de remolacha, de patata y de orujo de uva. Es un líquido incoloro y de mal sabor que comunica á los alcoholes precedentes, y que sólo hierve á los 132° .

Se da á esta serie alcohólica $\text{C}^n\text{H}^{2n+1}\text{OH}$ el nombre de *serie grasa*, porque los ácidos grasos margárico y esteárico se derivan por oxidación de alcoholes que forman los últimos términos de la serie.

Resumen.

1. Los alcoholes constituyen un grupo de cuerpos orgánicos formados de carbono, oxígeno é hidrógeno, comparables á las bases minerales. Únense lo mismo que éstas con los ácidos para formar, mediante eliminación del agua, *éteres* asimilables á

sales. Los alcoholes se clasifican según su atomicidad : *alcoholes monoatómicos*, alcohol ordinario, alcohol metílico; *alcohol diatómico*, glicol; *alcohol triatómico*, glicerina; *alcohol hexatómico*, manita, azúcares.

II. **Isomería.** — Se dividen los alcoholes isómeros que tienen la misma fórmula global, pero propiedades químicas diferentes, en *alcoholes primarios*, que dan, como el alcohol de vino, una aldehida y después un ácido correspondientes, (que tienen el mismo número de átomos de carbono) por dos fases de oxidación sucesivas; *alcoholes secundarios*, que no dan aldehida por oxidación, sino una acetona incapaz de transformarse en ácido correspondiente por una oxidación consecutiva; *alcoholes terciarios*, que no dan por oxidación ni aldehida, ni acetona ni ácido correspondientes.

III. El grupo atómico característico de los alcoholes primarios es $\text{CH}_2(\text{OH})$; el de los alcoholes secundarios $\text{CH}(\text{OH})$; el de los alcoholes terciarios $\text{C}(\text{OH})$.

IV. **Éteres sales.** — Son completamente análogos á las sales minerales. Se los divide en : *éteres simples*, que resultan de la acción de los hidrácidos sobre el alcohol; *éteres compuestos*, que resultan de la acción de los oxácidos.

V. El éter clorhídrico ó cloruro de etilo $\text{C}^2\text{H}^5\text{Cl}$ ó de metilo CH^3Cl , el yoduro de etilo $\text{C}^2\text{H}^5\text{I}$ ó de metilo CH^3I , son éteres simples.

VI. El éter acético ó acetato de etilo $\text{CH}^3.\text{CO}^2\text{C}^2\text{H}^5$, el éter oxálico ú oxalato neutro de etilo $\text{CO}^2\text{C}^2\text{H}^5.\text{CO}^2\text{C}^2\text{H}^5$, el sulfato ácido de etilo ó ácido sulfovinico $\text{SO}^4\text{HC}^2\text{H}^5$, son éteres compuestos.

VII. Si el ácido es divalente y el radical alcohólico monovalente, existen dos éteres, el uno ácido y el otro neutro : $\text{CO}^2\text{H}.\text{CO}^2\text{C}^2\text{H}^5$ oxalato ácido de etilo; $\text{CO}^2\text{C}^2\text{H}^5.\text{CO}^2\text{C}^2\text{H}^5$ oxalato neutro de etilo.

VIII. **Éteres óxidos.** — Resultan de la combinación de los radicales alcohólicos, con el oxígeno divalente : $(\text{CH}^3)^2\text{O}$, óxido de metilo : $(\text{C}^2\text{H}^5)^2\text{O}$, óxido de étilo (éter ordinario); $\text{CH}^3.\text{O}.\text{C}^2\text{H}^5$, óxido mixto de metilo y de etilo.

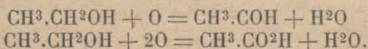
IX. **Alcohol metílico.** — Este alcohol $\text{H}.\text{CH}^2\text{OH}$, todavía llamado *espíritu de madera*, hidrato de metilo $\text{CH}^3.\text{OH}$ se obtiene por la destilación seca de la madera. Arde con llama azulada. El oxígeno le transforma primero en aldehido fórmico ó *formol* CH^2O , desinfectante muy empleado, y después en ácido fórmico CH^2O^2 . Su óxido $(\text{CH}^3)^2\text{O}$, líquido muy volátil, se obtiene

deshidratando el alcohol metílico por el ácido sulfúrico concentrado. Sus principales éteres sales son : el cloruro de metilo CH^3Cl , el yoduro de metilo CH^3I y el oxalato neutro de metilo $\text{C}^2\text{O}^4(\text{CH}^3)^2$.

X. Berthelot ha obtenido por síntesis el alcohol metílico tratando directamente el formeno por una corriente de cloro y descomponiendo después el formeno clorado, por la potasa, en cloruro de potasio y alcohol metílico : $\text{CH}^3.\text{Cl} + \text{KOH} = \text{CH}^3.\text{OH} + \text{KCl}$.

XI. El alcohol etílico ú ordinario $\text{C}^2\text{H}^6\text{O}$ ó $\text{C}^2\text{H}^5.\text{OH}$ ó $\text{CH}^3.\text{CH}^2\text{OH}$ es un líquido incoloro, de sabor fuerte y ardiente y olor aromático. Su densidad es de 0,79. Hierve á $+78^\circ$ y no se congela sino á -135° .

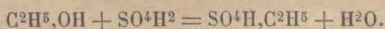
XII. El alcohol arde en el aire con llama azulada. Ciertas sustancias, como la esponja y el negro de platino, le transforman al contacto del aire ó del oxígeno, 1º en aldehído y después en ácido acético.



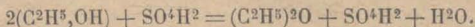
XIII. El cloro, al obrar sobre el alcohol, da dos cuerpos importantes : el cloral ó aldehído clorado $\text{CCl}^3.\text{COH}$ y el cloroformo CHCl^3 .

XIV. El ácido sulfúrico actúa sobre el alcohol de tres maneras diferentes según la temperatura :

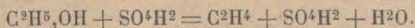
1º Por debajo de 70° , forma con él un ácido particular llamado ácido *sulfovinico* ó *sulfato ácido de etilo* :



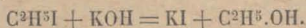
2º Á unos 140° , deshidrata el alcohol y lo convierte en óxido de etilo (C^2H^5) ^2O ó éter ordinario :



3º Por encima de 170° , separa del alcohol una molécula de agua y lo transforma en *etileno* :



XV. Berthelot ha obtenido por síntesis el alcohol etílico calentando en un matraz cerrado etileno y ácido yodhídrico disueltos en agua. Se forma yoduro de etilo que se trata por una disolución de potasa :



XVI. El éter ordinario ú óxido de etilo (C^2H^5) ^2O es un líquido incoloro, de olor vivo y característico. Su densidad es 0,72; hierve á $35^\circ 6'$, y arde en el aire con llama blanca y brillante. Obtiénesele destilando á 140° una mezcla de alcohol y de ácido sulfúrico,

XVII. Éteres sales del alcohol de vino. — Los principales éteres sales del alcohol de vino son : el acetato de etilo ó éter acético $\text{CH}_3.\text{CO}^2\text{C}^2\text{H}^5$; el oxalato neutro de etilo ó éter oxálico $\text{CO}^2\text{C}^2\text{H}^5$; el ácido sulfovinico ó sulfato ácido de etilo $\text{SO}^4\text{HC}^2\text{H}^5$; el cloruro de etilo ó éter clorhídrico $\text{C}^2\text{H}^5\text{Cl}$; el yoduro de etilo ó éter yodhídrico $\text{C}^2\text{H}^5\text{I}$.

XVIII. Fermentación alcohólica. — Esta fermentación es el resultado de la acción de levadura de cerveza sobre la glucosa, á la que desenvuelve en alcohol etílico y en anhídrido carbónico.

XIX. El mejor alcohol se obtiene por la destilación de las bebidas fermentadas, particularmente del vino. Se le obtiene también industrialmente por la destilación del jugo de remolacha ó de melazas, cuya sacarosa ha sido previamente convertida en glucosa fermentable por la acción de un ácido diluido (sulfúrico ó clorhídrico). Se le obtiene de las patatas y de los granos, sobre todo del centeno, cuyo almidón ha sido transformado en glucosa por la acción de la cebada germinada ó de un ácido diluido.

XX. Se dividen las hebidas en destiladas ó aguardientes, todas perjudiciales á la salud, y en fermentadas, como el vino, la cerveza y la sidra, de las que se debe hacer un uso moderado. Las hebidas destiladas aromáticas, llamadas aperitivos, á las que se añaden esencias, como los *bitters*, amargos y ajenos, son las más nocivas de todas.

XXI. Los alcoholes homólogos saturados de los alcoholes metílico y etílico, de la fórmula general $\text{C}^n\text{H}^{2n+1}\text{OH}$, son los alcoholes *propílico* $\text{C}^3\text{H}^7.\text{OH}$, *butilico* $\text{C}^4\text{H}^9.\text{OH}$, y *amílico* $\text{C}^5\text{H}^{11}.\text{OH}$. Estos alcoholes de *mal sabor* y *tóxicos* se encuentran en los residuos de la destilación de los orujos, así como en los de los alcoholes de remolacha, de patata y de grano.

CAPÍTULO IV

ALCOHOLES POLIATÓMICOS

Alcohol diatómico : glicol ordinario. — Alcohol triatómico : glicerina. — Cuerpos grasos neutros. — Bujías esteáricas.

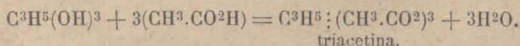
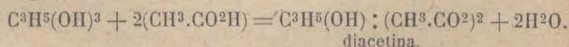
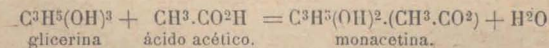
Alcoholes diatómicos.

636. Glicol ordinario ó etilglicol $\text{C}^2\text{H}^4(\text{OH})^2$. — Este alcohol diatómico ha sido descubierto por Wurtz. Es un

rico y oleico y pone en libertad á la glicerina, que se disuelve en el agua. Después de la decantación se trata el licor por medio de una corriente de hidrógeno sulfurado para precipitar el sobrante de óxido de plomo y después se hace evaporar el agua de la glicerina.

Empléase este cuerpo en perfumería y medicina para curar las heridas; en la industria sirve para fabricar nitroglicerina y dinamita.

638. Acción de los ácidos sobre la glicerina. — Como la glicerina es triatómica, puede formar tres éteres con el ácido acético, dos éteres ácidos y uno neutro :



Estos tres éteres acéticos de la glicerina son líquidos. Se les obtiene calentando glicerina á 100° con ácido acético, después monacetina con el mismo ácido, y por fin, diacetina.

Berthelot ha probado que los éteres neutros formados por la glicerina al combinarse con los ácidos grasos esteárico, oleico y margárico, la *tristearina*, la *trioleína* y la *trimargarina*, son idénticos á los principios inmediatos naturales que se encuentran en los cuerpos grasos neutros.

639. Acción del calor. — Los vapores calientes de glicerina se inflaman y arden en el aire. Una temperatura de más de 200° la descompone en diversos productos, uno de los cuales, la *acroleína*, es un líquido incoloro, de olor sofocante.

640. Nitroglicerina ó trinitrina $\text{C}^3\text{H}^5(\text{NO}^3)^3$. — La nitroglicerina es un líquido aceitoso, amarillento, insoluble en el agua, de olor ligeramente aromático; su densidad es 1,60. La facilidad con que detona bajo la influencia de un choque ó de una brusca elevación de temperatura, hace de este cuerpo uno de los más peligrosos de manipular. Basta con que caiga al suelo un frasco lleno de nitroglicerina para que reviente.

Prepárase la nitroglicerina haciendo caer gota á gota glicerina en una mezcla en volúmenes iguales de ácido nítrico y de ácido sulfúrico. Después se vierte todo en gran cantidad de agua fría y la nitroglicerina se reúne en el fondo del vaso, formando una capa líquida, que se aísla decantando el agua acidulada de encima.

Tratada por la potasa, la nitroglicerina es saponificada con formación de nitrato de potasio y reconstitución de la glicerina.

641. Dinamita. — Para utilizar la fuerza explosiva de la nitroglicerina es necesario atenuar su sensibilidad. El sueco Nobel ha llegado á ese resultado mezclando ese cuerpo con materias porosas é inertes, como arena, polvo de ladrillo, ó randanita, capaces de absorber hasta el 75 por 100, formando una pasta aceitosa que puede ser fácilmente moldeada en cartuchos. Esta pasta constituye la dinamita que no detona más que por un choque muy violento ó por el estallido de una cápsula de fulminato de mercurio. La dinamita presenta además la ventaja de detonar debajo del agua.

La *dinamita goma* ó *gelatina explosiva* es una mezcla de colodión y nitroglicerina.

CUERPOS GRASOS NEUTROS

Estearina. Margarina. Oleína.

642. Cuerpos grasos neutros. — Las materias grasas conocidas con los nombres de aceite, de sebo, de manteca, etc., están formadas por la mezcla, en proporciones variables, de principios inmediatos, los principales de los cuales son la *estearina*, la *margarina* y la *oleína*, verdaderos éteres sales que resultan de la combinación de la glicerina con los ácidos grasos.

Los cuerpos grasos son solubles en el alcohol, el éter, las esencias y el sulfuro de carbono. Su densidad es menor que la del agua.

La *estearina* es sólida, blanca, fusible á 62°, casi insoluble en el alcohol y el éter.

La *margarina* ó *palmatina* es sólida, blanca, de aspecto nacarado (á esto debe su nombre). No se distingue de la es-

viene de la fabricación esteárica, por lejías cáusticas de sosa, preparadas adicionando con cal viva una disolución de carbonato de sodio (sosa en bruto). El carbonato de calcio se precipita y queda una solución cáustica de sosa.

Empastado. — La mezcla de aceite y de lejía floja es llevada á la ebullición en enormes calderas de hierro revestidas interiormente de cemento y calentadas á fuego directo ó por un tubo de vapor. La operación dura unas cinco horas, durante las cuales se agita continuamente. Al cabo de ese tiempo la saponificación está realizada en gran parte, y se ve nadar en la superficie del líquido una pasta de jabón mezclada con aceite.

Amplificación. — Siendo insoluble el jabón en el agua salada, se añade una lejía cargada de cloruro de sodio, se agita, y todo el jabón, así como el aceite no saponificado todavía, vuelve á subir á la superficie. Se trasiegan, entonces, por un grifo las lejías agotadas.

Cocción. — Esta operación tiene por objeto hacer la pasta más resistente y acabar la saponificación. Consiste en hacer hervir cuatro veces, sucesivamente, la pasta y lo que queda de aceite, con lejías sódicas saladas, hasta que la saponificación esté terminada por completo. Á veces se añade un poco de sulfato de hierro y se forma un jabón de hierro mezclado con sulfuro, que da á la pasta un aspecto azulado.

Moldeado. — El jabón, completamente terminado, es puesto en moldes, donde se solidifica. Después se le hace secarse.

648. — Diversas clases de jabones. — Para obtener *jabón blanco* se deslie el jabón bruto en una abundante lejía hirviendo, que se deja enfriar lentamente. El jabón de hierro y otras impurezas que provienen del carbonato de sosa se precipitan y flota una pasta blanca que se pone en moldes y se solidifica aprisionando un 45 por 100 de agua.

Para obtener el *jabón jaspeado* la lejía debe ser poco abundante y enfriada de pronto. Los jabones de hierro y de alúmina que provienen de las impurezas no tienen entonces tiempo de precipitarse y forman las vetas azuladas que caracterizan á ese jabón, preferible al blanco pues no contiene más que 25 por 100 de agua.

El *jabón blando de potasa* se prepara con lejías potásicas y aceites de linaza, de colza y de cañamones.

Para los *jabones finos* de lavabo se usan aceites vírgenes de primera calidad y se perfuma la pasta.

Bujías esteáricas.

649. Fabricación de las bujías esteáricas. — Las *bujías esteáricas*, ú ordinarias están enteramente compuestas de una mezcla de ácido esteárico y ácido margárico, que se obtiene saponificando las grasas y los sebos con la cal.

El sebo mezclado con agua es encerrado en un autoclave, caldera vertical de cobre, de 4 á 5 metros de altura, de un metro de ancho y que puede ser cerrada herméticamente (fig. 174).

Se añade una pequeña cantidad de cal, 1 á 2 por 100, se mezcla y se hace llegar un chorro de vapor al autoclave, hasta una presión de ocho atmósferas, que es mantenida

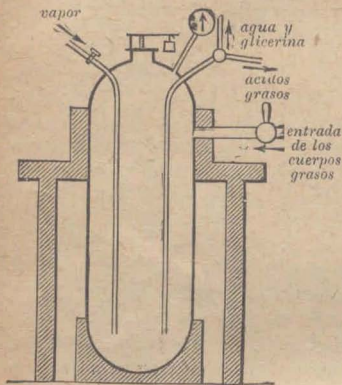


Fig. 174.

durante ocho horas. Se deja entonces bajar la temperatura á 130° y se abre el grifo de vaciado de la caldera. La presión arroja primero el agua glicerizada, que se recibe en una cuba especial, y después los ácidos grasos, parcialmente combinados con la cal, que se reciben en otra cuba forrada de plomo, calentada por un tubo de vapor y que contiene ácido sulfúrico diluido en agua. Se forma entonces sulfato de calcio, que se precipita, y la mezcla de tres ácidos grasos esteárico, margárico y oleico, flota.

Esta mezcla es recogida y encerrada en sacos de lienzo grueso, y después sometida á la acción de una prensa hidráulica, primero en frío y después caliente. El ácido oleico se vierte y queda en el saco una torta sólida, enteramente compuesta de ácido esteárico y margárico. Se hacen fundir de nuevo esos ácidos y después de haberlos purificado por

muchas lavaduras con agua hirviendo, ó mejor, por destilación, se vierte todo en un ancho embudo AB (fig. 175) en cuyo fondo están fijos varios moldes cilindricos de plomo, cada uno de los cuales lleva en el eje una mecha de algodón trenzado que ha sido previamente empapado en una solu-

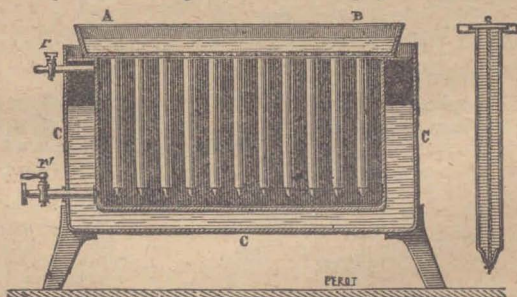


Fig. 175.

ción diluida de ácido bórico. Cuando las bujías son retiradas del molde, se las blanquea exponiéndolas durante algún tiempo á la luz y á la humedad y se pulimenta la superficie frotándola con un paño.

Otros alcoholes poliatómicos.

650. Nomenclatura. — Señalemos solamente : el *Eritrito* $C^4H^6(OH)^4$, alcohol tetratómico extraído de los líquenes; el *Arabito*, $C^5H^7(OH)^5$, alcohol pentatómico extraído de la goma arábica, y el *Manito* $C^6H^8(OH)^6$, alcohol hexatómico, de sabor azucarado extraído del maná, jugo vegetal que se recoge de varias especies de fresnos.

Resumen.

I. El *glicol ordinario* ó *etilglicol* $C^2H^4(OH)^2$ es un alcohol diatómico. Es un líquido incoloro, inodoro, ligeramente azucarado, que da ácido oxálico $C^2O^4H^2$ cuando se le oxida por medio del ácido nítrico.

II. La *glicerina* $C^3H^5(OH)^3$ es un alcohol triatómico que puede formar tres éteres con el ácido acético, dos éteres ácidos y un

éter neutro. Constituye con los ácidos grasos esteárico, oleico y margárico éteres neutros que son idénticos á los principios inmediatos de que están formados los cuerpos grasos neutros.

III. La *glicerina* es un líquido incoloro ó amarillento, de consistencia aceitosa y sabor azucarado. Extráesela de cuerpos grasos por *saponificación* mediante una base poderosa, ó desdoblandolos en ácido y glicerina por un chorro de vapor recalentado.

IV. Una mezcla de ácido nítrico y de ácido sulfúrico transforma á la glicerina en *nitroglicerina*, líquido muy explosivo con el cual se prepara la *dinamita*, mediante adición de arena ó de ladrillo machacado.

V. Los *cuerpos grasos neutros* están constituidos por la mezcla en proporciones variables de tres principios inmediatos : la *estearina*, la *margarina*, y la *oleína*.

VI. La estearina y la margarina son sólidas á la temperatura ordinaria, la oleína líquida. Estos tres principios sometidos á la acción de los álcalis se desdoblan en ácidos esteárico, margárico y oleico, que se combinan con el álcali, y en un principio líquido, la *glicerina*.

VII. Se da el nombre de *jabones* á verdaderas sales formadas por la combinación en proporciones definidas de los ácidos grasos esteárico, margárico y oleico con las bases alcalinas y ciertos óxidos metálicos.

VIII. Los jabones blandos son de base de potasa; los duros de base de sosa. Se les obtiene uniendo directamente las grasas y los aceites con la potasa ó la sosa. Los *emplastos* de que se hace uso en medicina son jabones de base de plomo.

IX. Las *bujías esteáricas* están compuestas enteramente de una mezcla de ácido esteárico y ácido margárico, que se extrae del sebo de buey tratándolo sucesivamente con cal y ácido sulfúrico dilatado

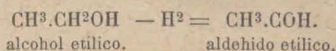
CAPÍTULO V

ALDEHIDOS. — ACETONAS. — HIDRATOS DE CARBONO

Aldehido ordinario. — Cloral. — Aldehido fórmico (formol). — Acetona ordinaria. — Hidratos de carbono. — Glucosa y glucósidas. — Sacarosa. — Lactosa. — Dextrina. — Gomas. — Materia amilácea (almidón y fécula). — Gluten. — Celulosa; fabricación de papel.

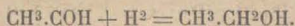
Aldehidos.

651. Definición. — Se da el nombre de *aldehido* (alcohol deshidrogenado) al producto que resulta de la primera fase de oxidación de un alcohol primario. Estando estos alcoholes caracterizados por la agrupación $\text{CH}^2 \text{OH}$, y teniendo por resultado la primera fase de su oxidación quitarles dos átomos de hidrógeno, resulta que el grupo COH es característico, en las fórmulas desarrolladas, de la función aldehida :

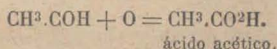


La función aldehida está caracterizada por la tendencia que tienen estos cuerpos.

1º Á transformarse en alcohol correspondiente bajo la influencia del hidrógeno nascente, que resulta de la descomposición del agua por la amalgama de sodio :



2º Á transformarse en ácido correspondiente bajo la influencia de un cuerpo oxidante como el permanganato de potasio acidulado con ácido sulfúrico.



Los aldehidos forman con el bisulfito de sodio productos cristalizados netamente definidos.

tico. Su solución constituye igualmente un buen antiséptico para el lavado de las heridas.

654. Formol ó aldehído fórmico $H. COH$. — Este poderoso desinfectante, hoy muy empleado, se prepara industrialmente haciendo pasar vapores de alcohol metílico (espíritu de madera), mezclados con gran cantidad de aire, por una tela metálica incandescente. El líquido que se recoge es la solución comercial del formol á 40 p. 100. Para repartir vapores de formol en una habitación se usa una simple lámpara de espíritu de madera, sobre la cual hay una espiral de platino. Se enciende, y, en cuanto la espiral está roja, se apaga. La espiral sigue candente y los vapores de alcohol metílico se transforman parcialmente, á su contacto, en formol.

El aldehído fórmico es un vapor muy irritante, muy soluble en el agua, fácilmente liquidable y que hierve, entonces, á los 21° .

Acetonas ó cetonas.

655. Generalidades. — Las *acetonas* ó *cetonas* pueden ser consideradas como los aldehídos de los alcoholes secundarios, en el grupo característico ($-CHOH-$) de los cuales se han quitado dos átomos de hidrógeno. El radical carbonilo $-CO-$ es, pues, simbólico de la función acetona. Esta función es parecida á la de los aldehídos; pero si las acetonas, por hidrogenación, reconstituyen el alcohol secundario correspondiente, su oxidación no produce la formación de un ácido que tenga el mismo número de átomos de carbono.

Una acetona está constituida por la unión de dos radicales alcohólicos ó fenólicos en el grupo carbonilo CO . Si los dos radicales son semejantes, como en la acetona ordinaria $CH^3. CO. CH^3$, la acetona se llama normal ó simétrica; si los radicales son diferentes, como en la acetofenona, $CH^3. CO. C^6H^5$, cuerpo cristalizado empleado en medicina como calmante con el nombre de *hipnona*, la acetona se llama mixta.

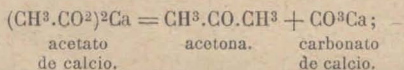
Para designar sus compuestos es costumbre agregar á la composición de su nombre el de los radicales existentes y darle por afijo la terminación *quetona*, que indica la función. Si los dos radicales son idénticos se agrega á su designación el prefijo *di*. Así, la acetona ordinaria se llama *dimetilque-*

tona y la acetofenona *metilfenilquetona* por el radical *fenilo* C^6H^3 . Estudiaremos las propiedades generales de las acetonas describiendo la acetona ordinaria.

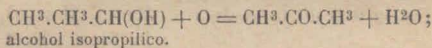
656. Acetona ordinaria ó dimetilquetona CH^3, CO, CH^3 . — La *acetona ordinaria* llamada también *dimetilcarbonilo* á causa del grupo carbonilo CO que entra en su composición es un líquido volátil que se puede mezclar con agua, alcohol y éter, de olor de éter agradable. Su densidad es 0,8, hierve á 50° y arde con hermosa llama azulosa. La acetona posee propiedades anestésicas equivalentes á las del cloroformo. Se la emplea en la preparación del yodoformo.

La acetona ordinaria y, en general, todas las acetonas se preparan :

1º Por destilación seca de las sales calcáreas ó plúmbicas de los ácidos orgánicos que se calientan en una retorta de hierro hasta 500° ó 600° :



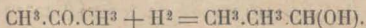
2º Por oxidación de los alcoholes *secundarios* :



3º La acetona se recoge también como producto secundario de la destilación de la madera y de la fabricación industrial de la anilina.

Propiedades químicas. — La acetona forma con el bisulfito de sodio un compuesto cristalizado. Esta reacción sirve para purificar la acetona combinándola con el bisulfito de sodio, lavando con éter los cristales formados y destilándolos en seguida mezclados con agua. Se recogen los vapores de acetona por destilación fraccionada, hacia los 60° .

Hidrogenando la acetona se reconstituye el alcohol secundario isopropílico de origen :



Una mezcla oxidante de ácido sulfúrico y de bicromato de potasio no transforma la acetona en un ácido correspon-

si el licor ha sido adicionado con un ácido diluido, ó sembrado de levadura de cerveza, el azúcar se intervierte, como ya hemos visto, y se desdobra en glucosa y levulosa.

666 Propiedades físicas y químicas. — El azúcar de caña ó de remolacha es un cuerpo sólido, blanco, soluble en toda proporción en el agua hirviendo, insoluble en el alcohol y en el éter y que desvía á la derecha el plano de polarización de la luz. Su densidad es de 1,6.

Su disolución concentrada caliente, deposita por evaporación y enfriamiento lentos cristales en forma de prismas romboidales, llamados *azúcar piedra* ó *cande* (fig. 176).

Evaporada rápidamente á una temperatura elevada, esa disolución concentrada se cuaja en una masa amorfa y transparente que se llama azúcar de *orge* y pierde poco á poco su transparencia cristalizando muy lentamente.



Fig. 176.

El azúcar se funde hacia los 160° ; calentado á 220° pierde dos moléculas de agua y se transforma en un cuerpo obscuro, el *caramelo* $C^{12}H^{18}O^9$; en fin, si se eleva más aún la temperatura, se descompone enteramente y deja como residuo un carbón muy negro, ligero é hinchado.

Recordemos que la acción prolongada del calor sobre una disolución azucarada la intervierte en glucosa y levulosa.

El ácido nítrico concentrado lo transforma en ácido oxálico por oxidación. El ácido sulfúrico le carboniza. La mezcla de los ácidos nítrico y sulfúrico le convierte en un azúcar nitrado detonante. Los ácidos orgánicos le intervierten.

La sacarosa se une fácilmente á las bases enérgicas, como la potasa, la sosa, la barita y el óxido de plomo, y forma con ellas *sacaratos* ó *sucratos* muy inestables, análogos á las sales.

667. Estado natural. — La sacarosa existe formada, no sólo en la caña de azúcar y en la remolacha, sino en la zanahoria, las cortezas de arce y de álamo y, en general, en todos los jugos vegetales no ácidos. En presencia de un ácido, en efecto, la sacarosa se intervertiría en glucosa y levulosa.

668. Fabricación del azúcar de remolacha. — Entre las remolachas azucareras, la blanca de Silesia da el mayor rendimiento de sacarosa, ó sea el 12 á 14 por 100 por término medio. Las diferentes operaciones que requiere la fabricación del azúcar son : la *extracción del jugo*, la *purificación por la cal*, la *carbonatación*, la *sulfitación*, el *filtrado*, la *concentración*, la *cocción* y el *turbinado*.

669 Extracción del jugo por difusión. — Las remolachas, bien lavadas previamente en un lavadero mecánico para desembarazarlas de la tierra que las rodea, son transportadas por una correa de vasijas al *cortarraices*, que las divide en rajas muy delgadas llamadas, *cosetas*. Las cosetas son en seguida llevadas á una batería de cilindros llamados *difusores*, donde se maceran hasta perder todo su azúcar en el agua, calentada á unos 70°. Todo el azúcar encerrado en las células de las remolachas se disuelve en esa agua, mientras que las materias albuminoideas no solubles quedan en suspensión y forman los residuos, que se expulsan por el fondo movable de los difusores. Se las conserva, con el nombre de pulpa, como abono y como alimento de ganados.

670. Purificación del jugo. — El jugo azucarado obtenido por difusión, aunque es bastante puro, fermentaría pronto si no se le desembarazase de sus impurezas y, sobre todo, de sus principios ácidos, por medio de la cal. El jugo de remolacha que viene de los difusores pasa á una caldera de doble fondo (*fig. 177*), calentada por un chorro de vapor. Se le mezcla con una lechada de cal en la proporción de una décima parte y se pone su temperatura á unos 90°. La cal

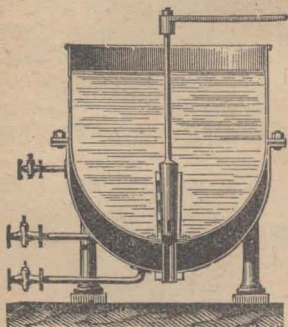


Fig. 177.

forma entonces con los ácidos y las materias colorantes precipitados insolubles, y, combinándose con el azúcar, constituye un *sucrato de calcio* soluble. Se hace entonces llegar una corriente de gas carbónico que descompone el sucrato, formando un precipitado de carbonato de calcio, insoluble.

Esta primera carbonatación debe ser débil, de modo que no se neutralice completamente la cal y quede un jugo alcalino.

Sulfitación. — Esta operación, muy importante, tiene por objeto decolorar el jugo por la acción del anhídrido sulfuroso, y ha reemplazado hoy por completo al filtrado por el negro animal que ocasionaba una pérdida notable de azúcar y era muy costoso. Se prepara el anhídrido sulfuroso calentando azufre hasta su evaporación en un recipiente cerrado al que se hace llegar un chorro de aire por una serie de tubos especial. El anhídrido sulfuroso producido es dirigido al jugo, al que decolora, al mismo tiempo que produce, transformándose en ácido sulfuroso que se combina con la cal restante, un sulfito de calcio insoluble. Hay que cuidar de detener la operación antes de que el jugo cese de ser alcalino, para evitar la interversión del azúcar por el ácido sulfuroso sobrante. Por fin, para eliminar completamente la cal se procede á una nueva carbonatación.

El jugo clarificado, pero mezclado con materias insolubles formadas en gran parte de sulfito y de carbonato de calcio, es filtrado bajo presión á través de espesos lienzos de muletón, y, así purificado y decolorado, se le conduce á las cubas de concentración.

671. Concentración del jugo. — Para evitar la alteración del azúcar (intervención) que sería producida por una temperatura demasiado alta si se concentrase el jugo por ebullición bajo la presión atmosférica, se le hierve á una temperatura relativamente baja, inferior á 100°, en calderas en que se hace un vacío parcial.

El *aparato de triple efecto* se compone de tres calderas que comunican entre sí (*fig. 178*). Cada una de estas calderas está dividida en dos partes, una superior y otra inferior, que comunican por una serie de tubos. El jugo que entra en la 1ª caldera es calentado por un chorro de vapor de agua que proviene de un generador y que pasa entre los tubos que unen las partes superior é inferior de esta caja. Los vapores procedentes de la ebullición del jugo pasan entre los tubos de la 2ª caja y determinan igualmente la ebullición del jugo que contiene, á una temperatura más baja que en la 1ª caldera; del mismo modo, los vapores que se forman en la

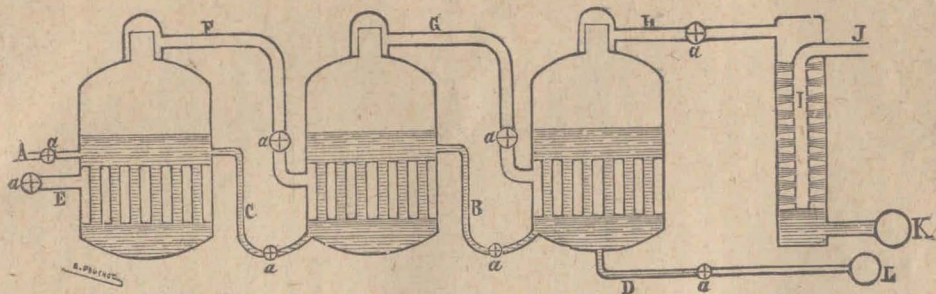


Fig. 178. — Aparato de triple efecto

- A. Llegada del jugo azucarado á la 1ª caja.
 C Paso del jugo azucarado de la 1ª á la 2ª caja
 B. — — — — — 2ª á la 3ª —
 D. — — — — — 3ª á la bomba L.
 E. Llegada del vapor á la 1ª caja.
 F. Paso de los vapores de la 1ª caja á la cámara de calefacción de la 2ª
 G. — — — — — 2ª — — — — — 3ª.
 H. — — — — — 3ª al condensador.
 I. Condensador.
 J. Llegada de agua fria al condensador.
 K. Bomba que eleva el agua del condensador y el vapor condensado.
 L. Bomba que eleva el jugo concentrado que se encuentra en la 3ª caja.
 a a a. Válvulas.

2ª caja pasan entre los tubos de la 3ª y calientan hasta la ebullición el jugo que allí se encuentra. La ebullición se hace en la 3ª caldera á una temperatura aún más baja que en la 2ª.

En la 1ª caldera la presión es regulada, por aspiración de aire, á 650^{mm} de mercurio, y la ebullición se produce á 96°. En la 2ª caldera la presión es reducida á 380^{mm} y la ebullición se verifica á 82°. En la 3ª caldera el aire es rarificado hasta una presión de 110^{mm} y la ebullición se hace á los 54°. El jugo debe pasar sucesivamente por cada una de estas calderas y es evacuado de la 3ª en estado de jarabe.

672. Cocción en granos del jarabe. — El jarabe que sale de la 3ª caja debe marcar lo menos 25° en el areómetro de Baumé. Se le conduce entonces á una caldera especial de cobre (*fig. 179*), para sufrir allí la cocción. En su parte supe-

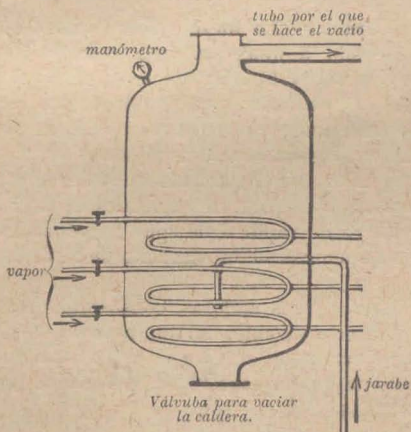


Fig. 179. — Aparato para cocer el jarabe.

rior hay un tubo lateral, por el que se hace el vacío. Tres serpentinas superpuestas permiten enviar separadamente á cada una de ellas un chorro de vapor de agua. Un espejo deja ver el interior de la caldera y una válvula de vaciado cierra su fondo. Se envía jugo de modo que cubra la 1ª serpentina y se hace un vacío relativo en la caldera para favo-

recer la ebullición producida por el calor que desprende un chorro de vapor lanzado contra la 1ª serpentina. El jarabe se concentra más, y, por intervalos regulares, se hace llegar por aspiración jarabe frío en pequeña cantidad cada vez. Se ve entonces formarse el grano, es decir, subir á la superficie del jarabe cristallitos de azúcar. Se llena así poco á poco la caldera y se ponen sucesivamente en acción las tres serpentinas. Se juzga que la cocción ha terminado cuando un poco de jarabe se cuaja en masa dura al contacto del agua fría. Entonces se deja entrar el aire al mismo tiempo que se desocupa la caldera por el fondo. La masa de jarabe es recibida en un depósito, donde se la agita durante 24 horas con melazas. El grano del jarabe se agranda entonces á expensas de esas melazas, á las que toma una parte de azúcar, hasta que éstas no contienen más que un 40 por 100, en cuyo concepto se venden al destilador para fabricar alcohol.

673. Turbinado. — La mezcla de cristales de azúcar y de jarabe es llevada á unas *turbinas* constituidas por una especie de depósito cilíndrico de tela metálica, que gira á 1 200 vueltas por minuto y encerrado en un recipiente de hierro. Por la fuerza centrífuga, el jarabe es proyectado á través de las mallas de la tela metálica, y forma la melaza, mientras que el azúcar cristalizado queda en el interior de la alambreira. Para blanquear los cristales de azúcar, se hace llegar un chorro de vapor ó de agua pulverizada al interior de la turbina mientras su movimiento de rotación.

674. Melazas. — Las melazas, constituidas por la porción de jarabe no cristalizable, sirven para la fabricación del alcohol, de la cerveza y del pan de especias. Son más abundantes á medida que la cocción se ha hecho á una temperatura más elevada.

675. Refinado. — El *refinado* tiene por objeto purificar y blanquear el azúcar cristalizado que sale de las fábricas. Se funde el azúcar en la mitad de su peso de agua á 50°, y se añade 5 por 100 de negro animal en polvo y 2 por 100 de sangre de buey desfibrinada por percusión, y se hace cocer. Al coagularse la albúmina de la sangre, arrastra las impurezas en suspensión en el jarabe y forma con ellas una espuma en la superficie. Después de enfriarlo, se trasiega el jarabe,

que es filtrado en sacos de muletón (filtros de Taylor, *fig. 180*) y clarificado de nuevo por su paso por los filtros de negro animal. Cuando el jarabe está suficientemente concentrado se

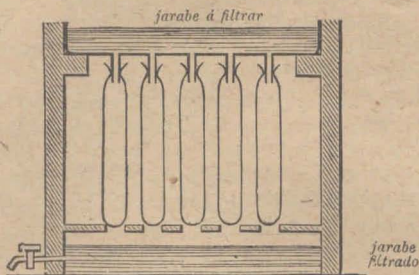


Fig. 180.

le vierte en moldes cónicos, (*fig. 181*) agujereados en el vértice del cono y cuya abertura está cerrada por un tapón de trapo.

Cuando está terminada la cristalización, se quita el tapón y se dejan correr las aguas madres. En fin, después de haber colocado los pilones de azúcar sobre su base se riega el vértice con un jarabe muy concentrado y muy puro que, no pudiendo disolver el azúcar, quita las impurezas dejadas por las aguas madres en la punta del pilón.



Fig. 181.

676. Fabricación del azúcar de caña. — Las cañas de azúcar son progresivamente comprimidas por unos cilindros á fin de extraerles todo el jugo. El residuo azucarado y leñoso de la compresión sirve como combustible. El jugo es en seguida tratado como el de remolacha. Las melazas, constituidas por la porción de azúcar que la cocción ha intervertido y hecho no cristizable, son empleadas para la fabricación del *ron*. Como en el azúcar de remolacha, si se hace la cocción á baja temperatura, hay menos melaza. El azúcar bruto de caña ó de remolacha, amarillento por la melaza, se llama *azúcar mascabado*.

677. Lactosa ó azúcar de leche ($C^{12}H^{22}O^{11} + H^2O$). — La *lactosa* se extrae del suero, esto es, de lo que queda de la

leche después de separar la manteca y la caseína. Evaporando el suero, la lactosa se precipita poco á poco bajo la forma de pequeños cristales amarillentos que se purifican mediante varias cristalizaciones sucesivas, y que se blanquean filtrando su disolución á través de negro animal.

El azúcar de leche es muy empleado para azucarar la leche y otros alimentos destinados á los niños, y como diurético. La lactosa es dextrogiro y reduce en la ebullición el licor de Fehling. Hidrogenada por la acción de la amalgama de sodio sobre el agua, se transforma en dos alcoholes hexatómicos : la *manita* y la *dulcita*. Puede, pues, como la glucosa, ser considerada como el aldehído de esos alcoholes.

Dextrina.

678. Dextrina $C^{12}H^{20}O^{10}$. — La dextrina, cuya composición es idéntica á la del almidón, es una sustancia sólida, ama-

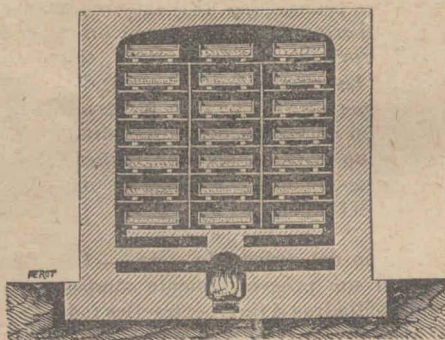


Fig. 182.

rillenta, quebradiza, parecida á la goma arábiga en sus propiedades físicas; pero se distingue de ésta en que, tratada por el ácido nítrico ordinario, se transforma en ácido oxálico, y no en ácido mícico, según hacen las gomas. La dextrina debe su nombre á la propiedad que tiene de desviar hacia la derecha el plano de polarización de la luz; es muy soluble en el agua, insoluble en el alcohol puro. Bajo la influencia de los ácidos dilatados, se apodera de una molécula de agua y se convierte en glucosa.

Los ácidos dilatados, lo mismo que la diástasis, fermento soluble de la cebada germinada, transforman al almidón en dextrina. Esta transformación se efectúa por simple cambio molecular, toda vez que los cuerpos tienen idéntica composición química.

Se prepara generalmente la dextrina por el procedimiento Payen. Se embeben 1000 kg. de fécula ó de almidón con 300 kg. de agua acidulada con 2 kg. de ácido nítrico. La pasta es dividida en pedazos iguales, que se secan primero al aire y se calientan después en una estufa (*fig. 182*) á 110° durante dos horas. Se puede también preparar la dextrina haciendo reaccionar la cebada germinada sobre una mezcla de agua y de almidón á 70°. Se conoce que todo el almidón se ha transformado en dextrina cuando el yodo produce en el licor una coloración roja vinosa.

La dextrina es empleada en la industria para dar tiesura á los tejidos. Hace las veces de goma en la fabricación de los sellos de correos, etiquetas, sobres de cartas y otros papeles engomados.

Gomas.

679. Definición. — Dase este nombre á unas sustancias solubles en el agua, insolubles en el alcohol y el éter, no cristalizables, y que presentan como carácter propio el de dar origen á un ácido particular, el *ácido mucico*, cuando se las trata con ácido nítrico. Las gomas abundan mucho en el reino vegetal. Distínguense tres especies principales, á saber: la *arabina* ó *goma arábica*, la *cerasina* ó *goma del país*, la *basorina* ó *goma adraganto*.

La *goma arábica*, combinación de la *arabina* ó *ácido gúmico* con la cal y la potasa, mana naturalmente de diversos árboles del género *acacia* que se dan en Arabia y en el Senegal. Preséntase en fragmentos irregulares, amarillentos y semi-transparentes, de fractura brillante y concoidea; es insípida é inodora, muy soluble en el agua, insoluble en el alcohol y el éter. Su densidad es 1,4.

La *goma del país* ó *cerasina* es la goma que mana de nuestros árboles frutales (cerezos, ciruelos, almendros, etc.). Solo es parcialmente soluble en el agua fría; pero se disuelve enteramente en el agua hirviendo.

La *goma adraganto* ó *basorina* proviene de los astrágalos

del Levante (*astragalus verus*). Está formada en parte de una materia que se hincha en el agua sin disolverse y constituye un mucílago muy denso.

Materia amilácea.

680. Estado natural. — La *materia amilácea* $C^{12}H^{20}O^{10}$ existe en gran número de vegetales, particularmente en los granos de los cereales, en los tubérculos de las patatas y de las cotufas y en diferentes raíces, la de la yuca, por ejemplo.

Examinada al microscopio, se presenta en forma de unos



Fig. 183.

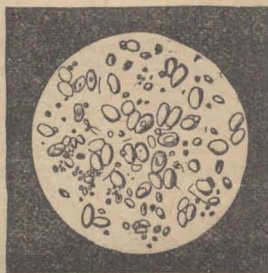


Fig. 184.

gránulos ovoides compuestos de capas concéntricas y que presentan en un punto de su superficie un fino canalito llamado *hilio*

La materia amilácea extraída de los cereales lleva el nombre de *almidón*, y la de otra procedencia, especialmente de la patata, es llamada *fécula*.

Los granos de *fécula* (*fig. 183*) son notablemente más voluminosos que los del *almidón* de trigo (*fig. 184*).

681 **Propiedades de la materia amilácea, almidón ó fécula.** — El *almidón*, puesto en contacto con el agua á la temperatura de 70 á 100°, se hincha considerablemente y se transforma en engrudo de *almidón*.

El yodo forma con el *almidón* un compuesto llamado *yoduro de almidón*, de un color azul característico. Este *yoduro de almidón*, tenido en suspensión en el agua á una

temperatura de 66° se pone incoloro y vuelve á tomar su color por enfriamiento.

El almidón seco, calentado á 200° se convierte en *dextrina*. Los ácidos, y en particular el sulfúrico, muy diluídos en agua y llevados á la ebullición, le convierten en *dextrina* y después en *glucosa*.

El almidón diluído en agua á 70° experimenta las mismas modificaciones, es decir, se cambia en *dextrina* y en *glucosa*, bajo la influencia de la *diástasis*, fermento de la cebada germinada.

Tratada en frío por una solución de sosa ó de potasa, la materia amilácea se transforma en engrudo.

682. Preparación del almidón. — 1° Extracción por lavado.

— Una pasta hecha con harina de trigo es amasada bajo un chorro de agua (*fig. 185*), que arrastra el almidón y deja por residuo una materia gris y viscosa á la que estaba asociado, que es el gluten, con el que se preparan los fideos, los macarrones y diversas pastas alimenticias.

En la industria, el amasado de la pasta se opera mecánicamente en una artesa semicilíndrica de tela metálica. El agua lechosa que resulta del lavado de la pasta pasa á través de esa tela y cae en un recipiente, en cuyo fondo se deposita el almidón que ha arrastrado. El gluten queda en la artesa enrejada.

Este procedimiento de lavado, que permite conservar el gluten, es aplicable á las harinas de buena calidad.



Fig. 185.

2° Extracción por fermentación. — Es el procedimiento industrial aplicable á las harinas averiadas, cuyo gluten no tiene valor. Á un cocimiento claro de harina se le añade agua procedente de una fermentación anterior. Al cabo de

unas horas, se forma sucesivamente glucosa, alcohol, ácido acético y gas carbónico, y el gluten, que sufre la descomposición pútrida, desprende amoníaco y ácido sulfhídrico. Durante estas diversas descomposiciones, el almidón, muy resistente, se deposita no alterado en el fondo de la cuba, donde se le recoge para hacerle sufrir varios lavados y secarle después.

Después de la extracción del almidón por lavado (primer procedimiento) se le somete á una fermentación pútrida análoga á la que se acaba de describir, para destruir el poco gluten que ha podido arrastrar y que sería nocivo para su conservación en estado seco.

683. Preparación de la fécula de patata. — Se extrae la fécula de patata reduciendo primero los tubérculos á una

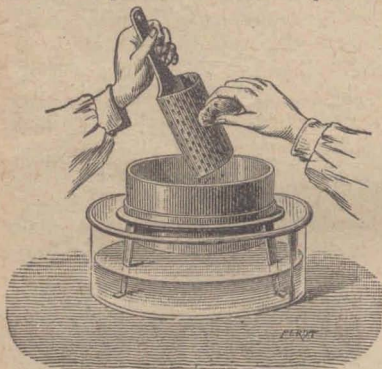


Fig. 186.

masa pulposa por medio de un rallador (fig. 186), que desgarras las células vegetales, lo que permite salir á los granos de fécula. Esta pulpa es sometida en seguida á la acción de un chorro de agua que arrastra la fécula á través de un tamiz fino destinado á retener los pedazos de las células desgarradas. Esta agua cae en cubas, en cuyo fondo se deposita la fécula.

En la industria, las patatas son lavadas y enviadas después á un rallador cilíndrico movido mecánicamente, que las reduce á pulpa. Esta pulpa, diluida en gran cantidad de agua pasa sucesivamente á través de tres tamices de mallas cada vez más finas, que retienen el salvado formado por los restos celulares. El agua cargada de fécula corre en seguida por la superficie de tres planos ligeramente inclinados sobre los cuales se la deposita. La fécula es entonces recogida, lavada, secada y entregada al consumo. La *fécula verde*, que contiene todavía 30 á 40 por 100 de agua y que debe su colo-

ración á un poco de clorofila que proviene de las células, es reservada para las glucoserías. La *fécula blanca*, perfectamente seca después de varios lavados y que sólo contiene 20 por 100 de agua, es reservada para los usos alimenticios.

La industria hace mucho uso de las materias amiláceas. El almidón de trigo sirve para almidonar la ropa; la *fécula* es empleada sobre todo para la fabricación de la dextrina y de la glucosa, para pegar papel, para la pastelería fina y para la confección de salsas.

El *sagú*, la *tapioca*, el *arrurruz*, son féculas alimenticias exóticas que no son más nutritivas que la de patata, puesto que carecen, como ella, de nitrógeno.

Gluten. Harinas. Panificación.

684. — El *gluten* es una substancia nitrogenada, del grupo de las amidas, que señalamos aquí porque es el residuo de la preparación del almidón con las harinas de los cereales.

El gluten está formado por una mezcla de varias substancias nitrogenadas (*fibrina*, *caseína* y *albúmina vegetales*) análogas á los productos animales del mismo nombre.

Es una materia blanda, de un blanco grisáceo, flexible, elástica y muy nutritiva. Se queda entre los dedos cuando se amasa la pasta de harina bajo un chorro de agua para extraer el almidón. El gluten se pudre pronto en la humedad, lo que no hace el almidón. Por eso, las harinas deben ser conservadas en sitio muy seco.

685. **Harinas.** — La *harina*, que resulta de la molienda de los cereales, es una substancia blanca, suave al tacto, compuesta sobre todo de almidón y gluten y que permite hacer con el agua una pasta pegajosa. Contiene también un poco de glucosa, dextrina, materias grasas vegetales y diferentes sales.

La harina de trigo es la más rica en gluten, 14 á 15 por 100 próximamente, y es, por tanto, la más nutritiva. La diferencia de aspecto microscópico entre los granos de almidón de trigo (*fig. 184*) y los de *fécula* de patata ó de otra procedencia (*fig. 183*), permite reconocer fácilmente las falsificaciones de las harinas.

686. **Panificación.** — Hecha la pasta con agua, sal y

harina de trigo, se la adiciona con *levadura*, pasta agria, ó con levadura de cerveza. Después de un fuerte amasado, la pasta es dividida en panes, que se abandonan, á una temperatura de 20 á 30°, en la proximidad del horno. La glucosa de la harina fermenta por la influencia de la levadura, y se produce alcohol y gas carbónico, que, por su tendencia á desprenderse, levanta la pasta y hace en ella ampollas más ó menos gruesas, lo que la vuelve más ligera. Cuando la pasta ha levantado, se la mete en el horno para cocerla. Allí aumenta todavía de volumen por la dilatación del gas carbónico en las células que ha formado, y su superficie se dora al caramelizarse.

Celulosa $C^{12}H^{20}O^{10}$.

687. Propiedades físicas. — La *celulosa* es la sustancia más abundante en la organización vegetal : en efecto, ella es la que constituye las paredes de las celdas y de los vasos de todas las plantas (*fig.* 187 y 188). Está casi pura en el algo-

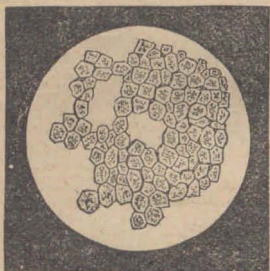


Fig. 187.

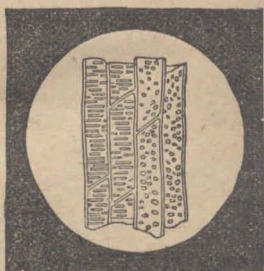


Fig. 188.

dón, en el cáñamo, el lino y la medula de saúco. El papel, la ropa vieja y todas las fibras vegetales que han sufrido numerosos lavados, la contienen igualmente en estado de pureza.

La celulosa es blanca, sólida, diáfana. Es insoluble en el agua, el alcohol y el éter, pero es rápidamente soluble en el reactivo de Schweitzer (disolución amoniacal de óxido de cobre). Se la puede precipitar por un ácido diluído, en forma de celulosa amorfa y gelatinosa. Su densidad media es de 1,4.

Se prepara la celulosa tratando el algodón, la medula de saúco ó el papel de filtrar blanco por el ácido acético extendido, que se neutraliza en seguida en caliente por una solución alcalina. Después de varios lavados con agua hirviendo, se obtiene celulosa pura, que es secada en estufa.

688. Propiedades químicas. — Una temperatura superior á 200° descompone la celulosa en carbón, agua, ácido acético, anhídrido carbónico y otros diversos productos alquitranosos y gaseosos.

Los ácidos y los álcalis muy diluídos tienen poca acción sobre ella, pero cuando están concentrados la destruyen y la transforman en diversos productos. Así, los ácidos sulfúrico y fosfórico la convierten primero en *dextrina* y después en *glucosa*. Una ebullición prolongada en el ácido nítrico extendido transforma la celulosa en ácido oxálico.

Estas reacciones permiten hacer alcohol con trapo viejo. Se tritura éste en un gran mortero con un peso de ácido sulfúrico igual ó superior al suyo y se le disuelve así en una materia negruzca y pegajosa que contiene mucha dextrina. Añadiendo agua y sometiendo esta masa á una ebullición de diez á doce horas, la dextrina se transforma en glucosa. Se precipita entonces el ácido sulfúrico con la creta, y después se filtra, se evapora y se obtiene así glucosa de un blanco amarillento ó *azúcar de trapo*, que se puede transformar fácilmente en alcohol.

Las soluciones alcalinas de potasa y de sosa no tienen acción sobre la celulosa; pero el cloro y los hipocloritos alcalinos la atacan fácilmente, lo que explica que se estropee la ropa lavada con agua de Javel.

La celulosa sirve para fabricar cuerdas, hilos, tejidos de lino, cáñamo ó algodón, papel, fulmicotón, colodión, etc.

689. Pergamino vegetal. — Sumergiendo por medio minuto una hoja de papel de filtrar en ácido sulfúrico mezclado por mitad de agua, y lavándola después con agua abundante, esta hoja toma el aspecto del pergamino. Tal es el *pergamino vegetal* que se usa en química para los experimentos de diálisis.

690. Algodón pólvora. — Á la temperatura ordinaria, el ácido nítrico concentrado se combina con la celulosa y la

cambia, sin alterar su forma, en una substancia eminentemente inflamable y explosiva conocida con el nombre de *algodón pólvora*.

Se prepara sumergiendo algodón en rama en una mezcla por partes iguales de ácidos nítrico y sulfúrico concentrados cuando está fría. Después de quince minutos de inmersión, se le lava con mucha agua y se le deja secarse lentamente. El algodón pólvora, que conserva el aspecto del algodón en rama ordinario, es una pólvora poderosa reservada sobre todo para los trabajos de minas y para la carga de torpedos. Sirve también para la confección de pólvora sin humo destinada á las armas de fuego ; pero entonces se le añade alcanfor para disminuir su rapidez explosiva.

691. Colodión. — Es una substancia de consistencia de jarabe, formada por la disolución en una mezcla de una parte de alcohol y tres de éter, de una celulosa tetranitrada $C^{12}H^{16}O^6(ONO^2)^4$, obtenida dejando macerar algodón durante una hora en una mezcla á pesos iguales de salitre y ácido sulfúrico concentrado. El colodión, que deja una película diáfana é insoluble en el agua, de celulosa nitrada, después de la evaporación del éter y el alcohol, es utilizado en fotografía y cirugía para proteger los pequeños recortes.

692. Celuloide. — Esta bonita substancia, hoy muy usada, con la que se imita el marfil y la concha, está formada de una mezcla comprimida de algodón pólvora, alcanfor y alcohol. Es, pues, muy inflamable.

693. Madera. — La celulosa no se halla en el estado puro más que en las células vegetales jóvenes. Cuando éstas envejecen se impregnan de una materia incrustante bastante soluble en el agua, el *leñoso*, para formar la madera. La solubilidad relativa del leñoso hace que las telas viejas, que han sido lavadas muchas veces, estén constituidas por celulosa pura.

694. Fabricación del papel. — Para fabricar papel se puede emplear la celulosa en todas sus formas : trapo viejo de hilo, de cáñamo y de algodón, paja de cereales, madera, etc.

Después de separar los trapos de hilo, de cáñamo y de

algodón se procede á la *colada*. Para esto se les corta en las dimensiones convenientes y se les introduce en una caldera rotativa formada por una esfera hueca (*fig. 189*) que contiene una lejía de sosa cáustica, y montada sobre goznes. Después de cerrada herméticamente, se le envía un chorro de vapor y se le hace girar con lentitud.

Hecha la colada, los trapos pasan á la *pila desfilachadora* para ser desfilachados y reducidos á fibras. Este aparato

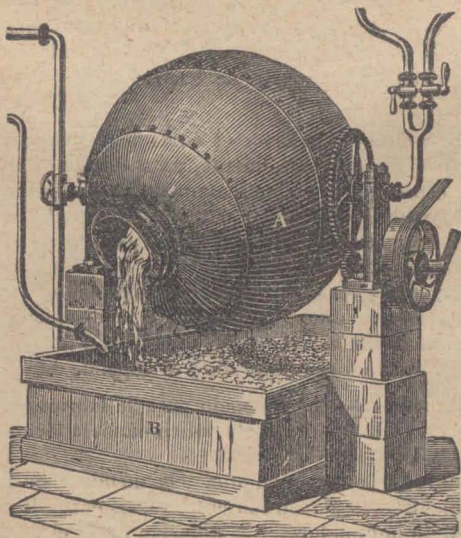


Fig. 189.

está compuesto de un cilindro que gira rápidamente sobre sí mismo y armado de hojas cortantes que desfilachan los trapos.

La pasta pasa después, para ser blanqueada, á una *pila blanqueadora*, especie de caja, donde se le adicionan cloruros decolorantes, y puesta en movimiento por una paleta giratoria. M. Hermite ha facilitado esta operación descomponiendo el cloruro de calcio ó de magnesio por una corriente eléctrica. La sal es, en efecto, regenerada á medida que se verifica la decoloración de la celulosa por el cloro naciente, de modo

que el mismo baño de cloruro de calcio puede servir para varios blanqueos.

La pasta blanqueada pasa entonces á una *pila refinadora* en la que las hojas del cilindro giratorio son más finas y más próximas, para sufrir allí otro desfilachado más prieto.

Estos diversos procedimientos mecánicos tienen el grave inconveniente de destruir y partir las fibras. Por eso los papeles actuales se conservan peor que los antiguos, fabricados por procedimientos más lentos, pero que dejaban las fibras de celulosa más largas y con mayor resistencia.

Cuando la pasta está bastante fina y bien diluída, no hay más que extenderla, lo que se hace á mano ó mecánicamente.

Papel á mano. — La pasta es enviada á un tamiz rectangular, que oscila horizontalmente, para que se extienda con el mismo espesor y se seque lentamente. Cuando la pasta se ha hecho bastante consistente para formar una hoja, es ésta fuertemente comprimida entre dos paños de lana y llevada al secador. El encolado, que sirve para impedir que la tinta « se corra » en el papel, no se hace más que en hojas de papel á mano, sumergiéndolas en una disolución gelatinosa adicionada de alumbre. No se fabrica á mano más que el papel destinado á ser timbrado y el papel de dibujo.

Papel mecánico. — El encolado para la fabricación mecánica se hace en la misma pasta, adicionándola fécula, resina y alumbre.

La pasta encolada cae en una tela metálica sin fin y allí se orea mientras es arrastrada entre varios pares de cilindros que hacen de laminadores y la aplastan hasta el espesor que se quiere, la secan y los dos últimos, calentados al vapor, le dan su brillo y su satinado. La fabricación es continua, pues la pasta cae constantemente sobre la tela metálica y el papel fabricado se arrolla sin interrupción en unos rollos para ser entregado al comercio.

Resumen.

I. Los *aldehidos* son cuerpos compuestos de carbono, de oxígeno y de hidrógeno, que se derivan de los alcoholes por eliminación de dos átomos de hidrógeno, y que pueden inversamente regenerar á esos alcoholes fijando hidrógeno. Si del grupo CH^2OH

característico de los alcoholes primarios, se elimina H^2 , queda el grupo COH característico de los aldehidos.

II. El *aldehido ordinario* $CH^3.CO H$ es un liquido incoloro, de olor etéreo sofocante. Prepárasele calentando alcohol con una mezcla oxidante compuesta de ácido sulfúrico y de bicromato de potasio :



Es un cuerpo reductor, muy ávido de oxígeno para transformarse en ácido acético.

III. El *cloral* es un aldehido clorado $CCl^3.CO H$ que se obtiene por la acción prolongada de una corriente de cloro sobre el alcohol. El cloral absorbe una molécula de agua y se transforma en cristales transparentes de hidrato de cloral, utilizado en medicina como hipnótico. Por la influencia de los álcalis el hidrato de cloral se descompone en cloroformo y formiato alcalino

IV. El *formol* ó aldehido fórmico $H.CO H$, usado como desinfectante, muy soluble en el agua, está constituido por un vapor irritante, liquidable á 21° . Se le prepara haciendo pasar vapores de alcohol metílico, mezclados con mucho aire, por una tela metálica candente.

V. Las *acetonas* ó *cetonas* son líquidos irritantes, etéreos, que pueden ser considerados como los aldehidos de los alcoholes secundarios. Del grupo $CHOH$ característico de esos alcoholes, se obtiene por eliminación de dos átomos de hidrógeno, el radical carbonilo CO , propio de las acetonas.

VI. Una acetona está, pues, constituida por la unión de dos radicales alcohólicos ó fenólicos al radical CO . Ejemplo : la *acetona ordinaria* ó *dimetilcetona* $[CH^3.CO.CH^3]$; la *acetofenona* ó *hipnona* $CH^3.CO.C^6H^5$.

VII. La *acetona ordinaria*, liquido volátil, de olor etéreo agradable, que tiene propiedades hipnóticas y anestésicas y arde con llama azulada, se obtiene por destilación seca del acetato de calcio $(CH^3.CO^2)^2Ca = CH^3.CO.CH^3 + CO^2Ca$.

Se recoge también la acetona como producto secundario de la fabricación de la anilina.

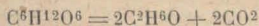
VIII. Se llaman *hidratos de carbono* unas sustancias orgánicas ternarias en las que el oxígeno y el hidrógeno están combinados en las proporciones del agua. Tales son las materias azucaradas, amiláceas y la celulosa.

IX. La *manita* $C^6H^8(OH)^6$ es un alcohol hexatómico extraído

del *mandá*, zumo vegetal cosechado en las hayas ó fresnos. La *glucosa* puede considerarse como el aldehído de la manita, toda vez que contiene dos átomos de hidrógeno menos, $C^6H^{12}O^6$.

X. Los *azúcares* son sustancias dotadas de sabor dulce y susceptibles de transformarse por la fermentación en alcohol y en anhídrido carbónico. Las principales especies de azúcar son la *glucosa* ó *azúcar de almidón*, la *levulosa* ó *azúcar de los frutos ácidos*, el azúcar ordinario ó *azúcar de caña* ó de *remolacha* y la *lactosa* ó *azúcar de leche*.

XI. La *glucosa* ó *azúcar de almidón* ($C^6H^{12}O^6 + H^2O$) es una materia azucarada, difícilmente cristizable. Sometiéndola á la influencia de los fermentos, se transforma por entero en alcohol y gas carbónico.



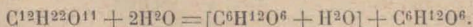
Prepárase la glucosa haciendo hervir almidón en ácido sulfúrico dilatado con agua.

XII. La *levulosa*, *azúcar de frutos ácidos* ó *azúcar no cristizable* $C^6H^{12}O^6$ es el que existe líquido en los frutos ácidos (uvas, grosellas, frambuesas, etc.). Poniéndolo en el aire, absorbe agua y se solidifica, transformándose en glucosa.

XIII. Los *glucósidos* son combinaciones de la glucosa con otros principios orgánicos, tales como los alcoholes, los ácidos, los fenoles, etc. Bajo la influencia de los otros fermentos, los glucósidos se desdoblán en glucosa y en sus otros componentes. La *amigdalina*, extraída de las almendras amargas, se descompone fácilmente en glucosa, esencia de almendras amargas y ácido cianhídrico. La *digitalina*, extraída de la digital, es un veneno de los más violentos.

XIV. El *azúcar de caña* ó de *remolacha* $C^{12}H^{22}O^{11}$ es un cuerpo sólido, blanco, cristalizado en prismas romboidales, soluble en el agua, insoluble en el alcohol. Encuéntrasele ya formado en la caña de azúcar, la remolacha, el erablo y generalmente en todos los zumos de los vegetales que no contienen ácidos libres.

Haciendo hervir una disolución de azúcar de caña, sobre todo después de añadirle un ácido dilatado, se obtiene el *azúcar invertido*, mezcla de glucosa y de levulosa en número igual de moléculas. La levadura de cerveza intervierte igualmente el azúcar ordinario:



XV. El *azúcar de leche* ó *lactosa* $C^{12}H^{22}O^{11} + H^2O$ se extrae del suero por evaporación. Depositase en forma de pequeños cristales

amarillentos, que se blanquean filtrando su disolución á través de negro animal. Se le utiliza para endulzar los alimentos de los niños y como diurético.

XVI. El azúcar de caña no fermenta sino después de haber sido intervertido en una mezcla de glucosa y azúcar de frutas.

XVII. La *dextrina* $C^{12}H^{20}O^{10}$ es una materia sólida, parecida en sus propiedades físicas á la goma arábiga. Es muy soluble en el agua, insoluble en el alcohol puro. Los ácidos dilátados la convierten en glucosa. Se la obtiene calentando una mezcla de almidón y de ácido nítrico muy dilatado.

XVIII. Se designa con el nombre de *gomas* á unas sustancias solubles en el agua, insolubles en el alcohol y el éter, no cristalizables, y que tienen como carácter propio el dar origen á un ácido particular, *ácido mucico*, cuando se las trata por medio del nítrico. Las gomas abundan mucho en el reino vegetal. Distínguense en el comercio varias especies, figurando como más importantes la *goma arábiga* y la *goma adraganto*.

XIX. La *materia amilácea* $C^{12}H^{20}O^{10}$, que comprende el *almidón de trigo* y de otros cereales y la *fécula* de patata y de otros tubérculos y raíces, es una substancia orgánica que existe en las células de las plantas en forma de gránulos microscópicos, ovoides ó esféricos, compuestos de capas concéntricas, y que presentan en un punto de su superficie un canalito llamado *hilio*. Su tamaño varía según las especies de almidón de fécula.

XX. Se prepara el almidón por dos procedimientos : 1º por lavado y amasado de una pasta de harina de buena calidad cuando se quiere conservar el gluten; 2º por fermentación pútrida de harinas averiadas diluidas en agua. El gluten, destruido por la fermentación pútrida, es entonces perdido, y el almidón, que resiste, es conservado.

XXI. Se prepara la fécula de patata por lavado, después de someter los tubérculos á un rallado que los reduce á pulpa.

XXII. El gluten, substancia nitrogenada, nutritiva, grisácea y elástica, constituye, con el almidón, casi enteramente las harinas. La harina de trigo, la más rica en gluten, es la más nutritiva. El gluten hace pegajosa la pasta. Separado del almidón por un lavado, sirve para fabricar los fideos, los macarrones y las diversas pastas alimenticias.

XXIII. Á la masa para hacer el pan se añade levadura de cerveza ó de pasta agria para producir la fermentación de la glucosa que encierra la harina. Así se produce alcohol, que se evapora, y anhídrido carbónico que hace *levantar la masa*,

XXIV. La *celulosa* $C^{12}H^{20}O^{10}$ es la sustancia que constituye las paredes de las celdas y de los vasos de todas las plantas. Es blanca, sólida, diáfana, insoluble en el agua y el alcohol. El ácido sulfúrico la transforma en dextrina y en glucosa.

XXV. *Pergamino vegetal*. — Se obtiene sumergiendo, medio minuto, una hoja de papel de filtrar en ácido sulfúrico mezclado por mitad con agua. Después se lava con agua. El pergamino vegetal es empleado en los experimentos de diálisis.

XXVI. *Algodón pólvora*. — Se prepara sumergiendo algodón en rama en una mezcla por partes iguales de ácido sulfúrico y ácido nítrico concentrados, cuando está fría. A los quince minutos se lava con agua y se le deja secarse lentamente.

XXVII. *Colodión*. — Es un licor de consistencia de jarabe que se obtiene disolviendo algodón pólvora en una mezcla de 1 parte de alcohol y 3 de éter. Es utilizado en fotografía y en cirugía.

XXVIII. *Celuloide*. — Esta linda sustancia, que imita la concha y el marfil, es producida por una mezcla comprimida fuertemente de algodón pólvora, alcanfor y alcohol.

XXIX. La *madera* está constituida por celulosa y otra materia más rica en carbono, llamada *leñoso ó materia incrustante*.

XXX. La pasta de papel se hace con celulosa, procedente de trapos viejos de hilo ó de algodón, paja ó madera. Una vez obtenida y blanqueada la pasta, el papel se fabrica á mano ó mecánicamente extendiendo la pasta en telas metálicas, donde se orea. El *encolado* tiene por objeto impedir que la tinta *se corra* en el papel y se hace mojando las hojas en una disolución de gelatina y de alumbre para el papel á mano. El encolado se hace en la misma pasta en el papel mecánico, incorporándole fécula, resina y alumbre. La pasta, continua, es cilindrada en caliente para darle el brillo y el satinado.

CAPÍTULO VI

ÁCIDOS ORGÁNICOS

Ácidos de función simple : fórmico, acético, oxálico y succínico.
 — Ácidos de función mixta : glicólico, láctico, málico, tártrico y cítrico.

Clasificación de los ácidos.

695. Generalidades. — Los ácidos orgánicos provienen de la segunda fase de oxidación de los alcoholes primarios. Los dos átomos de hidrógeno quitados al alcohol para producir un aldehído (*1ª fase de oxidación*) son reemplazados por un átomo de oxígeno diatómico (*2ª fase de oxidación*).

Los ácidos son caracterizados por la presencia del grupo CO^2H en la molécula.

Los ácidos mono, di, triatómicos corresponden á los alcoholes de la misma atomicidad; tienen la misma estructura de átomos de carbono y sólo difieren por la sustitución de O á H^2 en el grupo $\text{CH}^2(\text{OH})$, característico de los alcoholes primarios.

{ Alcohol de madera $\text{H}.\text{CH}^2(\text{OH})$.	{ Alcohol de vino $\text{CH}^3.\text{CH}^2(\text{OH})$.
{ Ácido fórmico $\text{H}.\text{CO}(\text{OH})$.	{ Ácido acético $\text{CH}^3.\text{CO}(\text{OH})$.
ó $\text{H}.\text{CO}^2\text{H}$.	ó $\text{CH}^3.\text{CO}^2\text{H}$.

{ Glicol $\text{CH}^2(\text{OH}).\text{CH}^2(\text{OH})$.
{ Ácido oxálico $\text{CO}(\text{OH}).\text{CO}(\text{OH})$ ó $\text{CO}^2\text{H}.\text{CO}^2\text{H}$.

Siendo el glicol un alcohol diatómico, la sustitución puede no referirse más que á un solo grupo $\text{CH}^2(\text{OH})$:

{ Glicol $\text{CH}^2(\text{OH}).\text{CH}^2(\text{OH})$.
{ Ácido glicólico $\text{CH}^2(\text{OH}).\text{CO}(\text{OH})$ ó $\text{CH}^2(\text{OH}).\text{CO}^2\text{H}$.

El ácido glicólico es, pues, de función mixta, alcohol primario y ácido á la vez.

{	<i>Eritrita</i> $\text{CH}^2(\text{OH}).\text{CH}(\text{OH}).\text{CH}(\text{OH}).\text{CH}^2(\text{OH})$.
	alcohol tetratómico
	extraído de los líquenes
	tintóreos.
{	<i>Ácido tártrico</i> $\text{CO}(\text{OH}).\text{CH}(\text{OH}).\text{CH}(\text{OH}).\text{CO}(\text{OH})$
	ó $(\text{CHOH})^2.(\text{CO}^2\text{H}^2)$

Se observará que el ácido tártrico es tetratómico, puesto que contiene cuatro veces el oxidrilo (OH), pero que es á la vez ácido bibásico y bialcohol secundario.

Se llama *radical* de un ácido al grupo molecular que está combinado con el anhídrido OH. Así en el ácido acético $\text{CH}^3.\text{CO}(\text{OH})$ el radical acetilo es $\text{CH}^3.\text{CO}$. Éste no existe, pero se conocen sus combinaciones : con el cloro, *cloruro de acetilo* $\text{CH}^3.\text{COCl}$; con el oxígeno, *óxido de acetilo ó anhídrido acético* $(\text{CH}^3.\text{CO})^2\text{O}$.

Si el ácido fórmico, el acético, etc., tienen simplemente una función ácida, es decir, se combinan con las bases orgánicas ó minerales para formar éteres y sales con eliminación de agua, hay otros ácidos, como el glicólico y el tártrico, que tienen una *función mixta* y desempeñan á la vez el papel de ácido y de alcohol. Dividiremos, pues, los ácidos en dos grandes clases : LOS ÁCIDOS DE FUNCIÓN SIMPLE Y LOS ÁCIDOS DE FUNCIÓN MIXTA Ó ÁCIDOS ALCOHOLES.

ÁCIDOS DE FUNCIÓN SIMPLE

Ácidos monobásicos que corresponden á los alcoholes monoatómicos.

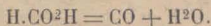
Ácidos fórmico	$\text{H}.\text{CO}^2\text{H}.$
— acético.	$\text{CH}^3.\text{CO}^2\text{H}.$
— propiónico.	$\text{C}^2\text{H}^5.\text{CO}^2\text{H}.$
— butirico.	$\text{C}^3\text{H}^7.\text{CO}^2\text{H}.$
— palmitico ó margárico . .	$\text{C}^{15}\text{H}^{31}.\text{CO}^2\text{H}.$
— esteárico.	$\text{C}^{17}\text{H}^{35}.\text{CO}^2\text{H}.$

696. Caracteres generales de estos ácidos. — Estos ácidos, que no contienen más que una vez el grupo CO^2H , llamado *carboxilo*, son monobásicos, es decir, que tienen un átomo de hidrógeno reemplazable por un radical alcohólico ó un metal monoatómico para formar éteres ó sales. Si el metal es diatómico se combina con dos moléculas del ácido. Ejemplo : el *acetato de cobre* $(\text{CH}^3.\text{CO}^2)^2\text{Cu}$; el *acetato de plomo* $(\text{CH}^3.\text{CO}^2)^2\text{Pb}$.

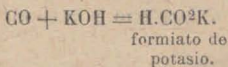
Estos ácidos, derivados de los alcoholes procedentes de los carburos forménicos saturados, responden á la fórmula general $\text{C}^n\text{H}^{2n}\text{O}^2$. La destilación seca de sus sales de calcio da acetonas.

697. Ácido fórmico CH_2O^2 ó $\text{H.CO}^2\text{H}$. — El ácido fórmico existe en el estado libre en las hormigas rojas, de donde le viene su nombre, y en las ortigas. Es un líquido incoloro, muy cáustico, de olor picante y muy soluble en el agua.

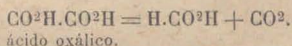
Bajo la influencia del calor, el ácido sulfúrico le transforma en agua y en óxido de carbono :



Berthelot le ha obtenido por síntesis en forma de formiato de potasio, calentando en un tubo cerrado con la lámpara, óxido de carbono y una disolución fuerte de potasa :



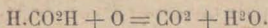
Se le prepara en los laboratorios descomponiendo por el calor el ácido oxálico mezclado con glicerina, que facilita la reacción :



Se le obtiene después de varias destilaciones sucesivas para que el desprendimiento del anhídrido carbónico sea completo. Es una preparación larga y difícil.

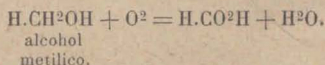
El ácido fórmico se produce también por la acción de la mezcla oxidante de ácido sulfúrico y bióxido de manganeso sobre las materias orgánicas, almidón, azúcar, etc.

El ácido fórmico es muy ávido de oxígeno para convertirse en anhídrido carbónico y en agua :



Es, por consecuencia, un cuerpo reductor energético, particularmente del nitrato de plata.

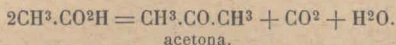
El ácido fórmico puede ser considerado como un producto de oxidación del alcohol metílico : esta oxidación se verifica directamente en el negro de platino :



698. Ácido acético $\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ ó $\text{CH}^3.\text{CO}^2\text{H}$. — El ácido acético

es un cuerpo cristalizado hasta $+17^{\circ}$. Á esta temperatura se funde y forma un líquido incoloro, de olor de vinagre concentrado, de sabor acre, muy cáustico. Su vapor arde en el aire con llama azul, produciendo agua y anhídrido carbónico.

Haciendo pasar su vapor por un tubo de porcelana calentado á la temperatura del rojo, se descompone en acetona, agua y anhídrido carbónico:



El calor rojo descompone este ácido en presencia de un álcali en exceso, en formeno y carbonato (véase la *preparación del formeno*).

El cloro transforma al ácido acético en *ácidos cloracéticos* ($\text{CH}^2\text{Cl}.\text{CO}^2\text{H}$; $\text{CHCl}^2.\text{CO}^2\text{H}$; $\text{CCl}^3.\text{CO}^2\text{H}$), según que 1, 2 ó 3 átomos de cloro reemplazan á 1, 2 ó 3 de hidrógeno del grupo CH^3 .

El ácido acético existe en la savia de todas las plantas en estado de acetato de potasio, de sodio ó de calcio. Se forma en la destilación de la madera y de otras muchas materias orgánicas (*vinagre de madera* ó *ácido piroleñoso*). En presencia del oxígeno del aire y de un fermento particular el vino se transforma en *vinagre* propiamente dicho ó ácido acético dilatado.

Esta oxidación del alcohol y su transformación en ácido acético se produce igualmente bajo la influencia del musgo ó esponja de platino.

El vinagre de madera, ó *ácido piroleñoso* se prepara en grande calcinando madera en vasos cerrados que comunican con cilindros de palastro que sirven de aparato frigorífico; prodúcese agua, alquitrán, ácido acético y *alcohol metílico*. Sepárase de estos diversos productos el ácido acético saturándole por la cal, después de haber vertido las materias alquitranosas, y tratándole por el sulfato de sodio. Se forma sulfato de calcio insoluble y acetato de sodio en solución, que se hace cristalizar por evaporación. Se descompone en seguida este acetato por medio del ácido sulfúrico en un aparato destilatorio.

699. Fermentacion acética. — La fermentación acética opera la transformación del vino en vinagre, ó, más exacta-

mente, la del alcohol en ácido acético, por oxidación. Es provocada por la presencia de un fermento especial, el *mycoderma aceti* ó *mudre del vinagre* (fig. 190).

Este fermento, compuesto de celulitas de tres μ (milésimas de milímetro) de diámetro, pulula rápidamente al contacto del aire en la superficie de los líquidos alcohólicos. Las células se multiplican por escisiparidad y se desarrollan en racimos que forman pronto una membrana blanca sobre el líquido, pues este fermento aerobio no puede vivir más que en la superficie. Obra oxidando el alcohol de vino :

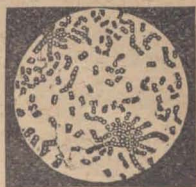
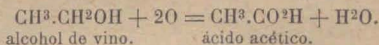


Fig. 190.



Existen tres procedimientos principales para la fabricación del vinagre :

1º *Procedimiento de Orleáns*. — En una serie de toneles que descansan en un fondo y abiertos por el otro lado (fig. 191)



Fig. 191.

se vierten próximamente 100 litros de buen vinagre en cada tonel y se añaden diez litros de vino. Á los ocho días se trasiegan diez litros de vinagre, que son inmediatamente reemplazados por diez litros de vino, y así sucesivamente cada

ocho días. Este método da los vinagres más estimados, pues como la temperatura se eleva muy poco durante la acetificación lenta, el vinagre conserva varios éteres aromáticos que le perfuman.

2º *Procedimiento Pasteur.* — Echando el vino, adicionado con un poco de buen vinagre, en cubas anchas y poco profundas, se le siembra de micodermo tomado de otra cuba de fermentación. La acetificación, mucho más rápida que en el procedimiento de Orleáns, se obtiene en pocos días, pero el vinagre no es tan bueno.

3º *Procedimiento alemán.* — En un gran tonel puesto en pie (fig. 192) y dotado de dos dobles fondos perforados, se

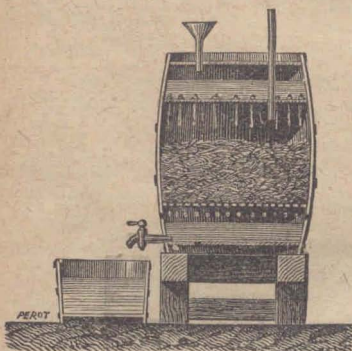
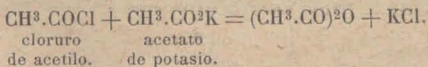


Fig. 192.

ponen virutas de haya sembradas de micodermo. De los orificios del doble fondo superior penden unas cuerdecitas destinadas á servir de guía á las gotas del vino vertido por el embudo. Este vino cae así gota á gota sobre las virutas, se acetifica en ellas y va á parar debajo del doble fondo inferior. No hay más que trasegarle y hacerle pasar varias veces por las virutas para que la acetifi-

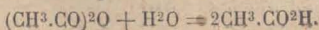
cación sea completa. Este método rápido sólo da vinagres inferiores.

700. Anhídrido acético $(\text{CH}^3.\text{CO})^2\text{O}$. — Este cuerpo, también llamado *óxido de acetilo*, se obtiene por la reacción del cloruro de acetilo sobre el acetato de potasio :



Es un líquido incoloro, muy cáustico, que hierve á los 140º y de olor más fuerte que el del ácido acético.

Se hidrata fácilmente para formar ácido acético.



701. Acetatos. — Calentados con ácido sulfúrico, los acetatos desprenden vapores de ácido acético que se conocen en su olor avinagrado.

Calentados con ácido arsenioso, dan óxido de cacodilo de olor aliáceo. Con este producto se preparan los cacodilatos, muy usados hoy en medicina como reconstituyentes.

Casi todos los acetatos son solubles en el agua. Se descomponen por el calor y los de calcio y bario dan acetona y dejan un carbonato. (Véase *Preparación de la acetona ordinaria*).

Los *acetatos de potasio y de sodio* $\text{CH}^3.\text{CO}^2\text{K}$ y $\text{CH}^3.\text{CO}^2\text{Na}$, son sales transparentes cristalinas. Sirven, sobre todo, para preparar los cacodilatos.

Los *acetatos de aluminio y de hierro* $(\text{CH}^3.\text{CO}^2)^2\text{Al}$ y Fe son empleados como mordientes en la tintura.

El *acetato de plomo* $(\text{CH}^3.\text{CO}^2)^2\text{Pb}$ (*extracto de Saturno*) sirve en medicina para preparar el *agua blanca*.

El *acetato de cobre* $(\text{CH}^3.\text{CO}^2)^2\text{Cu}$ (*cardenillo*) se usa para la tintura de negro y de verde (verde de Schweinfurt, acetoarsenito de cobre).

702. El ácido esteárico $\text{C}^{17}\text{H}^{35}.\text{CO}^2\text{H}$ es sólido, blanco, cristalizado en agujas brillantes, insoluble en el agua, soluble en todas las proporciones en el alcohol y en el éter. Se funde á 70° y arde al aire con llama blanca é intensa, produciendo anhídrido carbónico y agua.

703. El ácido palmítico ó margárico $\text{C}^{15}\text{H}^{31}\text{CO}^2\text{H}$ es casi idéntico al anterior. Se diferencia en su punto de fusión, que es 60° , y en su composición molecular.

Hablando de la saponificación en general y de la fabricación de bujías esteáricas, hemos visto los procedimientos industriales de preparación de estos ácidos.

704. El ácido oleico $\text{C}^{17}\text{H}^{33}.\text{CO}^2\text{H}$ no pertenece á la misma serie que los anteriores $\text{C}^n\text{H}^{2n}\text{O}^2$. Le faltan dos átomos de hidrógeno. Se deriva, pues, de alcoholes procedentes de carburos no saturados.

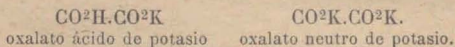
Se le obtiene como producto accesorio de a fabricación de bujías. Sirve para hacer jabones (*oleoestearatos alcalinos*) y emplastos (*oleoestearato de plomo* insoluble). Combinado con

la glicerina constituye los aceites. Es un líquido incoloro, que se solidifica hacia los 14°. Absorbe oxígeno al contacto del aire y se colorea de amarillo y gris obscuro.

Ácidos bibásicos que corresponden á los alcoholes diatómicos. (Glicoles).

Ácido oxálico $(\text{CO}^2\text{H})^2$. Ácido succínico $\text{C}^2\text{H}^4(\text{CO}^2\text{H})^2$.

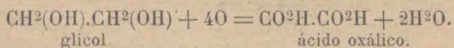
705. Caracteres generales de estos ácidos. — Siendo estos ácidos bibásicos, dan con los radicales y los metales monoatómicos dos series de éteres ó de sales :



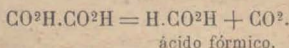
Pertenecen á los ácidos de la serie $\text{C}^n\text{H}^{2n-2}\text{O}^4$.

706. Ácido oxálico $\text{C}^2\text{H}^2\text{O}^4$ ó $(\text{CO}^2\text{H})^2$. — El *ácido oxálico* toma dos moléculas de agua de cristalización $(\text{CO}^2\text{H})^2 + 2\text{H}^2\text{O}$. Es entonces un cuerpo sólido, incoloro, de sabor desagradable, cristalizado en prismas romboidales oblicuos. Á 100° se funde y pierde poco á poco su agua de cristalización. Si se continúa calentándole, se volatiliza y se descompone en anhídrido carbónico y en óxido de carbono. Es tóxico á la dosis de 5 á 10 gramos.

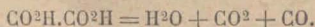
El ácido oxálico procede, por doble oxidación, de un alcohol diatómico, el *glicol*.



El calor, hacia los 190°, le descompone al contacto con la glicerina en anhídrido carbónico y en ácido fórmico :



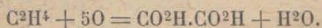
Tratado por el ácido sulfúrico concentrado, el ácido oxálico se descompone, en caliente, en agua, anhídrido carbónico y óxido de carbono. Este es el procedimiento de laboratorio que se usa para preparar este último gas :



Su tendencia á apoderarse del oxígeno para transformarse en anhídrido carbónico le hace ser un cuerpo reductor enérgico. Se le emplea en fotografía para reducir en frío el cloruro de oro y precipitar su metal.

Estado natural. — El ácido oxálico es muy común en el reino orgánico : encuéntrasele en estado de bioxalato de potasio en la acedera, en el de oxalato de sodio en muchas plantas marítimas y en el de oxalato de calcio en ciertos cálculos urinarios.

Preparación. — Berthelot ha obtenido el ácido oxálico por síntesis oxidando el etileno ó el acetileno por medio del permanganato de potasio :



Se le obtiene haciendo hervir almidón ó azúcar con ácido nítrico diluído en agua hasta que ya no desprende vapores nitrosos. Al enfriarse el licor, se depositan cristales de ácido oxálico.

En la industria se calienta hasta 250°, en cilindros de hierro, serrín de madera mezclado con cal, sosa y potasa. Se forma oxalato de calcio insoluble, que se separa por lejías de carbonatos alcalinos. Este oxalato de calcio es en seguida descompuesto por el ácido sulfúrico. Para regenerar los álcalis y servirse de ellos de nuevo, se tratan sus carbonatos por la cal.

Oxalatos. — Siendo bibásico el ácido oxálico, los oxalatos son como hemos visto, ácidos ó neutros. Los oxalatos alcalinos son solubles, y los otros, insolubles. Precipitan las sales de calcio formando un oxalato de calcio insoluble. Calentados con ácido sulfúrico desprenden anhídrido carbónico y óxido de carbono.

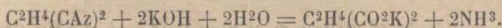
Los principales oxalatos son : el *oxalato ácido* ó *bioxalato de potasio*, que se combina con el ácido oxálico para formar un *cuatroxalato de potasio* (*sal de acederas*); el *oxalato neutro de potasio*, usado en fotografía como reductor del cloruro de oro; el *oxalato neutro de amonio*, que sirve de reactivo para reconocer las sales de calcio.

Usos. — El ácido oxálico y las disoluciones de oxalatos alcalinos se utilizan en tintorería y para quitar manchas de tinta y de herrumbre. El *agua de cobre*, que sirve para dar

brillo á los cobres, es una disolución de este ácido. La tinta azul es una disolución de azul de Prusia en ácido oxálico.

707. Ácido succínico $C^2H^4(CO^2H^2)$. — Se le obtiene por destilación del ámbar amarillo. Cristaliza en prismas clinorrómbicos incoloros, solubles en el agua, que se funden á 185° .

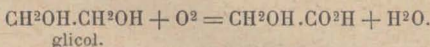
Síntesis. — El bromuro de etileno $C^2H^4Br^2$ tratado por el cianuro de potasio da un *dicianuro de etileno* $C^2H^4(CN)^2$. Calentando este cuerpo con potasa se obtiene un *succinato de potasio y amoniaco*.



Ácidos de función mixta ó ácidos alcoholes.

Ácido glicólico.	$CH^2OH.CO^2H.$
— láctico.	$CH^3.CHOH.CO^2H.$
— málico	$CO^2H.CH^2.CHOH.CO^2H.$
— tártrico	$CO^2H.CHOH.CHOH.CO^2H.$
— citrico.	$C^2H^4 \begin{matrix} - COH. \\ \equiv (CO^2H)^3. \end{matrix}$

708. Ácido glicólico $C^2H^4O^3$ ó $CH^2OH.CO^2H.$ — Á la vez alcohol primario y ácido monobásico, el *ácido glicólico* procede de la primera fase de oxidación del glicol, y el ácido oxálico de la segunda :



El ácido glicólico da, pues, sales con las bases y éteres con los ácidos.

709. Ácido láctico $C^3H^6O^3$ ó $CH^3.CHOH.CO^2H.$ — Á la vez ácido monobásico y alcohol secundario, el ácido láctico existe en el suero. Es un producto de fermentación. Para prepararle se satura el suero con cal y se forma un lactato de calcio, que se descompone en seguida por el ácido sulfúrico. Es bueno añadir queso al mismo tiempo que la cal, para alimentar el fermento que transforma la lactosa, después de su interversión en glucosa y levulosa, en ácido láctico :

$$C^6H^{12}O^6 = 2C^3H^6O^3.$$

Es un líquido como jarabe, incoloro, soluble en el agua y en el alcohol. Todos los lactatos son solubles en el agua.

710. Ácido málico $C^4H^6O^5$ ó $CO^2H. CH^2. CHOH. CO^2H$. — Á la vez alcohol secundario y ácido bibásico, el *ácido málico* existe completamente formado en la mayor parte de los frutos comestibles (cerezas, grosellas, manzanas, fresas, frambuesas, etc.). Las bayas todavía verdes del serbal, contienen gran proporción de este cuerpo; también lo hay en las hojas de tabaco en estado de malato de calcio.

El ácido málico es sólido, cristizable, delicuescente y muy soluble en el agua. Prepárasele exprimiendo el zumo de bayas verdes del serbal y agregando acetato de plomo. El ácido málico se transforma en malato de plomo que después se descompone por el ácido sulfúrico dilatado. El licor, filtrado y evaporado, da el ácido málico cristalizado.

Se obtiene el ácido málico por síntesis tratando el ácido succínico monobromado, por la potasa : $C^2H^3Br (CO^2H)^2 + KOH = CH^2. CHOH. (CO^2H)^2 + KBr$.

711. Ácido tártrico $C^4H^6O^6$ ó $CO^2H. CHOH. CHOH. CO^2H$. — Bialcohol secundario y ácido bibásico, el *ácido tártrico ordinario* puede formar : con las bases y los alcoholes, sales y éteres ácidos y neutros; con los ácidos, éteres ácidos.

El ácido tártrico ordinario es sólido, de sabor agradable, soluble en el agua, cristalizado en grandes prismas oblicuos de base romboidal. Desvía hacia la derecha el plano de polarización de la luz. El calor lo vuelve anhidro (*ácido pirotártrico*); el ácido nítrico lo transforma en ácido oxálico.

Encuéntrese el ácido tártrico en el zumo de la uva y en otros varios vegetales. Se le extrae del tartrato ácido de potasio, que se deposita en lo interior de los toneles de vino.

Preparación. — Pulverizado el crémor tártaro ó tártaro, se le disuelve en agua hirviendo adicionada con 3 á 4 p. 100 de ácido clorhídrico. Se añade un poco de arcilla para arrastrar las materias colorantes al fondo del recipiente, y después se vierte y se filtra el licor. Se le satura entonces de cal ó de creta y el *tartrato de calcio* se precipita. Se le recoge filtrando y se le descompone en el agua por el ácido sulfúrico. El sulfato de calcio se deposita, y el licor, filtrado y concentrado por evaporación, deposita cristales de ácido tártrico, que se vuelven á disolver y á cristalizar para purificarlos.

Isómeros del ácido tártrico ordinario. — Se conocen tres isómeros del ácido tártrico ordinario : el *ácido racémico*, el

ácido tártrico izquierdo y el *ácido tártrico inactivo* sobre la luz polarizada.

Ácido racémico. — El ácido racémico ha sido extraído de ciertas uvas de las orillas del Rhin. Se le prepara en los laboratorios calentando ácido tártrico ordinario con un décimo de su peso de agua á unos 200°. El ácido racémico no tiene acción sobre la luz polarizada, lo que resulta, según ha demostrado Pasteur, de que está compuesto de un número igual de moléculas de ácido tártrico derecho y de ácido tártrico izquierdo.

La disolución de *ácido tártrico izquierdo* desvía á la izquierda un rayo de luz polarizada, y su cristalización, del mismo sistema que la del ácido tártrico derecho, es en sentido inverso.

Existe además un *ácido tártrico inactivo* sobre la luz polarizada, pero no descomponible, como el racémico, en ácidos tártricos derecho é izquierdo.

Síntesis del ácido tártrico. — Se le obtiene tratando por la potasa el ácido succínico bibromado : $C^2H^2Br^2 (CO^2H)^2 + 2KOH = 2KBr + C^4H^6O^6$. Como se ha obtenido el ácido succínico por síntesis, se ve que la del ácido tártrico es completa.

Tartratos; sus usos. — Entre los principales tartratos, ácidos ó neutros, citaremos : el *tartrato ácido de potasio* $CO^2K.(CHOH)^2.CO^2H$ ó *crémor tártaro* utilizado en pintura y purgante ligero; — el *tartrato neutro de potasio* $CO^2K.(CHOH)^2.CO^2K$, muy soluble en el agua; — el *tartrato doble de sodio y de potasio* $CO^2K.(CHOH)^2.CO^2Na$, que sirve para preparar el licor de Fehling y posee propiedades purgantes; el *tartrato ferricopotásico* $CO^2K.(CHOH)^2.CO^2Fe$ ferruginoso muy empleado; el *tartrato doble de antimonio y de potasio* $CO^2K.(CHOH)^2.CO^2SbO$, vomitivo muy enérgico conocido con el nombre de *tártaro emético*.

La mezcla de ácido tártrico y bicarbonato de sosa sirve para preparar el agua de seltz artificial y las limonadas gaseosas, produciendo ácido carbónico.

Caracteres distintivos del ácido tártrico ordinario. — En los laboratorios se usa la solución de ácido tártrico como reactivo de las sales de potasio, pues el bitartrato de potasio ó

tartrato ácido puede precipitar á causa de su poca solubilidad en el agua. Esta solución precipita igualmente en frío el agua de cal, lo que la distingue de los ácidos cítrico y málico.

712. Ácido cítrico $C^2H^4 \begin{matrix} - COH \\ \equiv (CO^2H)^3 \end{matrix}$. — El *ácido cítrico* es á la vez alcohol terciario y ácido tribásico. Puede formar con la misma base ó el mismo alcohol tres sales ó tres éteres, dos de ellos ácidos y uno neutro. Viene á ser en la química orgánica lo que el ácido ortofosfórico en la inorgánica.

El ácido cítrico existe en gran número de frutas agrias y principalmente en el zumo de limón. Cristaliza en prismas de base romboidal, dotados de sabor muy ácido y agradable, solubles en el agua y en el alcohol.

El ácido cítrico se distingue del tártrico, al cual se parece mucho en sus caracteres físicos y químicos, en no dar precipitado por las sales de potasio y no enturbiar el agua de cal en frío. Se le extrae del zumo del limón, que se hace hervir con creta para obtener citrato de calcio, que luego se descompone con ácido sulfúrico. Filtrase el licor para separar de su masa el sulfato de calcio y se le evapora para obtener ácido cristalizado.

Utilízase en medicina el *citrato de magnesio* como purgante, y el *citrato de hierro amoniacal*, disuelto en agua ó en un jarabe, para combatir la anemia.

Resumen.

I. Los ácidos orgánicos provienen de la 2ª fase de oxidación de los alcoles primarios. La 1ª fase da el aldehído correspondiente, es decir que tiene el mismo número de átomos de carbono.

II. El grupo atómico CO^2H es característico de la función ácida.

III. Un ácido es mono, di ó tribásico según que contiene una, dos ó tres veces el grupo CO^2H en el cual el átomo H es reemplazable por un radical alcohólico ó un metal monoatómico.

IV. Los ácidos polibásicos dan sales y éteres ácidos ó neutros. Las sales y los éteres son ácidos cuando los átomos de hidrógeno permutable no han sido enteramente reemplazados, y neutros cuando lo han sido enteramente.

V. Se dividen los ácidos en ácidos de función simple y en ácidos de función mixta, ácidos y alcoholes á la vez. Se les llama también ácidos alcoholes.

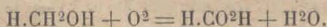
VI. Los principales ácidos de función simple de la fórmula general $C^nH^{2n}O^2$ que corresponden á los alcoholes monoatómicos, son los ácidos *fórmico*, *acético*, *propiónico*, *butirico*, *palmitico* ó *margárico* y *esteárico*.

VII. El ácido *oleico*, monobásico, no pertenece á la serie anterior. Proviene de un hidrocarburo no saturado.

VIII. Los principales ácidos de función simple, bibásicos, de la fórmula general $C^nH^{2n} - 2O^4$, que corresponden á los alcoholes diatómicos, son los ácidos *oxálico* y *succínico*.

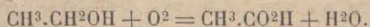
IX. Los principales ácidos de función mixta (*ácidos alcoholes*) son los ácidos: *glicólico*, monobásico y alcohol primario; *láctico*, monobásico y alcohol secundario; *málico*, bibásico y alcohol secundario; *tártrico*, bibásico y bialcohol secundario; *citrico*, tribásico y alcohol terciario.

X. El ácido *fórmico* CH^2O^2 ó $H.CO^2H$ es monobásico; es el resultado de la oxidación del alcohol metílico:

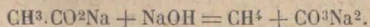


Berthelot lo ha obtenido por síntesis, en forma de formiato de potasio, calentando en un tubo cerrado óxido de carbono y una solución de potasa. Prepárasele descomponiendo por el calor una mezcla de ácido oxálico y de glicerina. Es un líquido incoloro, de olor picante, muy cáustico, existente en estado natural en las hormigas encarnadas.

XI. El ácido *acético* $C^2H^4O^2$ ó $CH^3.CO^2H$ se deriva por oxidación del alcohol ordinario:



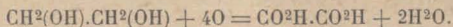
Es un ácido monobásico, líquido á partir de 17° , incoloro, muy cáustico, que exhala violento olor de vinagre. El calor lo descompone, en presencia de un álcali en exceso, en formeno y carbonato alcalino.



(Véase la preparación del formeno.)

Prepárasele por oxidación del alcohol bajo la influencia de un fermento particular (*mycoderma aceti*), ó por la destilación de la leña (*ácido piroleñoso*, *vinagre de palo*).

XII. El *ácido oxálico* $C^2O^4H^2$ ó CO^2H . CO^2H se deriva por oxidación del glicol :



Es un ácido bibásico, que puede formar con las bases y los alcoholes dos sales ó dos éteres, ácido el uno y neutro el otro. Es incoloro, cristalizado, de sabor picante, venenoso en la dosis de 5 á 10 gr. Encuéntrasele en la acedera en estado de bioxalato de potasio; en las plantas marinas en estado de oxalato de sodio. Descompuesto por el calor, produce anhídrido carbónico y óxido de carbono. Se le extrae del zumo de la acedera ó se le prepara haciendo hervir una mezcla de almidón y de ácido nítrico. En la industria se le obtiene calentando á 250° en cilindros de hierro una mezcla de serrín, cal, sosa y potasa.

XIII. El *ácido tártrico* $C^4H^6O^6$ ó CO^2H . $CHOH$. $CHOH$. CO^2H es bibásico y bialcohol secundario. Cristaliza en prismas oblicuos de base romboidal, solubles en el agua. Encuéntrasele en el zumo de la uva. Se le extrae del tartrato ácido de potasio que se deposita dentro de los toneles donde hay vino. Es dextrogiro.

XIV. Existen tres isómeros del ácido tártrico : el *ácido racémico*, sin acción sobre la luz polarizada, pero que Pasteur ha probado que es descomponible en dos ácidos tártricos, uno *derecho* y otro *izquierdo*, es decir que desvia á la izquierda un rayo de luz polarizada. El tercer isómero es un ácido tártrico *inactivo* sobre la luz polarizada, pero no descomponible.

XV. El *ácido cítrico* $C^6H^8O^7$ ó $C^2H^4 \begin{smallmatrix} - COH \\ \equiv (CO^2H)_3 \end{smallmatrix}$ es tribásico y alcohol terciario. Es análogo al ácido ortofosfórico. Cristaliza en prismas incoloros de base romboidal, solubles en el agua y de sabor agradable. Se le extrae del zumo de limón. Se distingue del ácido tártrico en que no precipita las sales de potasio ni enturbia el agua de cal.

CAPÍTULO VII

AMINAS Y AMIDOS

Aminas ó álcalis orgánicos artificiales. — Álcalis naturales vegetales ó alcaloides. — Amidos. — Materias albuminoideas. — Fermentaciones. — Conservación de las materias animales y vegetales.

Aminas ó álcalis orgánicos artificiales.

713. Aminas ó amoníacos compuestos. — Wurtz ha dado el nombre de *amoníacos compuestos* á combinaciones básicas que resultan de la sustitución de radicales alcohólicos, tales como el etilo, el metilo, etc., en vez del hidrógeno del amoníaco. Esta sustitución puede ser completa ó parcial y dar origen á amoníacos compuestos diferentes.

Estos cuerpos se llaman también *aminas* :

	AMINA PRIMARIA.	AMINA SECUNDARIA.	AMINA TERCIARIA.
$\text{N} \begin{Bmatrix} \text{H} \\ \text{H} \\ \text{H} \end{Bmatrix}$	$\text{N} \begin{Bmatrix} \text{C}^2\text{H}^5 \\ \text{H} \\ \text{H} \end{Bmatrix}$	$\text{N} \begin{Bmatrix} \text{C}^2\text{H}^5 \\ \text{C}^2\text{H}^5 \\ \text{H} \end{Bmatrix}$	$\text{N} \begin{Bmatrix} \text{C}^2\text{H}^5 \\ \text{C}^2\text{H}^5 \\ \text{C}^2\text{H}^5 \end{Bmatrix}$
amoníaco.	etilamina.	dietilamina.	trietilamina.

Las aminas se llaman primarias, secundarias y terciarias, según el número de átomos de hidrógeno reemplazados en el amoníaco por el radical alcohólico : la etilamina es una amina primaria; la dietilamina una amina secundaria; la trietilamina una amina terciaria.

Análogamente, con el radical metilo CH^3 se tendría la *metilamina*, la *dimetilamina*, la *trimetilamina*.

Estos radicales alcohólicos que se sustituyen al hidrógeno del amoníaco pueden ser diferentes; así se conoce la

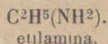
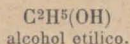


metilotilpropilamina $\text{N} - \text{C}^2\text{H}^5$

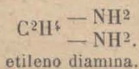
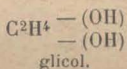


714. Monaminas, diaminas, triaminas. — Se llama *monamina* á una amina que no contiene más que un átomo de nitrógeno. Una monamina primaria puede ser mirada como

el resultado de la sustitución del grupo monoatómico NH^2 al oxidrilo (OH) de un alcohol monoatómico



Una *diamina* contiene dos átomos de nitrógeno. Resulta de la sustitución de $2(\text{NH}^2)$ á $2(\text{OH})$ de un alcohol diatómico :



Del mismo modo, por sustitución de $3(\text{NH}^2)$ á los $3(\text{OH})$ de un alcohol triatómico, se obtendría una *triamina*.

715. Metilaminas. — La *metilamina* $\text{NH}^2.\text{CH}^3$ es un gas muy irritante de olor de salmuera de arenques, licuable á pocos grados bajo cero. Arde con llama amarilla y lívida, lo cual le distingue del amoníaco. Su solución concentrada, acuosa ó alcohólica, muy cáustica y alcalina precipita las sales de plomo, de hierro y de cobre. Lo mismo que el amoníaco despidе espeso humo blanco al contacto del ácido clorhídrico.

La *dimetilamina* $\text{NH}^2.(\text{CH}^3)^2$ es un líquido muy irritante y soluble en el agua y en el alcohol, de olor amoniacal muy fuerte, que hierve á $+8^\circ$ ó 9° .

La *trimetilamina* $\text{N}(\text{CH}^3)^3$ es un líquido muy irritante y soluble en el agua y en el alcohol, de olor de peces corrompidos, que hierve á $+9^\circ$. Se desprende de las salmueras de arenques, del guano y, en general, de las materias en putrefacción. Se desprende también durante la destilación seca de los residuos de remolachas.

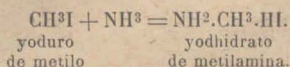
716. Etilaminas. — La *etilamina* $\text{NH}^2.\text{C}^2\text{H}^5$ es un líquido incoloro, que hierve á los 18° , más ligero que el agua, muy volátil é inflamable, de olor vivo análogo al del amoníaco, cuyas propiedades básicas tiene.

La *dietilamina* hierve á los 57° .

La *triethylamina* hierve á los 91° .

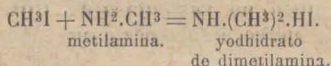
717. Preparación de las monaminas primarias (Metilaminas y Etilaminas). — 1° Se preparan las monaminas primarias calentando en un tubo cerrado el éter yodhídrico de un al-

cohol, ó sea yoduro de metilo, con una disolución alcohólica de amoníaco :



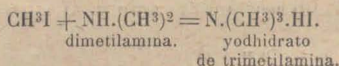
Para aislar la metilamina se descompone en seguida el yodhidrato con cal.

2º Para obtener la monamina secundaria se calienta también en tubo cerrado yoduro de metilo con una disolución alcohólica de metilamina :

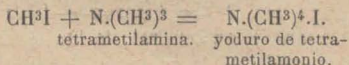


y se descompone con cal el yodhidrato para recoger la dimetilamina.

3º De igual modo, calentando en tubo cerrado una disolución alcohólica de dimetilamina con yoduro de metilo, se obtiene yodhidrato de trimetilamina

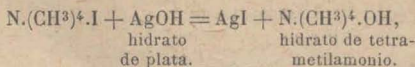


4º Calentando también en tubo cerrado una disolución alcohólica de trimetilamina con yoduro de metilo, se obtiene yoduro de tetrametilamonio.



Este compuesto es enteramente análogo á los yoduros alcalinos, por ejemplo, al yoduro de amonio NH^4I .

5º Este cuerpo se puede descomponer por la cal, pero no por el hidrato de plata :



nuevo cuerpo sólido, blanco, muy cáustico, análogo al hidrato de amonio $\text{NH}^4.\text{OH}$ y á la potasa hidratada KOH .

718. Aminas de función mixta; glicocola $\text{CH}^2(\text{NH}^2).\text{CO}^2\text{H}$

(amina ácida). — La glicocola, ó *azúcar de gelatina*, se obtiene haciendo hervir largo tiempo gelatina con ácido sulfúrico, primero concentrado y después diluido en agua. Se la encuentra en la bilis. Es un cuerpo que cristaliza en octaedros bastante voluminosos, de gusto azucarado y solubles en el agua.

La glicocola desempeña el papel de ácido y se combina con las bases por su grupo CO^2H . Ejemplo; las agujas azul obscuro de glicocolato de cobre $[\text{CH}^2(\text{NH}^2)\text{CO}^2]^2 \text{Cu} + \text{H}^2\text{O}$. Por su grupo amina $\text{CH}^2(\text{NH}^2)$, se combina con los ácidos nítrico y clorhídrico para formar sales cristalizadas.

Álcalis naturales vegetales ó alcaloides.

719. Álcalis naturales vegetales ó alcaloides. — Llámanse así unos compuestos que pueden combinarse con los ácidos, como los hidratos metálicos, para formar verdaderas sales. Estos cuerpos son en general inodoros y fijos, poco solubles en el agua, solubles por el contrario en el alcohol ó en el éter; la mayor parte de ellos cristalizan regularmente, tienen sabor acre y amargo, y constituyen venenos enérgicos. Enverdecen el jarabe de violetas lo mismo que los álcalis minerales. El calor los descompone con desprendimiento de vapores amoniacales, lo que prueba que estos cuerpos contienen nitrógeno.

Los álcalis naturales se encuentran en muchas plantas, combinados con diversos ácidos orgánicos. La mayor parte de las plantas venenosas, como la adormidera, la belladona, la cicuta, etc., les deben sus temibles propiedades.

He aquí la lista de los principales alcaloides con su composición y los nombres de los vegetales que los suministran :

Morfina	$\text{C}^{17}\text{H}^{19}\text{NO}^3 + \text{H}^2\text{O}$	Adormidera.
Codeína	$\text{C}^{18}\text{H}^{21}\text{NO}^3 + \text{H}^2\text{O}$	—
Atropina	$\text{C}^{17}\text{H}^{23}\text{NO}^3$	Belladona.
Estricnina	$\text{C}^{21}\text{H}^{22}\text{N}^2\text{O}^2$	Nuez vómica.
Cafeína	$\text{C}^8 \text{H}^{10}\text{N}^4\text{O}^2 + \text{H}^2\text{O}$	Café.
Quinina	$\text{C}^{20}\text{H}^{24}\text{N}^2\text{O}^2$	Árbol de la quina.
Chinchonina	$\text{C}^{20}\text{H}^{24}\text{N}^2\text{O}$	—
Nicotina	$\text{C}^{10}\text{H}^{14}\text{N}^2$	Tabaco.
Conicina	$\text{C}^{18}\text{H}^{15}\text{N}$	Cicuta.

Observemos que la nicotina y la conicina, que no contienen oxígeno, son líquidas y volátiles, lo que las distingue de todos los demás alcaloides oxigenados.

720. Método general de preparación de los alcaloides. — Si el alcaloide es volátil, como la nicotina y la conicina, se le obtiene por destilación fraccionada de una disolución acuosa, alcohólica ó éterea, de la planta que le contiene. Se añade también sosa y potasa para fijar los ácidos orgánicos.

Si el alcaloide es fijo, como la morfina, se empieza por hervir mucho tiempo la planta, ó su extracto concentrado, en agua acidulada con ácido clorhídrico, y se descompone después por la cal el clorhidrato de alcaloide obtenido. Se recoge el precipitado, que es en seguida disuelto en alcohol hirviendo, el cual deja depositarse el alcaloide en forma cristalina, por enfriamiento.

Para la quinina, después de disolver polvo de quina en esencia mineral, se usa el ácido sulfúrico en vez del clorhídrico. Así se obtiene el sulfato de quinina, que es la sal más empleada de este alcaloide.

721. Morfina ($C^{17}H^{19}NO^3 + H^2O$). — La morfina es una sustancia blanca, amarga, cristalizada en prismas rectangulares ó en octaedros. Es casi insoluble en el agua y el éter, el alcohol disuelve únicamente una treintava parte de su peso.

La morfina es el principio más activo del opio (zumo condensado de la *adormidera somnifera*), en el cual existe asociado con otros dos álcalis, la *marceína* y la *codeína*, y en combinación con un ácido particular llamado *ácido mecónico*.

Las sales de morfina, particularmente el clorhidrato, se usan frecuentemente en medicina como inyecciones subcutáneas.

722. Quinina ($C^{20}H^{24}N^2O^2$). — La quinina es blanca, amarga, muy poco soluble en el agua, soluble en el alcohol y el éter. Calentada á temperatura moderada, se vuelve anhidra. Á temperatura más alta se descompone enteramente y emite amoníaco.

La quinina existe en las cortezas de las quinas, ó árboles de la quina, combinada con un ácido particular, el *ácido quinico*, y ordinariamente asociada con otro álcali vegetal llamado *chinchonina*. Para prepararla se usa generalmente la *quina amarilla*, que la contiene en gran cantidad.

La quinina forma con casi todos los ácidos sales cristalizables, siendo la más importante el *sulfato neutro de quinina*, empleado en medicina como febrífugo. Esta sal es blanca, cristalizada en agujas finas y sedosas, poco soluble en el agua fría, pero se disuelve fácilmente en el agua hirviendo. Se le obtiene combinando directamente la quinina con el ácido sulfúrico.

El descubrimiento de la quinina y de su sulfato fué realizado en 1820 por Pelletier y Caventou.

723. Nicotina ($C^{10}H^{14}N^2$). — La nicotina está contenida en las hojas y las semillas de varias especies de tabaco.

Es un aceite incoloro, de sabor ardiente, que exhala vivo olor de tabaco, soluble en el agua, el alcohol y el éter, y extremadamente tóxico.

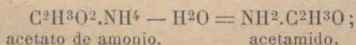
724. Estricnina ($C^{21}H^{22}N^2O^2$). — Este es el alcaloide de la nuez vómica (*strychnos nux vomica*).

La estricnina está formada de pequeños cristales inodoros, incoloros, excesivamente amargos, apenas solubles en el agua, poco solubles en el alcohol frío, bastante solubles en el alcohol á 90° hirviendo, que es su mejor disolvente. Este es uno de los venenos más violentos conocidos. La estricnina se usa frecuentemente en terapéutica bajo forma de gotas de tintura alcohólica de nuez vómica (gotas de Baumé).

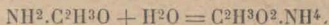
Amidos.

725. Nociones generales sobre los amidos. — Nombre dado á un grupo de compuestos orgánicos cuaternarios (carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno) cuya función química es :

1° Producir sales amoniacaes por eliminación de agua :



2° Poder reconstituir estas sales por hidrataci

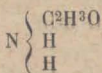


Los amidos tienen exactamente con los ácidos las relaciones que los aminos tienen con los alcoholes y los fenoles.

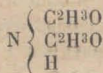
Resultan de la sustitución de uno ó más átomos de hidrógeno del amoníaco con un *radical ácido*.

Los amidos, lo mismo que los aminos, se dividen en *monamidos*, *diamidos*, *triamidos*, etc., según que contengan uno, dos ó tres átomos de nitrógeno.

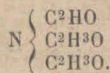
726. Monamidos. — Se subdividen en primarios, secundarios y terciarios según que se ha reemplazado uno, dos ó tres átomos de hidrógeno del amoníaco con un radical ácido, el *acetilo* por ejemplo, C^2H^3O :



acetamido
primario.



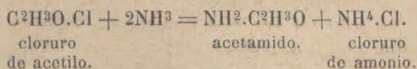
diacetamido,
acetamido secundario.



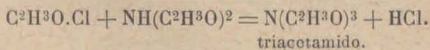
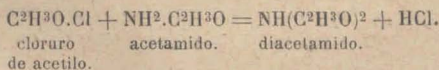
triacetamido,
acetamido terciario.

Preparación. — Los monamidos primarios se preparan generalmente calentando la sal amoniacal correspondiente para hacerle perder una molécula de agua.

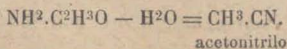
También se obtienen sometiendo el amoníaco á la acción de un cloruro de ácido (cloruro de acetilo) :



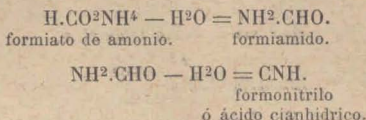
Para pasar de un monamido primario á otro secundario y de éste á uno terciario, se le calienta en vaso cerrado con cloruro de acetilo. Con el radical ácido se sustituye así un átomo de hidrógeno de NH^2 ó de NH :



727. Nitrilos. — Los monamidos son cuerpos poco básicos. Pierden por el calor una molécula de agua y se transforman en *nitrilos* ó éteres cianhídricos :

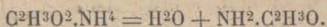


Hacemos observar que si el acetónitrilo es el nitrilo del ácido acético, el ácido cianhídrico CNH es el nitrilo del ácido fórmico. En efecto :



728. Acetamido. — El *acetamido* $\text{NH}^2.\text{C}^3\text{H}^3\text{O}$ es el monamido primario correspondiente al ácido acético. Es un cuerpo blanco, cristalino, de sabor fresco y dulce, que se funde á 78° y hierve á 220° , soluble en el agua, el alcohol y el éter.

Se le prepara por destilación seca del acetato de amonio hacia 200° :

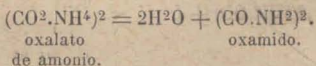


El diacetamido $\text{NH}.\text{(C}^2\text{H}^3\text{O})^2$ y el triacetamido $\text{N}.\text{(C}^2\text{H}^3\text{O})^3$ son también cuerpos cristalizables en agujas blancas, flexibles, poco diferentes del acetamido primario.

729. Diamidos. — Se obtienen por eliminación, mediante el calor, de dos moléculas de agua de las sales amoniacaes de ácidos bibásicos. Los diamidos resultan de sustituir con dos grupos *amidógenos* NH^2 dos oxióhidrilos $(\text{OH})'$ de un ácido diatómico. Así, al ácido oxálico $(\text{CO.OH})^2$ corresponde el diamido $(\text{CO.NH}^2)^2$ llamado *oxamido*.

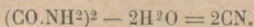
También se pueden considerar los diamidos como el producto de la sustitución de dos, cuatro ó seis átomos de hidrógeno del grupo N^2H^6 formado por la unión de dos moléculas de amoníaco, con un radical ácido diatómico. De ahí la posibilidad de diamidos primarios, secundarios y terciarios

Los principales diamidos son el *oxamido* y la *urea*. El oxamido (diamido del ácido oxálico) se obtiene descomponiendo oxalato de amonio por el calor :

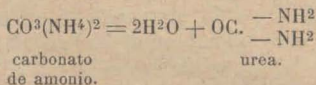


Es un polvo blanco, insípido, insoluble en al agua fría y poco soluble en el agua caliente,

Se observará que el cianógeno es el dinitrilo del ácido oxálico. En efecto, el oxamido tratado en caliente por el ácido fosfórico pierde dos moléculas de agua y se transforma en cianógeno :

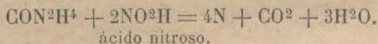
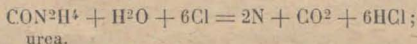


730. Urea. — La urea $\text{CO} \begin{smallmatrix} \text{HN}^2 \\ \text{—} \\ \text{NH}^2 \end{smallmatrix}$ procede del carbonato neutro de amonio. Es el diamido del ácido carbónico :



Lo mismo que el amido, la urea, calentada á 140° en vaso cerrado con agua reproduce sal amoniacal de donde deriva. Es la reacción inversa de la precedente.

La solución acuosa de cloro ó de hipocloritos y de hipobromitos alcalinos, la de ácido nitroso descomponen completamente la urea en nitrógeno, ácido carbónico y agua :



El dosaje de la urea se funda en estas diversas reacciones midiendo en un tubo graduado el volumen del nitrógeno que proviene de su descomposición.

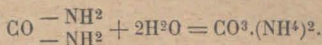


Fig. 193.

La urea se encuentra en gran cantidad en la orina del hombre y de los mamíferos. Un hombre adulto produce por término medio de 30 á 40 gramos al día. Esta substancia es incolora, inodora, muy soluble en el agua y menos en el alcohol. Cristaliza en prismas achalados, de 4 caras (fig. 193).

La urea se combina con los ácidos y hace el papel de base. Disuelta en agua alcalinada y calentada en tubo cerrado á

140° se apodera de dos moléculas de agua y se transforma en carbonato de amonio.



carbonato de amonio.

Esta transformación de la urea en carbonato de amonio se efectúa con mucha facilidad en la orina, bajo la influencia de un fermento que se desarrolla en este líquido. He ahí por qué la orina, abandonada á sí misma, no tarda en difundir olor amoniacal muy pronunciado.

La actividad del fermento hace aquí el mismo papel que la elevación de temperatura en la reacción precedente y hace que la urea fije dos moléculas de agua para transformarse en carbonato de amonio.

La urea es el último término, el residuo de las combustiones que sufren en la economía las materias que deben ser eliminadas de ella; constituye, por decirlo así, las *cenizas del organismo*. Se la extrae de la orina fresca evaporándola por medio de suave calor, de modo que se reduzca su volumen á la décima parte y después se echa en ella ácido nítrico. Entonces se forma nitrato de urea, que se deposita en cristales pequeños. Estos cristales se recogen y se tratan por la barita, que se apodera del ácido nítrico y pone á la urea en libertad.

También se puede producir artificialmente urea descomponiendo el cianato de potasio con el sulfato de amonio. De este modo se obtiene sulfato de potasio y urea.

731. Ácido úrico $\text{C}^5\text{H}^4\text{N}^4\text{O}^3$

— El ácido úrico se encuentra como la urea, en la orina de todos los animales, y particularmente en los excrementos, de todas las aves y en la orina semi-sólida de las serpientes.

El *guano*, que se emplea como abono en la agricultura, y que no está formado sino de excrementos de aves marinas, es casi en su totalidad urato de amoníaco.



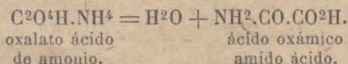
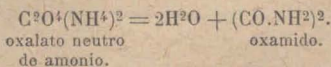
Fig. 194.

El ácido úrico es un cuerpo blanco, sin sabor ni olor, cristalizado en pequeñas láminas (*fig. 194*), soluble únicamente en 100 veces su peso de agua fría. Combínase con todas las bases; pero únicamente son solubles los uratos alcalinos. Es un ácido bibásico, que da uratos ácidos y uratos neutros.

El ácido nítrico le da color amarillo y, mediante la evaporación, deja residuo rojo purpurino.

Para obtener ácido úrico se tratan las materias que lo contienen en gran cantidad, como el guano ó ciertos cálculos urinarios, por medio de una solución de potasa, que lo disuelve en estado de urato. Filtrase y añádese al licor ácido clorhídrico, que se apodera de la potasa y precipita el ácido úrico.

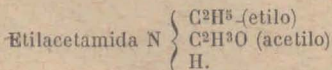
732. Amidos de función mixta. — *Amidos ácidos.* — Son amidos que proceden de una sal amoniacal ácida :



Estos amidos ácidos obran como ácidos monobásicos y dan sales bien definidas con las bases, y éteres con los alcoholes.

El ácido oxámico se presenta en forma de polvo amarillo, que puede combinarse con el alcohol para dar un oxamato de etilo.

Alculamidos ó amidos aminas. — Estos cuerpos están formados por la sustitución al hidrógeno de dos radicales diferentes, por lo menos, el uno ácido y el otro alcohólico. Ejemplo, la *etilacetamida* :



Materias albuminoideas.

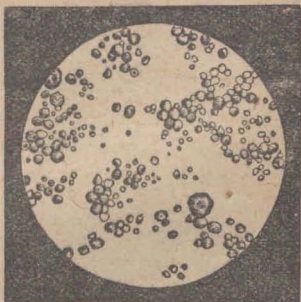
733. Generalidades. — Estas materias, constitutivas de los organismos animal y vegetal, están principalmente com-

puestas de carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Se les puede, pues, comparar con los amidos. Las más importantes son la *albúmina*, la *fibrina*, la *oseína* y la *gelatina*.

734. Albúmina. — Esta materia se encuentra principalmente disuelta en varios líquidos orgánicos, tales como la sangre y la clara de huevo. Es incolora, transparente, inodora, más pesada que el agua. Á la temperatura de 70°, se coagula y produce albúmina sólida, dura, opaca y blanca. El ácido nítrico, el ácido clorhídrico y el alcohol absoluto la coagulan de un golpe. El bicloruro de mercurio forma con ella un compuesto insoluble, lo que explica el empleo de la albúmina como contraveneno de este cuerpo. La albúmina se usa para *colar* los vinos y para clarificar gran número de zumos turbios; esta clarificación se debe á la propiedad que tiene la albúmina de arrastrar consigo, al coagularse, por efecto del alcohol y del tanino, las moléculas tenues que alteraban la transparencia de los líquidos.

Peptona. — Bajo la influencia de la *pepsina*, fermento soluble contenido en el jugo gástrico segregado por el estómago, y en presencia del *ácido clorhídrico*, que forma igualmente parte integrante de ese jugo, las materias albuminoideas son transformadas en *peptonas*, solubles en el agua, no coagulables y, por consecuencia, asimilables al organismo.

735. Caseína. — La *caseína*, que parece tener la misma composición química que la albúmina, existe en la leche. Es una substancia blanca, insoluble en el agua, pero soluble en las soluciones alcalinas, y que se precipita de la leche, ya por la fermentación láctea, ya por la adición de ácido acético. Es la parte más nutritiva de la leche y con ella se hacen los quesos. Una substancia análoga, llamada *caseína vegetal* ó *legumina* existe en las legumbres (judías, guisantes, lentejas) y en gran número de vegetales.



Vesículas adiposas que forman la crema.

Fig. 195.

Las demás partes constitutivas de la leche son la *crema*, formada de vesículas adiposas microscópicas que suben á la superficie de la leche (*fig. 195*), y el *suer*o, parte líquida que encierra en disolución la lactosa ó azúcar de leche y algunas *sales minerales*, tales como cloruro y carbonato de sodio, así como fosfatos solubles, cálcicos y magnesianos.

736. Fibrina. — Para obtener fibrina en estado de pureza, se bate la sangre con una pequeña escoba de mimbre, apenas sale de la vena; la fibrina se adhiere á la madera en forma de largos filamentos. Lávanse estos filamentos en agua abundante, á fin de retirar los demás principios solubles ó insolubles de la sangre; después se les trata por el alcohol y el éter, que sustraen las materias grasas y luego se repite varias veces el lavado.

Es sólida, blanca ó agrisada, insípida, inodora, más densa que el agua: es blanda y ligeramente elástica; seca se pone dura y se vuelve frágil. Calentada á 200° se descompone y da mucho carbonato de amoníaco. Es insoluble en el agua y en el alcohol, pero soluble en pasta en el ácido acético y en los álcalis.

737. Oseína. — Como su nombre indica, se encuentra en los huesos, de los que se la separa haciendo disolver la

materia calcárea incrustante por inmersión prolongada en el ácido clorhídrico. Sometida á una larga ebullición se transforma en gelatina. No contiene azufre.

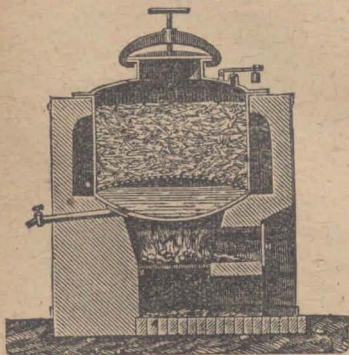


Fig. 196.

738. Gelatina. — La gelatina es una sustancia sólida, frágil, transparente, incolora, inodora, insípida; el agua la reblandece en frío y la disuelve á 100°. Esta disolución es incolora y toma

consistencia de jalea y luego de placas duras por enfriamiento; el tanino y el alcohol la precipitan por entero.

Prepárase la gelatina haciendo digerir en agua y en vaso cerrado (fig. 196), á una temperatura superior á 100°, pieles, ligamentos, huesos, etc.; después se filtra el licor y se le deja reposar hasta que se encuentre suficientemente concentrado. Después se le vierte en moldes donde se congela en placas por la acción del enfriamiento. Preparado de este modo, constituye la *cola*.

La materia conocida en el comercio con el nombre de *cola de pescado* es gelatina procedente de la vejiga natatoria del *esturión* (fig. 197), que se hace secar sencillamente al sol ó

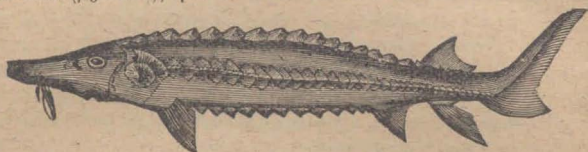


Fig. 197.

en una estufa. Úsase sobre todo para clarificar el vino, la cerveza y otros licores fermentados.

Observación. — La gelatina no existe completamente formada en los tejidos animales de donde se la extrae, sino que resulta de una modificación que la acción sostenida del agua y del calor hace sufrir á principios isoméricos contenidos normalmente por esos tejidos.

Fermentaciones.

739. — Fermentos figurados, fermentos solubles. — Toda *fermentación* está caracterizada por la transformación de una substancia orgánica en una ó varias otras substancias. Esta metamorfosis se verifica por la influencia de organismos vivos, algas ú hongos llamados FERMENTOS. Cada fermento produce una fermentación especial.

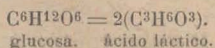
Los fermentos figurados, que existen en el aire en estado de gérmenes desecados ó de esporos, se multiplican con extraordinaria rapidez tan pronto como caen en un medio conveniente para su desarrollo. Unos, como la *madre de vinagre*, viven al aire libre : éstos son los fermentos *aerobios*; otros, como el *bacillus amilobacter* de la fermentación butírica, mueren en contacto del aire : éstos son fermentos

anaerobios. Las *levaduras*, agentes de la fermentación alcohólica, pululan al aire libre, pero no producen alcohol sino cuando son sumergidos ó al abrigo del aire.

Estas fermentaciones, que se producen por la acción de un micro-organismo vivo é insoluble, se llaman *directas*. Una temperatura de 10° á 20° es á propósito para su desarrollo regular. Otras fermentaciones llamadas *indirectas* provienen de otros fermentos nitrogenados, solubles, no dotados de vida, llamados *diástasis*. Tales son las transformaciones del almidón en glucosa bajo la influencia de las diástasis animal y vegetal, de la sacarosa en glucosa por la inversión del jugo intestinal.

Las principales fermentaciones son : la *fermentación acética*, ú oxidación y transformación del alcohol en ácido acético ; la *fermentación alcohólica*, que opera la conversión de la glucosa en alcohol y anhídrido carbónico ; la *fermentación amoniaca*, que hidrata la urea para hacerla volver al estado de carbonato de amonio ; las *fermentaciones láctea, butírica y pútrida*, de las que vamos á decir unas palabras. De las demás nos hemos ya ocupado.

740. Fermentación láctea. — Bajo la influencia del *mycoderma lacticus*, muy parecido á la madre de vinagre, que se recoge generalmente en el queso podrido, la lactosa ó azúcar de leche se transforma en glucosa y después en ácido láctico :



741. Fermentación butírica — Bajo la influencia del *bacillus amylobacter* formado de palitos cilindricos largos (fig. 198), la glucosa se transforma en *ácido butírico*. Esta es la que enrancia la mantequilla y los quesos. Puede ser considerada como la consecuencia de la fermentación láctea.

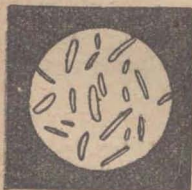


Fig. 198

El bacilo amilobácter es anaerobio, por lo que esta fermentación no puede verificarse sino fuera del contacto del aire. Se realiza, pues, debajo de una capa de *micoderma lacticus*, es decir, que es precedida por la fermentación láctea.

742. Fermentación pútrida. — El *vibrion* de la *fermentación pútrida* es un bacterio de movimientos ondulosos, bastante análogo al *bacillus amylobacter*. Siendo anaerobio, se desarrolla bajo los bacterios de las fermentaciones láctica y butírica, que preceden generalmente á las putrefacciones.

Los productos de la descomposición pútrida varían según la naturaleza de la substancia. Las materias que sólo contienen carbono, hidrógeno y oxígeno dan agua, gas carbónico y formenos (gas de los pantanos); las que contienen nitrógeno producen además acetato y carbonato de amoníaco; si la materia contiene azufre y fósforo, se desprende ácido sulfhídrico é hidrógeno fosforado.

Estos diferentes gases arrastran con ellos al aire los gérmenes vibriónicos destinados á producir nuevas putrefacciones cuando encuentran medios favorables para su siembra y desarrollo, así como partículas infinitamente pequeñas de la substancia putrefacta que les comunican un olor fétido. Queda, en fin, una materia negruzca, formada en gran parte de carbono, que constituye el mantillo vegetal ó animal, según el origen de la substancia putrefacta.

La fermentación pútrida no se produce á una temperatura inferior á 0°.

Conservación de las materias animales.

743. Conservación de las materias animales. — Los diversos medios empleados para conservar las materias orgánicas pueden referirse á cuatro métodos principales: 1° la *congelación*; 2° la *dsecación*; 3° la *cocción* y la *privación de aire*; 4° el *empleo de los agentes antisépticos* (sal marina, cloruro de cinc, bicloruro de mercurio, anhídrido arsenioso, ácido fénico, alcohol, éter, esencias, etc.).

Este último método es el que se emplea generalmente para la conservación de los objetos de historia natural y de las piezas anatómicas y para el embalsamamiento de los cadáveres.

Las carnes, los pescados y los vegetales comestibles se conservan por la cocción previa y la privación de aire. Después de someterlos á una temperatura capaz de destruir los gérmenes vibriónicos se los introduce en latas cerradas herméticamente y que se tienen después, durante una hora próximamente, en un baño de agua hirviendo (*procedimiento*

Appert). Privadas así de aire y de los gérmenes necesarios para la fermentación pútrida, estas materias pueden conservar largo tiempo sus cualidades comestibles, no sin perder, sin embargo, sobre todo las legumbres, algo de su sabor primitivo.

Conservación de la madera.

744. Alteración y conservación de la madera. — La madera sometida á la influencia simultánea del aire y de la humedad se descompone á la larga y se transforma en una materia oscura ó negra llamada *humus* ó *terruño*. Esta alteración es resultado de una fermentación lenta, producida por las materias nitrogenadas que la savia ha depositado en su tejido. Á menudo ocurre también que la leña es destruída por diversos insectos ú otros pequeños animales que van á alojarse en ella y la taladran en todos sentidos, acabando por desagregarla enteramente y convertirla en polvo : tales son las hormigas blancas, los xilocopios, los escolitos, las polillas, etc.

Para proteger la madera contra estas dos causas de destrucción, basta hacer penetrar en su tejido materias antisépticas que lo hagan imputrescible y venenoso. Las sustancias preservadoras de que se hace uso son el acetato de hierro, el sulfato de cobre, el bicloruro de mercurio, el cloruro de cinc y el alquitrán. Generalmente se aprovecha la aspiración vital para introducir estas materias en los árboles todavía en pie ó recientemente cortados. Cuando el árbol está todavía plantado, se practica en su base una incisión circular que se pone en comunicación con un recipiente lleno de una disolución de la sustancia preservadora. Si el árbol ha sido cortado hace poco, se le coloca horizontalmente en el suelo, rodeando el tronco, cerca de su extremidad radical, con un saco impermeable lleno de líquido preservador, que penetra en los vasos de la madera por capilaridad. De este modo se inyectan con aceites pesados de hulla los troncos de pino destinados á pavimento de las calles.

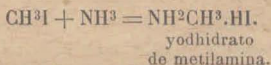
Resumen.

I. — Las *Aminas* ó amoniacos compuestos de Wurtz pueden ser considerados como amoniaco NH_3 , en que uno, dos ó tres átomos de hidrógeno son reemplazados por una, dos ó tres moléculas de

un radical alcohólico : NH^3 amoniaco; $\text{NH}^2(\text{C}^2\text{H}^5)$, *etilamina*; $\text{NH}(\text{C}^2\text{H}^5)^2$, *dietilamina*; $\text{N}(\text{C}^2\text{H}^5)^3$, *trietilamina*.

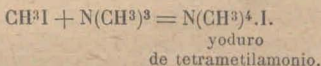
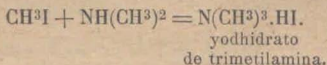
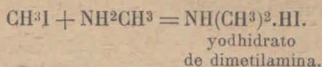
NH^3 , amoniaco; $\text{NH}^2.\text{CH}^3$, *metilamina*; $\text{NH}.\text{CH}^3$, *dimetilamina*; $\text{N}(\text{CH}^3)^3$, *trimetilamina*.

II. — *Preparación de las aminas*. — Se calienta en tubo cerrado el éter yodhídrico de un alcohol con una disolución alcohólica de amoniaco :



Para aislar la metilamina NH^2CH^3 se descompone este yodhidrato por la cal.

He aquí las reacciones para pasar de una amina primaria á una secundaria y de una secundaria á una terciaria.



II. — Las *aminas* (metilaminas y etilaminas) son cuerpos líquidos extremadamente volátiles ó gaseosos que tienen las propiedades básicas del amoniaco. Humean al aire al contacto del ácido clorhídrico, pero son inflamables, lo que las distingue del gas amoniaco. Su olor amoniacal irritante es desagradable. Se desprenden de las materias orgánicas en putrefacción y durante la destilación seca de los residuos de remolacha.

IV. — *Aminas de función mixta*. — La *glicocola* ó azúcar de gelatina $\text{CH}^2(\text{NH}^2).\text{CO}^2\text{H}$, que se obtiene por la acción prolongada del ácido sulfúrico diluido en agua sobre la gelatina, es *amina* por su grupo CH^2NH^2 y ácido por su grupo CO^2H .

V. — La *morfina* ($\text{C}^{17}\text{H}^{19}\text{NO}^3 + \text{H}^2\text{O}$), es una sustancia blanca, amarga, casi insoluble en el agua y en el éter, ligeramente soluble en el alcohol. Se la extrae del opio donde existe completamente formada en combinación con un ácido particular llamado *ácido mecónico*.

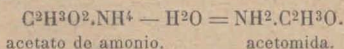
VI. — La *quinina* $\text{C}^{20}\text{H}^{24}\text{N}^2\text{O}^2$ es una sustancia blanca, amarga, muy poco soluble en el agua. soluble en el alcohol y el éter.

Existe en la corteza de las quinas (árbol de la quina), combinada con el ácido quínico y asociada con otro álcali vegetal llamado *chinchonina*.

VII. — La *nicotina* $C^{10}H^{14}N^2$ es un aceite incoloro, de sabor ardiente y olor pronunciado de tabaco. Se la extrae de las hojas y de las semillas de las diferentes especies de tabaco. Es un veneno violento.

VIII. — La *estricnina* $C^{21}H^{22}N^2O^2$ es una sustancia cristalizada, incolora, excesivamente amarga, extraída de la nuez vómica. Apenas se disuelve en el agua. Úsase mucho en medicina en forma de tintura alcohólica de nuez vómica. Es un veneno de los más violentos.

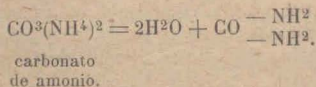
IX. — Se llaman *amidas* unos cuerpos cuaternarios (carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno) que se derivan de las sales amoniacales por eliminación de agua :



X. — Las amidas se dividen, como las aminas, en primarias, secundarias y terciarias según que una, dos ó tres moléculas de un radical ácido reemplazan a uno, dos ó tres átomos de hidrógeno del amoniaco : NH^3 , amoniaco; $NH^2.C^2H^3O$, *acetamida primaria*; $NH.(C^2H^3O)^2$, *diacetamida*; $N(C^2H^3O)^3$, *triacetamida*.

XI. — La *acetamida* es la monamida primaria correspondiente al ácido acético. Es un cuerpo blanco, cristalino y azucarado, que se funde á los 78° y hierve á los 220° , soluble en el agua, el alcohol y el éter. Se le prepara por destilación seca del acetato de amonio hacia 200° .

XII. — La *urea* $CO \begin{smallmatrix} - NH^2 \\ - NH^2 \end{smallmatrix}$ es la diamida del ácido carbónico :



Como amida, calentada con agua en tubo cerrado á 140° , absorbe dos moléculas de agua y reconstituye el carbonato de amonio. Esta reacción se opera igualmente en frío bajo la influencia de un fermento especial (*micrococcus ureæ*) que se desarrolla en la orina (*fermentación amoniacal*).

XIII. — La urea, que cristaliza en prismas incoloros achatados,

es muy abundante en la orina del hombre y de los mamíferos. Se expulsan, próximamente, 30 gramos al día. Es el último término de la combustión de las materias que deben ser expulsadas del organismo.

XIV. — Para preparar la urea se evapora la orina fresca y se producen por el ácido nítrico cristales de nitrato de urea. Se los recoge y se los trata por la barita hidratada, que pone la urea en libertad.

XV. — Las soluciones acuosas de cloro, de hipocloritos, de hipobromitos alcalinos y de ácido nitroso descomponen la urea en nitrógeno, en anhídrido carbónico y en agua. Sirve esta reacción para dosificar la urea por el volumen de nitrógeno obtenido.

XVI. — El *ácido úrico* $C^5H^4N^4O^3$, apenas soluble en el agua, es un ácido bibásico que se encuentra igualmente en la orina en la dosis de unos centigramos. Se le encuentra en abundancia en el guano y en las deyecciones de los pájaros y de las serpientes. Es un cuerpo blanco, insípido, cristalizado en forma de laminillas. Sólo son solubles los uratos alcalinos, ácidos ó neutros.

XVII. — La *albúmina* es una materia incolora, transparente, inodora, más densa que el agua. Encuéntrase disuelta en varios líquidos orgánicos, tales como la sangre, la clara de huevo, etc. El calor, el alcohol y la mayor parte de los ácidos concentrados la coagulan instantáneamente.

XVIII. — La *fibrina* es una materia sólida, blanca, elástica é inodora. Existe disuelta en el quilo y en la sangre. Se la obtiene batiendo la sangre, al salir de la vena, con una pequeña escoba de mimbre, á la cual se adhiere en forma de largos filamentos.

XIX. — La *caseína* ó *caseum* es una materia nitrogenada que está disuelta en la leche, y que los ácidos precipitan de ésta en forma de cuajarones blancos y opacos. Esta materia constituye la parte esencialmente nutritiva de la leche. Con ella se fabrican los quesos.

XX. — La *gelatina* es sólida, transparente, incolora, inodora é insípida. El agua la disuelve á 100°. Esta disolución forma una jalea ó placas por enfriamiento (*cola*). Prepárase la gelatina haciendo digerir en el agua y en vaso cerrado, á una temperatura superior á 100°, pieles, ligamentos, huesos, etc. La *cola de pescado* es gelatina pura procedente de la vejiga natatoria del esturión.

XXI. — Los *fermentos* se dividen en fermentos figurados insolubles y fermentos no figurados solubles, también llamados *diástasis*.

XXII. — Los fermentos figurados se llaman *aerobios* cuando viven, se multiplican y funcionan al contacto del aire; ejemplo, el *micoderma acéticus* y el *micoderma lácticus*. Los fermentos se llaman *anaerobios* cuando no pueden vivir y multiplicarse al contacto del aire; ejemplo, el *bacillus amilobácter* y los *vibriones*. Las *levaduras*, que presiden á la fermentación alcohólica, se multiplican al aire, pero no funcionan más que fuera de él.

XXIII. — Las principales fermentaciones son : la *fermentación acética*, bajo la influencia del *micoderma aceti*, que oxida el alcohol y le transforma en ácido acético; la *fermentación alcohólica*, por las levaduras, que convierte la glucosa en alcohol y en anhídrido carbónico; la *fermentación láctea*, que hace cuajarse la leche; la *fermentación butirica*, debida al *bacillus amilobácter*, que enrancia las materias grasas; la *fermentación amoniacal* de la orina, por el *bacillus ureæ*; y la *fermentación pútrida*, por los *vibriones*.

XXIV. — La principal acción de las diástasis animal y vegetal (cebada germinada) es transformar la materia amilácea (almidón y fécula) en glucosa, é intervertir la sacarosa en glucosa y levulosa fermentables. Los ácidos muy diluidos hacen el mismo efecto.

XXV. — Para conservar las materias animales, se recurre á diversos procedimientos que se refieren á cuatro métodos principales, esto es : 1º la congelación; 2º el secado; 3º la cocción antes y después de encerrar herméticamente la materia en una lata, por soldadura; 4º el empleo de diversos agentes antisépticos.

SERIE AROMÁTICA

CAPÍTULO VIII

CARBUROS DE HIDRÓGENO DE LA SERIE AROMÁTICA

Carburos aromáticos : Bencina, Tolueno, Naftalina, Antracena, Trifenilmetano. — Carburos trementénicos, Esencias vegetales, Resinas, Bálsamos, Gomas resinas, Barnices, Caucho y Gutapercha.

745. División de los hidrocarburos de la serie aromática.

-- Estos cuerpos, compuestos binarios formados de carbono

é hidrógeno como los de la serie grasa, han recibido el nombre de *aromáticos* á causa del olor penetrante y característico de algunos de ellos. Constituyen dos grandes series; la una, la *SERIE AROMÁTICA* PROPIAMENTE DICHA, que se deriva de un carburo saturado, la *bencina* C^6H^6 ; la otra, la *SERIE TREMENTÉNICA*, que se deriva de un carburo no saturado, la *esencia de trementina* $C^{10}H^{16}$.

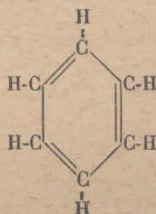
Carburos aromáticos.

746. División. — Estos carburos aromáticos muy numerosos é importantes pueden subdividirse en tres grupos secundarios :

GRUPO BENCÉNICO (C^6H^{2n-6})	{	Bencina C^6H^6
		Tolueno C^7H^8
		Xilenos C^8H^{10}
		Cumenos C^9H^{12}
GRUPO DE LA NAFTALINA		Cimenos $C^{10}H^{14}$
		Naftalina $C^{10}H^8$.
GRUPO ANTRACÉNICO		Antraceno $C^{14}H^{10}$.

Grupo bencénico.

747. Constitución de la bencina ó benceno C^6H^6 . — Por razones que expondremos en los *Complementos de Química*, Kékulé, profesor de química de Estrasburgo, ha representado los seis átomos de carbono que forman el núcleo bencénico dispuestos en los vértices de un hexágono, indicando por uno ó dos trazos, alternativamente, que están unidos entre sí por tres ligazones. Como el carbono es tetratómico, no queda, pues, más que una atomicidad libre para cada elemento de carbono, atomicidad que es satisfecha por un átomo de hidrógeno, de manera que la bencina, á la que se representará en las fórmulas desarrolladas en la disposición hexagonal que sigue, es un hidrocarburo saturado .



748. Destilación del alquitrán de hulla. — El *alquitrán de hulla*, líquido negro y oleaginoso utilizado directamente para el calafateo de los navíos y la conservación de la madera, es el residuo de la destilación de la hulla para la producción del gas del alumbrado. Su importancia industrial es considerable, pues se sacan de él muchos productos de destilación, tales como la bencina, el tolueno, el ácido fénico, la naftalina y la antracena. Se somete el alquitrán de hulla, después de haberle deshidatado, dejándole reposar y quitándole el agua que se separa, á la destilación en enormes calderas de una cabida de 15 á 20 000 litros. Se le calienta primero hasta 140° y se recogen los *aceites ligeros*, compuestos principalmente de bencina, de tolueno y de xilenos. Entre 140° y 200° destilan los *aceites medianos* que contienen mucho fenol, del que se retira el ácido fénico. Después de ser rectificado, puede servir para el alumbrado. Por encima de 200° pasan los *aceites pesados*, llamados aceites de naftalina. En fin, entre 300° y 350° se recogen los *últimos aceites*, llamados aceites de parafina y antraceno, que se solidifican por enfriamiento. En el fondo de la caldera queda finalmente la *brea*, que es seca ó grasa según que la destilación ha sido llevada más ó menos lejos. Sirve en la industria para la composición de asfaltos artificiales y de aglomerados que se emplean en la calefacción.

749. Destilación del benzol; preparación de la bencina. — Los aceites ligeros, cuya mezcla constituye el *benzol* se rectifican primero lavándolos : con ácido sulfúrico diluido que los despoja de productos básicos, como la anilina, que puede contener; después con sosa, que absorbe los fenoles y otros cuerpos homólogos. Después de esta rectificación, los aceites se componen de bencina que hierve hacia los 80°, de tolueno hacia los 110° y de xilenos hacia los 139°, productos que se separan luego por destilación fraccionada. Generalmente se emplea el aparato Coupier que permite separar no sólo la bencina, sino también los otros hidrocarburos.

Este aparato se compone esencialmente (*fig. 199*) de una caldera calentada generalmente por una corriente de vapor, en la cual se introduce el benzol, es decir la mezcla de hidrocarburos que destilan á menos de 140°. Esta caldera remata en una *columna de rectificación* llamada de *platillos* porque está dividida en varios departamentos que se comunican entre sí á la manera de las columnas rectificadoras del alcohol

(fig. 168) para operar una destilación fraccionada. La cuspide de la columna y sus departamentos superiores comunican por tubos con un aparato analizador compuesto de cuatro bolas huecas unidas entre sí y sumergidas en un baño compuesto de una disolución de cloruro de calcio mantenido

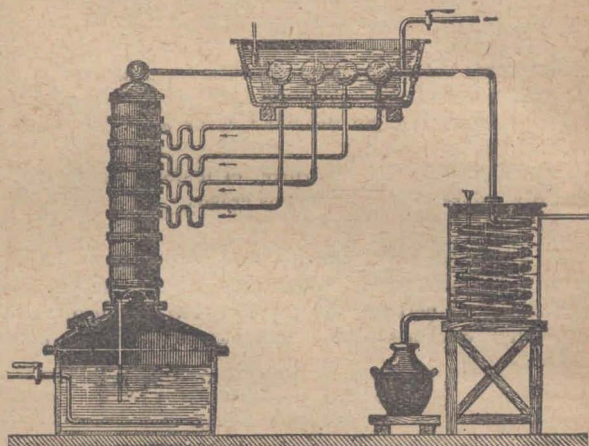


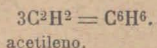
Fig. 199.

á una temperatura constante, ó sea 80° para la bencina. De la última bola de la derecha sale un tubo que remata en un serpentín que penetra en un frigorífico y que va á parar al recipiente donde cae el producto de la destilación. Cuando los vapores de bencina han destilado á 80° , se eleva la temperatura del baño á 110° y entonces pasan y van á condensarse en el serpentín los vapores de tolueno.

Purificación de la bencina por congelación. — La bencina cristaliza á 0° , y se aprovecha esta circunstancia para obtener bencina perfectamente pura haciéndola congelarse y retirando los cristales, á medida que se forman, de la parte que queda líquida.

750. Síntesis de la bencina. — Berthelot ha obtenido la bencina por síntesis calentando acetileno en una campana encorvada (fig. 160) que se coloca encima de mercurio. No

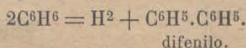
tarda en verse que el volumen de gas disminuye en sus dos terceras partes; 6 vol. de acetileno producen 2 de vapor de bencina. Puede en consecuencia considerarse este cuerpo como *acetileno tricondensado* :



751. Propiedades físicas. — La bencina es un líquido muy inflamable, de olor fuerte, insoluble en el agua, soluble en el alcohol y en el éter. Su densidad es de 0,85 y su punto de ebullición 81°.

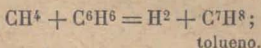
La bencina disuelve el azufre, el fósforo, las resinas, el caucho y, sobre todo, los cuerpos grasos.

752. Propiedades químicas. — *Acción del calor.* — Pasando por un tubo calentado al rojo intenso, el vapor de bencina se transforma, al perder hidrógeno, en otro carburo, el *difenilo* (C^6H^5)² que cristaliza en láminas incolores que funden á los 75° :

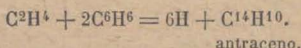


A una temperatura bastante elevada, la bencina se combina :

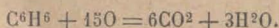
Con el formeno, para dar tolueno :



Con el etileno para dar antraceno :

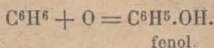


Acción del oxígeno y de los cuerpos oxidantes. — Arde la bencina en contacto del aire con llama amarillenta y fuliginosa, produciendo agua y anhídrido carbónico :



El oxígeno libre no tiene acción sobre la bencina en frío,

pero en presencia del cloruro de aluminio, una corriente de oxígeno transforma la bencina en fenol :



Los cuerpos oxidantes, como el permanganato de potasio, la transforman en ácido oxálico. La mezcla de ácido sulfúrico y de bióxido de manganeso, en contacto con la bencina, da el ácido benzoico.

Acción del cloro. — Echando algunas gotas de bencina en un frasco lleno de cloro expuesto á la luz solar, se ve formarse inmediatamente en el frasco una nubecilla; ésta se compone de *hexacloruro* de bencina $\text{C}^6\text{H}^6\text{Cl}^6$, que se va depositando lentamente en pequeños cristales. La acción química es idéntica bajo la influencia de la luz del magnesio.

Con dosis progresivas de cloro se obtienen varios derivados clorados de la bencina : $\text{C}^6\text{H}^5\text{Cl}$, $\text{C}^6\text{H}^4\text{Cl}^2$, $\text{C}^6\text{H}^3\text{Cl}^3$, $\text{C}^6\text{H}^2\text{Cl}^4$, C^6HCl^5 , y por fin C^6Cl^6 , que es un cloruro de carbono. Las dos primeras bencinas cloradas de esta serie son líquidas y las otras cuatro cristalizadas.

Se observará que en estos diferentes productos de *sustitución*, el cloro ha reemplazado, átomo por átomo, al hidrógeno de la bencina.

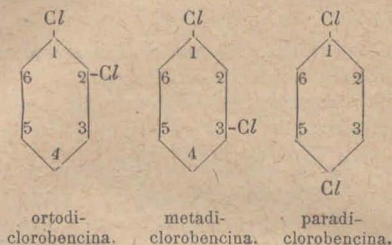
Con el bromo se efectúan las mismas reacciones.

Derivados halógenos de la bencina por sustitución. — Siendo la bencina un cuerpo saturado, sus derivados clorados se hacen generalmente por sustitución.

Si se sustituye con un solo átomo de cloro ó de bromo un átomo de hidrógeno (bencina monoclorada ($\text{C}^6\text{H}^5\text{Cl}$), no hay producto isómero, siendo idéntica la situación de los átomos de hidrógeno en los vértices del hexágono.

Pero si el derivado es *bisustituido*, si dos átomos de hidrógeno se sustituyen con dos átomos de cloro, ya no ocurre lo mismo, y resultan tres derivados isómeros. En efecto, numerando los vértices del hexágono, se ve que los dos átomos de cloro pueden ocupar las dos posiciones 1 y 2 y 1 y 6 que son simétricas; de ahí resulta el primer bicloruro de bencina $\text{C}^6\text{H}^4\text{Cl}^2$ (1.2 ó 1.6). Estos dos átomos de cloro pueden también ocupar las posiciones simétricas 1.3 ó 1.5, dejando entre sí un átomo de hidrógeno; de aquí resulta un segundo biclo-

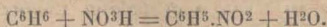
ruro de bencina $C^6H^4Cl^2$ (1.3 ó 1.5). En fin, ocupando las posiciones 1.4, los dos átomos de cloro darán el tercer bicycruo de bencina isómero.



Luego de los derivados bisustituídos de la bencina, sean cuales fueren los elementos ó radicales sustituidos, resultan tres isómeros, que se distinguen por los prefijos *orto*, *meta* y *para*. Lo mismo para los derivados trisustituídos.

Derivados halógenos de la bencina por adición. — La cadena cerrada de átomos de carbono de la bencina puede ser modificada en su constitución por poderosos reactivos. Los átomos de carbono unidos normalmente por dos ligazones pueden perder una sucesivamente y, como cada vez quedan libres dos atomicidades, se tiene los derivados por adición: $C^6H^5Cl^2$, $C^6H^6Cl^4$ y $C^6H^6Cl^6$ ó hexacloruro de bencina que se obtiene en forma cristalina echando algunas gotas de bencina en un frasco lleno de cloro.

Acción del ácido nítrico: nitrobencina $C^6H^5NO^2$. — Vertiendo con mucha lentitud bencina en una mezcla de 2 partes de ácido nítrico fumante y de 1 de ácido sulfúrico contenido en un vaso rodeado de hielo para evitar toda elevación de temperatura, se obtiene, añadiendo mucha agua, un aceite amarillento y pesado, de olor análogo al de las almendras amargas, insoluble en el agua, soluble en el alcohol y el éter, que es la *nitrobencina*:

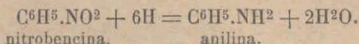


La nitrobencina tiene por aplicación principal la fabricación de la *anilina*. También se la emplea en perfumeria, con

el nombre de *esencia de Mirbano*, para sustituir á la esencia de almendras amargas, cuyo olor tiene.

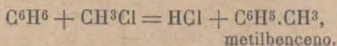
Fabricación de la Nitrobencina. — La preparación industrial de la nitrobencina es enteramente análoga á la de laboratorio. Se introduce benzol mezclado con aceites ligeros procedentes de la destilación del alquitrán de hulla á menos de 140° en cubas cilíndricas de fundición, de una cabida de un metro cúbico; después se echa poco á poco un liquido compuesto de dos partes de ácido nítrico comercial y una de ácido sulfúrico concentrado. Un agitador remueve incesantemente la mezcla, y cada cuba está rodeada de agua fría para evitar una gran elevación de temperatura y el excesivo desprendimiento de los vapores nitrosos. Al cabo de doce horas la reacción es completa. Por la llave colocada en la parte inferior de la cuba se retira primero el ácido sulfúrico que, como más denso, se ha acumulado en el fondo. Este ácido sólo ha servido para absorber el agua procedente de la reacción del ácido nítrico sobre la bencina. Después se retira una mezcla de nitrobencina y de benzoles que se eliminan por destilación. Entonces se lava la nitrobencina en tres ó cuatro cubas sucesivas, y finalmente se obtiene el aceite amarillento y pesado, de olor análogo al de almendras amargas descrito en otro lugar.

La reacción capital de la nitrobencina consiste en dar anilina con la mezcla hidrogenante de limalla y ácido acético :



Acción del ácido sulfúrico. — Calentando bencina con ácido sulfúrico humeante, se obtiene : 1°, á 120° *ácido bencenosulfónico* $\text{C}^6\text{H}^5\text{SO}^3\text{H}$: á 200° *ácido bencenodisulfónico* $\text{C}^6\text{H}^4(\text{SO}^3\text{H})^2$. Tratando esos ácidos por la potasa hidratada se forman fenoles. Esta reacción se utiliza para hacer su síntesis.

Acción del cloruro de metilo. — Se transforma el benceno en *metilbenceno* ó *tolueno* por la acción de una corriente de cloruro de metilo que atraviesa la bencina hirviendo, adicionada con cloruro de aluminio :

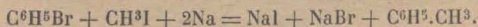


753. Usos de la bencina. — Se emplea para disolver las grasas y las resinas : por esta razón se utiliza para quitar manchas; pero en la industria se la emplea mucho más para la fabricación de la nitrobencina y consecutivamente á la de la anilina.

754. Tolueno ó Metilbenceno $C^6H^5.CH^3$. — El *tolueno* puede ser considerado como un derivado metílico de la bencina por sustitución del radical metilo CH^3 á un átomo de hidrógeno $C^6H^5.CH^3$. Industrialmente se le extrae de los benzoles por medio del aparato Coupier (fig. 499), después del paso de la bencina. Se le extrae también por destilación seca, del bálsamo de tolú y de varias resinas.

Es un líquido muy movable, incoloro, del mismo olor y de las mismas propiedades que la bencina y también muy empleado como disolvente. Su densidad es de 0,85; hierve á 110° . Arde con llama clara y fuliginosa análoga á la de la bencina, produciendo vapor de agua y anhídrido carbónico.

Síntesis. — Se puede obtener el tolueno por síntesis tratando la bencina monobromada por el sodio y el yoduro de metilo :



Si se emplea el yoduro de etilo se tendrá un etilbenceno $C^6H^5.C^2H^5$.

Propiedades químicas. — *Acción del cloro.* — 1^o *A frío*, la sustitución del hidrógeno por el cloro se hace en el grupo bencénico ó *bencilo* C^6H^5 . Ejemplo : el tolueno clorado $C^6H^4Cl.CH^3$; el tolueno biclorado $C^6H^3Cl^2.CH^3$. — 2^o *En caliente*, en el tolueno hirviente, la sustitución del hidrógeno por el cloro se hace en el radical metilo CH^3 . El cloruro de bencilo así obtenido ($C^6H^5.CH^2Cl$) es un líquido etéreo completamente diferente del tolueno clorado, con el cual es isómero.

Acción del ácido nítrico. — Esta reacción es igual que la de la nitrobencina. Se conocen tres *mononitrotoluenos* isómeros, uno sólido y los otros dos líquidos ($C^6H^4NO^2.CH^3$); cuatro *dinitrotoluenos* ($C^6H^3(NO^2)^2.CH^3$), y un *trinitrotolueno* ($C^6H^2(NO^2)^3.CH^3$).

Los nitrotoluenos sirven para preparar las *toluidinas*,

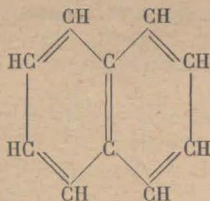
amoníacos compuestos análogos á la anilina, por la acción de la mezcla hidrogenante de limaduras de hierro y de ácido clorhídrico ó acético.

Acción del ácido sulfúrico. — El ácido sulfúrico humeante produce con el tolueno derivados sulfonados análogos á los de la bencina $C^6H^4(SO^3H).CH^3$ y $C^6H^3(SO^3H)^2.CH^3$. Sirven para la preparación de los fenoles que corresponden al tolueno.

Grupo de la naftalina $C^{10}H^8$.

755. Constitución de la naftalina. — La *naftalina* ó *naftaleno* es una substancia blanca, untuosa, con fuerte olor característico, cristalizable en laminillas brillantes y nacaradas, fusible á 79° , insoluble en el agua, soluble en el alcohol, el éter y el sulfuro de carbono. Su densidad 1,15; hierve á 218° . Es un poderoso antiséptico.

Se mira la molécula de naftalina como constituída por dos núcleos bencénicos soldados por dos átomos de carbono. Se le representa por el esquema siguiente en las fórmulas desarrolladas



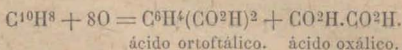
Los derivados monosustituídos de la naftalina presentan dos disposiciones isómeras : unas veces la sustitución se opera sobre uno de los cuatro átomos de hidrógeno, vecino de la soldadura (posición llamada α); otras veces sobre uno de los cuatro átomos de hidrógeno lejano de la soldadura (posición llamada β).

Preparación. — Se la extrae por enfriamiento del aceite de alquitrán de hulla; se la purifica por sublimación (V. p. 453).

Propiedades químicas — *Acción del aire.* — La naftalina arde con llama fuliginosa, dando CO^2 y H^2O .

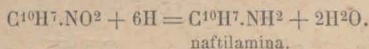
Acción del cloro y del bromo. — El cloro da con la naftalina numerosos productos de adición: el bicloruro y el tetracloruro de naftalina $C^{10}H^8Cl^2$ y $C^{10}H^8Cl^4$. Existen igualmente dos naftalinas bromadas. Los productos de sustitución son también numerosos. Entre ellos citaremos los dos *naftoles isómeros* α y β $C^{10}H^7(OH)$ usados en medicina como antisépticos y, sobre todo, para la preparación de las materias colorantes.

Adición del ácido nítrico. — Haciendo hervir naftalina con ácido nítrico diluido en agua se obtiene el *ácido ortoftálico* y ácido oxálico.



Vertiendo ácido nítrico humeante sobre la naftalina en un recipiente enfriado por una corriente de agua, se obtiene un líquido aceitoso, solidificable en una masa de color amarillo de azufre, fusible á 43°. Es la *nitronaftalina*, ó mejor, *mononitronaftalina* $C^{10}H^7NO^2$, análoga á la nitrobencina. Según que la acción del ácido es más ó menos prolongada, se obtiene por substituciones sucesivas los mono, bi, tri, tetranitronaftalenos $C^{10}H^7.NO^2$; $C^{10}H^6(NO^2)^2$; $C^{10}H^5(NO^2)^3$, $C^{10}H^4(NO^2)^4$.

Bajo la influencia de una mezcla hidrogenante (cinc, hierro y ácido acético) el nitronaftaleno es reducido á *naftilaminas básicas* α y β , análogas á la anilina, y á las toluidinas.



Acción del ácido sulfúrico. — El ácido sulfúrico concentrado disuelve el naftaleno y da con este carburo compuestos mono y bisulfonados, análogos á los del benceno. Estos dos ácidos naftilsulfónicos, tratados por la potasa fundida, dan naftoles α ó β según que son de una ó de otra serie.

Usos. — La naftalina se usa como antiséptico, sobre todo para la conservación de lanas y pieles, y, en medicina, en forma de naftoles.

Sirve también en la industria para fabricar las soberbias materias colorantes llamadas *azoicas*, que provienen principalmente de los naftoles.

Grupo del antraceno $C^{14}H^{10}$.

756. Constitución del antraceno. — El *antraceno* $C^{14}H^{10}$ fué descubierto por Dumas y Laurent en 1832.

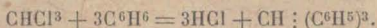
En los aceites densos del alquitrán de hulla se encuentra, una vez que se les extrae la naftalina, un hidrocarburo, la *antracena*, que se obtiene por sublimación á la temperatura de 360° próximamente. Este cuerpo, de olor desagradable, cristaliza en laminillas blancas, fusibles á 210° . Es insoluble en el agua, soluble en el alcohol, la bencina y el tolueno hirviendo, que le dejan depositarse en cristales por enfriamiento.

La fórmula de constitución admitida para el antraceno es:



Su reacción más importante es dar con la mezcla oxidante de bicromato de potasio y de ácido sulfúrico hermosas agujas amarillentas de *antraquinona* $C^6H^4 \begin{array}{c} \text{CO} \\ \text{---} \\ \text{CO} \end{array} C^6H^4$, cuerpo muy importante que sirve para fabricar una excelente materia colorante encarnada, la *alizarina artificial*, que es un derivado de los fenoles diatómicos.

757. Trifenilmetano $CH : (C^6H^5)^3$. — Se obtiene este carburo muy importante tratando la bencina hirviendo, adicionada con cloruro de aluminio, por el cloroformo :



Se deriva del metano por la sustitución de los tres radicales fenílicos C^6H^5 á tres átomos de hidrógeno.

Es un cuerpo cristalino, incoloro, del que se derivan numerosas materias colorantes artificiales.

Carburos trementínicos

758. Esencia de trementina $C^{10}H^{16}$. — La *esencia de trementina* ó *trementeno* es un líquido incoloro, muy fluido, de olor fuerte, de sabor áspero y ardiente. Su densidad es 0,86;

hierve á 156° y arde en el aire con llama fuliginosa. Es insoluble en el agua y muy soluble en el alcohol y el éter. Disuelve el azufre, el fósforo, las materias grasas y la resinas.

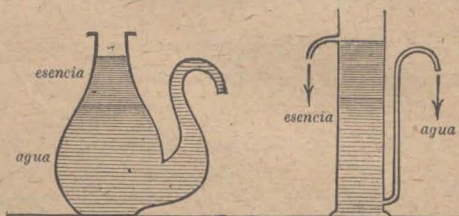
Propiedades químicas. — Acción del oxígeno. — Expuesta al aire, absorbe el oxígeno y se transforma en una resina, la colofonia ó *pez griega*.

Acción del cloro y del ácido clorhídrico. — Forma con el cloro diversos productos de adición ó de sustitución. Las reacciones son tan vivas, que un papel de filtrar empapado en esencia de trementina y sumergido en un frasco de cloro, se inflama.

Una corriente de vapor de ácido clorhídrico, pasando lentamente á través de la esencia de trementina, da lugar á la formación de un clorhidrato de trementeno sólido $C^{10}H^{16} \cdot HCl$, cuyos cristales desprenden olor de alcanfor y han recibido el nombre de *alcanfor artificial*.

Acción del ácido nítrico. — Si el ácido nítrico está concentrado, la reacción es tan violenta que la trementina se inflama. Si el ácido nítrico está diluido y en exceso, se forma el *ácido tereftálico* $C^6H^4(CO^2H)^2$. Se puede también producir alcanfor $C^{10}H^{16}O$.

Preparación. — Se prepara la esencia de trementina destilando en presencia del agua la *trementina en bruto*, ó *gema*,



Vasos florentinos antiguo y actual.

Fig. 200.

materia viscosa que brota de profundas y anchas incisiones hechas á los pinos. El producto de la destilación, después de condensarse en un recipiente refrigerante, es recibido en un vaso florentino (*fig. 200*), donde se hace la separación de la esencia insoluble, que sobrenada en el agua. El producto de

la destilación es una resina llamada *colofonia*. Tratada por los álcalis, la colofonia sirve para fabricar el jabón de resina que se emplea en el encolado del papel. Los músicos la emplean para que se adhieran las crines del arco á las cuerdas del violín, de la violas, del violoncelo y del contrabajo.

Diversas especies de trementina. — La *trementina francesa*, extraída del pino marítimo, está principalmente compuesta de *trementeno* ó *pineno izquierdo* que desvía á la izquierda el plano de polarización de la luz. La *trementina inglesa*, que procede del pino de Australia, contiene sobre todo *australeno* ó *pineno derecho*, que desvía á la derecha el rayo de luz polarizada. Existe también la *trementina de Venecia*, extraída del pino melezo.

Usos. — Se emplea como disolvente del fósforo y de las materias grasas y, sobre todo, para disolver las resinas y confeccionar los barnices.

759. Esencias vegetales. — Existe un gran número de esencias vegetales isómeras de la esencia de trementina, es decir, que tienen la misma fórmula $C^{10}H^{16}$; tales son las de limón, bergamota, naranjo, espliego, flores de azahar, pimienta, clavo, etc.

Los aceites volátiles ó esencias son sustancias aceitosas y volátiles, incoloras ó amarillentas, más ligeras ó más densas que el agua, de olor vivo, agradable con frecuencias y de sabor ardiente. Son generalmente líquidas.

Sometidas á la acción del calor, las esencias se volatilizan á una temperatura que varía entre 100 y 200°; arden con llama fuliginosa. Expuestas al aire, absorben poco á poco su oxígeno y se transforman en materias resinosas. Los aceites volátiles son en general solubles en toda proporción en el alcohol, el éter y los aceites grasos; el agua los disuelve muy poco. Algunos de ellos pueden disolver el azufre y el fósforo.

Se extraen las esencias vegetales por *enflorado* ó por *destilación* con agua de las partes de las plantas que las contienen. El producto de la destilación es recibido en un vaso florentino, donde la esencia se separa del agua sobrenadando. Para el enflorado se cubren unas telas de muletón empapadas de aceite blanco sin olor con una capa de las

flores cuyo aroma se quiere extraer. Renovada varias veces esa capa de flores, cuando se cree suficientemente impregnado el aceite por el olor, se retuercen fuertemente las telas y se extrae por destilación la esencia del aceite perfumado así recogido. El enflorado se emplea sobre todo para las esencias de violeta y de jazmín. Se pueden también macerar las flores en aceite calentado al baño de maría, y destilarlo después de estar saturado por el perfume.

Las esencias abundan mucho en el reino vegetal. Casi todas las plantas odoríferas deben su olor á una esencia particular. Las principales son las de rosa, de jazmín, de espliego, de romero, violeta, limón, etc., muy empleadas en perfumería. La mayor parte existen completamente formadas en los vegetales; sólo algunas, como la de almendras amargas y la de mostaza, no se desarrollan más que en presencia del agua y en virtud de una fermentación especial.

Observación. — No todas las esencias son simples carburos de hidrógeno: hay algunas sulfuradas, como la de ajo y de mostaza; otras son oxigenadas, como la de almendras amargas y de canela. Estas últimas, que no se parecen á los carburos de hidrógeno por lo que se refiere á las funciones químicas, deben ser consideradas como aldehidos y éteres.

760. Resinas. — La resinas son cuerpos sólidos no volátiles, más ó menos transparentes, casi siempre teñidos de color amarillo ó pardusco. Proceden de la oxidación de las esencias en contacto del aire. Cuando se practica una incisión en la cortéza de un árbol resinoso, por ejemplo, de un pino, lo primero que sale es esencia de trementina $C^{10}H^{16}$; pero en contacto del aire una parte de la esencia se evapora; la otra absorbe oxígeno, se espesa y se transforma en *gema*, formada de una mezcla de esencia y de colofonia. La familia de las coníferas es la que contiene sobre todo los árboles resinosos, tales como los pinos, abetos y melezos.

Los cuerpos resinosos están compuestos de carbono, de hidrógeno y de oxígeno; arden en contacto del aire con llama amarilla, densa, fuliginosa.

Todas las resinas son insolubles en el agua y solubles en el alcohol; algunas se disuelven también en éter y en los aceites fijos y volátiles. En presencia de los álcalis desempeñan el papel de ácidos débiles y forman con ellos resi-

natos ó jabones de resina, empleados como hemos visto para el encolado del papel.

Entre las principales resinas citaremos : la *Colofonia* residuo de la trementina en bruto, mezcla de dos ácidos isómeros, *pinico y silvico*, el uno soluble en el alcohol frío y el otro en el alcohol hirviendo; — la *resina Copal*, que proviene de la *himenæa verrucosa*, empleada para la confección de barnices; — la *Sandárac* extraída del *tuya*; — la *Goma gota*, colorante y purgante, que procede de la *Garcinia hum-bury* de Cochinchina; — la *Goma laca*, que se extrae de un árbol de las Indias, el *Croton lacciferum*, que también se emplea en la confección de barnices y del lacre.

761. Bálsamos. — Se llaman más bien *bálsamos* ciertas resinas que contienen un ácido particular, el *ácido benzoico*, que se puede extraer de ellas por destilación : tales son el *bálsamo de Tolú*, el *del Perú*, el *benjui*, etc.

762. Gomas resinas. — *Gomas-resinas* son los jugos concretos de las plantas, generalmente herbáceas, obtenidos por incisión ó simple sudación de la corteza, y que están formados de resina, esencia, agua y algunas sales; ejemplo : la mirra, el incienso, la goma gutta y la escamonea.

763. Barnices. — Los barnices no son más que resinas ó bálsamos disueltos en el alcohol, en esencias ó aceites secantes. Aplicándolas en delgadas capas sobre diversos objetos, se secan rápidamente en el aire y preservan á las superficies que protegen de la acción destructora de la humedad ó de otros agentes físicos.

Los barnices al alcohol se emplean generalmente para los muebles y diversos objetos de madera ó de cuero; los barnices grasos sirven más bien para cubrir los cuadros, los revestimientos de madera pintados al óleo y algunos metales cuya oxidación se quiere impedir.

764. Caucho. C^4H^7 . — El caucho se encuentra en gran número de vegetales : el *Siphonia cautchu* del Brasil, el *Ficus elastica* de las Indias, los *Heveas* de las Guayanas y del Brasil, y el *Urceola elastica* del Archipiélago malayo.

El caucho más estimado es el *Para* que viene del Brasil. Se le extrae por medio de incisiones profundas practicadas en la

corteza. El zumo blanco lechoso que por ahí sale es recibido en moldes piriformes de tierra y después seco al fuego libre, lo cual le da aspecto ahumado. El caucho preparado de este modo es puesto en el comercio bajo la forma de pequeñas botellas ovoideas; se parece mucho al cuero, es de color oscuro ó rojizo, sólido y muy elástico.

El caucho es insoluble en el agua y el alcohol; se disuelve fácilmente en el éter, el sulfuro de carbono y las esencias. Arde en contacto del aire con llama brillante y muy fuliginosa, produciendo agua y anhídrido carbónico.

Es muy elástico entre 10 y 35°, viscoso á 100° y se funde á 180°. Cuando acaban de ser cortadas, sus superficies pueden soldarse por presión. Hacia 0° pierde su elasticidad y se endurece.

Acción del azufre. — La combinación del azufre y del caucho se efectúa lo más ordinariamente sumergiendo este cuerpo durante dos ó tres minutos en una disolución de cloruro de azufre ó en el sulfuro á 2 ó 3 p. 100.

De esta manera se obtiene el *caucho vulcanizado*, que se distingue del ordinario en su color gris, y sobre todo, en su extremada flexibilidad y su mayor elasticidad invariable á las diversas temperaturas.

El caucho no debe ser sumergido en el baño de azufre hasta que se le ha dado su forma definitiva, pues el caucho vulcanizado no puede ya soldarse consigo mismo ni es susceptible de ser depositado como capa adherente en una tela.

Combinado con 25 á 30 p. 100 de azufre, el caucho pierde toda elasticidad y se pone duro como el marfil. Entonces toma el nombre de *ebonita*.

Los usos del caucho en sus diferentes formas son innumerables y el desarrollo del ciclismo y del automovilismo ha dado nuevo impulso á esta fructuosa industria.

765. Gutapercha. — Esta sustancia es suministrada por un árbol de gran tamaño, el *isonandra percha*, que se cultiva en la península de Malaca, en la isla de Sumatra y en varias otras asiáticas. La gutapercha tiene color agrisado ó pardusco, y se parece mucho á virutas de cuero ó de cuerno. Es algo más ligera que el agua, donde no se disuelve, como tampoco en el alcohol; el éter la disuelve, pero con mucha lentitud. Su composición química se parece mucho á la del

caucho; este cuerpo puede en consecuencia ser considerado como un carburo de hidrógeno sólido.

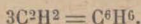
Calentada ligeramente, la gutapercha se vuelve maleable; es posible amasarla fácilmente en el agua hirviendo; al enfriarse recobra su dureza y su tenacidad. Es flexible; pero no elástica como el caucho. La gutapercha se puede soldar fácilmente consigo misma. Se la utiliza para fabricar multitud de objetos, particularmente palanganas y embudos que se usan en fotografía, y vasos inatacables, propios para contener ácido fluorhídrico. Sirve para tomar moldes de medallas, destinadas á ser reproducidas por la galvanoplastia, para cubrir con una capa impermeable los alambres submarinos ó subterráneos, etc.

Resumen

I. — Sometido á la destilación, el *alquitrán de hulla*, procedente de la preparación del gas del alumbrado, da aceites *ligeros*, volátiles, llamados *benzoles*, compuestos principalmente de una mezcla de benceno, de tolueno y de xilenos, y *aceites pesados*, según la temperatura empleada. Se extraen de esos aceites varios productos importantes, como la *bencina*, el *ácido fénico* ó *fenol* el *tolueno*, el *antraceno*, la *naftalina*, etc.

II. — La *bencina* C^6H^6 se extrae de los aceites ligeros del alquitrán de hulla, destilándoles en el baño de maria. Es un liquido incoloro, muy inflamable, de olor fuerte, insoluble en el agua, soluble en el alcohol y en el éter. Disuelve el azufre, el fósforo, las resinas, y sobre todo los cuerpos grasos, por lo cual se la usa para quitar las manchas de aceite ó de grasa en las telas.

III. — Berthelot ha efectuado la síntesis de la bencina calentando acetileno en una campana encorvada puesta sobre mercurio :



IV. — Tratando la bencina por medio del ácido nítrico fumante, se obtiene la *nitrobencina* $C^6H^5.NO^2$, bajo la forma de un aceite amarillento y pesado, que se utiliza para preparar la *anilina* y reemplazar, con el nombre de *esencia de Mirbano*, á la de almendras amargas, cuyo mismo olor tiene.

V. — El *tolueno* ó *metilbenceno* $C^6H^5.CH^3$ se extrae de los aceites ligeros del alquitrán de hulla después de la destilación de la bencina. Es un liquido que tiene los mismos caracteres y propie-

dades de la bencina. Forma con el ácido nítrico el *nitrololueno*, que sirve para preparar las *toluidinas*.

VI. — La *naftalina* $C^{10}H^8$ es un carburo de hidrógeno, sólido, constituido por una substancia blanca, untuosa, de olor característico, cristalizada en laminillas brillantes y nacaradas. Se usa como antiséptico y, en la industria de la tintura, para preparar los *naftoles* α y β , de los que provienen muchas soberbias materias colorantes llamadas *azoicas*.

VII. — La *antracena* $C^{14}H^{10}$ se extrae por sublimación hacia los 360° de los aceites densos del alquitrán de hulla. Es un cuerpo sólido, cristalizado en laminillas romboidales incoloras, fusibles a 210° , solubles en el alcohol hirviendo. Sirve para preparar industrialmente la *alizarina*.

VIII. — El *trifenilmetano* $CH : (C^6H^5)^3$ es un carburo cristalino, incoloro, que se obtiene tratando por el cloroformo la bencina hirviendo adicionada con cloruro de aluminio. Se derivan de él numerosas materias colorantes artificiales.

IX. — La *esencia de trementina* $C^{10}H^{16}$ es un líquido incoloro, muy fluido, de olor penetrante, que arde con llama fuliginosa. Se le extrae por destilación de la trementina en bruto, recogida en diferentes especies de coníferas. El residuo de esta destilación es una resina, la *colofonia*.

X. — Existe gran número de esencias isómeras de la esencia de trementina: las esencias de limón, de naranja, de espliego, de bergamota, etc., tienen también como fórmula $C^{10}H^{16}$. Algunas esencias son sulfurosas (esencias de ajos y de mostaza); otras oxigenadas (esencias de almendras amargas, de canela); pero estas últimas deben considerarse como aldehidos ó éteres.

XI. — Las resinas son cuerpos sólidos muy combustibles, insolubles en el agua, solubles en el alcohol y las esencias. Proceden en su mayor parte de la oxidación en el aire de los aceites esenciales de los árboles resinosos, particularmente de la familia de las coníferas. Ciertas esencias ó aceites fijos disueltos en alcohol constituyen los *barnices*, que se usan para cubrir los objetos que se desea preservar de la humedad.

XII. — El *caucho* C^4H^7 es un carburo de hidrógeno sólido, que se extrae del *hevea guyanensis*, del *siphonia caulchu*, de las Guayanas y del Brasil, del *ficus elastica* de las Indias, del *urceola elastica* del archipiélago malayo. El caucho más estimado es el *Para*, del Brasil. Muy elástico de 10 á 35° , se ablanda a una temperatura más elevada y se hace duro y no elástico hacia 0° . Las superficies de caucho recién cortadas se pueden soldar por presión.

XIII. — El *caucho vulcanizado* á 1 ó 2 p. 100 de azufre por inmersión de tres minutos en una disolución á 2,5 p. 100 de cloruro de azufre en sulfuro de carbono, es grisáceo, menos alterable, muy flexible y de una elasticidad mayor é inalterable en las diversas temperaturas.

XIV. — Combinando el caucho con 25 á 30 p. 100 de azufre, se vuelve duro como el marfil y lleva el nombre de *ebonita*.

XV. — La *gutapercha*, de composición análoga á la del caucho, procede de un árbol, el *isonandra percha*, del Asia meridional. Su propiedad de ablandarse en agua caliente y recobrar después su dureza primitiva, la hace utilizar para moldeados, para aislar los alambres conductores de la electricidad y para construir palan-ganas y embudos destinados á la fotografía y frascos que pueden contener ácido fluorhídrico.

CAPÍTULO IX

FENOLES. — ALDEHIDOS Y ÁCIDOS AROMÁTICOS

Fenoles. — Quinonas. — Alcoholes. — Aldehidos. — Ácidos aromáticos de función simple y de función mixta.

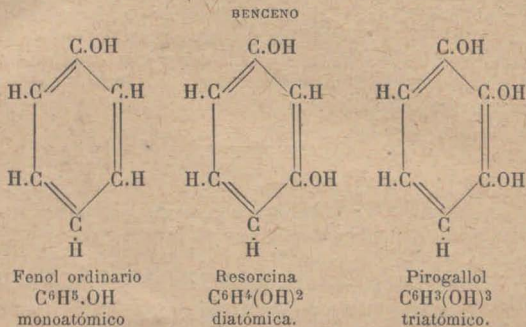
Fenoles.

766. Función de los fenoles. — Los fenoles son compuestos ternarios formados de carbono, hidrógeno y oxígeno. *Su función química es intermedia entre la de los alcoholes y la de los ácidos* : al contacto de los ácidos dan éteres, como los alcoholes; pero, aunque no enrojecen la tintura de tornasol, hacen también el papel de ácido respecto de las bases alcalinas y de los otros hidratos metálicos. Estas últimas combinaciones, poco estables, lo son más, sin embargo, que las similares de los alcoholes con las bases alcalinas, puesto que no son descomponibles por el agua fría. Se distinguen también de los alcoholes en que no producen por oxidación ni aldehido ni ácido correspondientes.

Los fenoles, en presencia del ácido nítrico, no dan éteres, sino derivados nitrados ácidos, por sustitución, de la mayor

importancia. Ejemplo : el *ácido picrico*. De igual modo forman productos de sustitución con el cloro, el bromo y el yodo.

767. Constitución y división de los fenoles. — Los *fenoles* resultan de la sustitución del radical oxidrilo (OH)' á uno, dos tres ó varios átomos de hidrógeno del núcleo bencénico de los carburos de la serie aromática.



Fenoles monoatómicos.

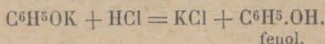
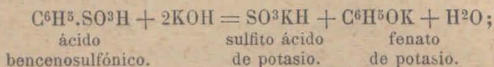
768. Fenol ordinario $C^6H^5.OH$. — El *fenol* todavía llamado *ácido fénico* porque se combina fácilmente con las bases alcalinas, se extrae de los aceites densos del alquitrán de hulla, previamente desembarazados por el ácido sulfúrico de los productos alcalinos que contenían (anilina, toluidinas, etc.) Se los trata entonces con una disolución de sosa cáustica. La sosa se apodera del ácido, que después se precipita por medio del ácido clorhídrico.

El ácido fénico se presenta bajo la forma de largas agujas incoloras, fusibles á 35° , poco solubles en el agua, muy solubles en el alcohol y el éter, de sabor cáustico y de olor alquitranado muy fuerte. No enrojece el tornasol. El ácido fénico se parece á los alcoholes en algunas de sus propiedades químicas, por lo cual Berthelot lo ha llamado *fenol*.

Este cuerpo es uno de los antisépticos más fuertes que existen; diariamente se le usa en medicina para curar las heridas y como desinfectante. Es un cáustico que ataca viva-

mente la piel y que hay que usar con precaución. Es igualmente tóxico. En la industria sirve para preparar varias materias colorantes.

Síntesis. — Se prepara primero una bencina monosulfonada $C^6H^5.SO^3H$ por la acción del ácido sulfúrico humeante. Se funde en seguida este cuerpo con la potasa que se apodera de SO^3H para formar un sulfito ácido, y se tiene un fenato de potasio que se descompone por el ácido clorhídrico.



Es aquel un método general de los fenoles por síntesis, indicado por Wurtz. Se empieza tratando por el ácido sulfúrico humeante el carburo de hidrógeno correspondiente; se funde en seguida el derivado sulfonado ácido con la potasa y se descompone, con el ácido clorhídrico, la combinación con la potasa del fenol que se quiere aislar.

769. Acción del ácido nítrico. — El ácido nítrico da con el fenol derivados ácidos, por sustitución de 1, 2 ó 3 (NO^2) á los átomos de hidrógeno del núcleo bencénico. El más importante de esos derivados es el *ácido picrico* ó *trinitrofenol* $C^6H^2(NO^2)^3.OH$.

Se prepara el ácido picrico disolviendo primero el fenol en ácido sulfúrico y haciendo hervir el ácido sulfofénico así formado con el ácido nítrico concentrado, hasta que no se produzcan más vapores nitrosos. Este ácido cristaliza en laminillas amarillas, solubles en el agua, el alcohol y el éter. Posee gran poder tintóreo, que se aprovecha para dar color á la seda y la lana. Pero no tiñe al algodón. Calentando bruscamente el ácido picrico, se descompone con explosión. Forma con las bases sales igualmente explosibles. Tal es el *picrato de potasio*. El picrato de amonio puede arder como una resina, pero mezclado con salitre constituye una pólvora más violenta que la pólvora negra. El ácido picrico fundido y después enfriado estalla con la mayor violencia por el fulminato de mercurio (*melinita*).

770. Cresiloles. — Se llaman *cresiloles* ó *cresoles* tres fenoles isómeros C^6H^4 . OH, CH^3 , que corresponden al metilbenceno ó tolueno. Poseen las propiedades generales del fenol y se los prepara por síntesis, como el fenol, por medio del tolueno sulfonado combinado con la potasa y descompuesto después por el ácido clorhídrico. Los cresoles se encuentran igualmente en los productos de destilación de los alquitranes de madera y de hulla.

771. Creosota. — La *creosota* está constituida principalmente por los fenoles (fenol ordinario, cresol, etc.), que provienen de la destilación del alquitrán de madera. Es un líquido amarillo obscuro, incristalizable, con fuerte olor fénico. Es insoluble en el agua y soluble en el alcohol, el éter y los aceites. Muy antiséptica, la creosota se usa para la conservación de las maderas y de las materias animales (conservación de las carnes ahumadas). Se la ha preconizado contra la tuberculosis.

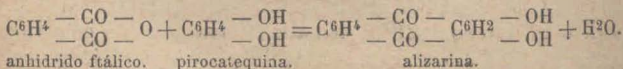
772. Naftoles $C^{10}H^7$. OH. — Los dos *naftoles* isómeros α y β se derivan de la naftalina. Se los obtiene calentando con sosa los ácidos sulfonaftálicos $C^{10}H^7$. SO^3H , y descomponiendo en seguida la sal de sodio por el ácido clorhídrico.

Se los ha empleado en medicina como antisépticos intestinales. Se los utiliza sobre todo en la industria para la preparación de materias colorantes.

Fenoles diatómicos.

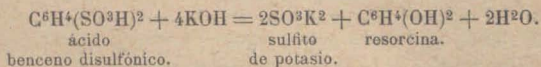
773. División. — Existen tres fenoles diatómicos isómeros $C^6H^4(OH)^2$, que no difieren más que por los lugares donde se verifican las sustituciones de OH á H en el núcleo bencénico.

774. Pirocatequina $C^6H^4(OH)^2$ (1,2). — Cristaliza en laminillas rectangulares incoloras, cuyas soluciones acuosas se oscurecen á la luz. Tratada, hacia los 150° por una mezcla de anhídrido ftálico y ácido sulfúrico, da la alizarina :



Esta reacción es muy importante.

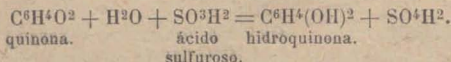
775. Resorcina $C^6H^4(OH)^2$ (1.3). — Se la obtiene industrialmente calentando con potasa ó sosa en fusión ácido benceno disulfónico :



Preséntase bajo la forma de pequeños cristales prismáticos incoloros, fusibles á 118°, muy solubles en el agua, el alcohol y el éter. La resorcina se emplea en medicina y cirugía como antiséptico; no tiene el olor desagradable del ácido fénico.

En la industria sirve para la preparación de ciertas materias colorantes, como la *eosina* y la *fluoresceína*.

776. Hidroquinona $C^6H^4(OH)^2$ (1.4). — Se puede preparar la hidroquinona tratando la quinona por la mezcla oxidante de ácido sulfúrico y bicromato de potasio. En la industria se oxida la anilina y se la transforma en quinona. Se hace obrar en seguida un cuerpo reductor como el ácido sulfuroso, en presencia del agua, á la que descompone para producir el ácido sulfúrico y proporcionar así los dos átomos de hidrógeno necesarios para cambiar la quinona en hidroquinonina :

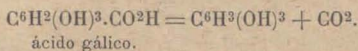


La hidroquinona pura cristaliza en largas agujas blancas, de sabor dulce, bastante solubles en el agua y muy solubles en el alcohol y el éter. Combinada con el bisulfito de sodio, forma una substancia cristalina amarilla (la hidroquinona amarilla del comercio). Es un reductor enérgico, muy empleado en fotografía como revelador.

777. Orcina $C^6H^3.(OH)^2.CH^3$. — La *orcina* es un difenol que corresponde al tolueno. Se le extrae de los líquenes tintóreos. Unida con el amoniaco forma una materia colorante roja incristalizable, la *orceína*, muy soluble en el alcohol y poco en el agua.

Fenoles triatómicos.

778. Pirogallol o ácido pirogálico $C^6H^3(OH)^3$. — La fermentación del tanino lo descompone en glucosa y en ácido gálico $C^7H^6O^5$. Destilando este ácido gálico á 210° , se obtiene ácido pirogálico y anhídrido carbónico que se desprende :



El ácido pirogálico cristaliza en agujas blancas, que se funden á 110° y destilan, según acabamos de ver, á 210° . Es un agente reductor muy enérgico; bajo la influencia de los álcalis, absorbe rápidamente el oxígeno y se pone negro. Esta propiedad se ha utilizado para el análisis del aire (pág. 102). La fotografía lo usa mucho para reducir las sales de plata y desarrollar de este modo la imagen por acción de la luz.

Quinonas.

779. Definición. — Las quinonas son cuerpos coloreado que se derivan de los fenoles y resultan de la sustitución de un átomo de oxígeno á dos de hidrógeno en el núcleo aromático. Ejemplo :

Fenol $C^6H^5.OH$	Quinona ordinaria ó Benzoquinona $C^6H^3O.OH$ ó $C^6H^4O^2$;
Naftol $C^{10}H^7.OH$	Naftoquinona $C^{10}H^5O.OH$ ó $C^{10}H^6O^2$;
Antrol $C^{14}H^9.OH$	Antraquinona $C^{14}H^7O.OH$ ó $C^{14}H^8O^2$.

La *quinona ordinaria* $C^6H^4O^2$ cristaliza en agujas amarillas de oro, poco solubles, muy irritantes. Se la obtiene por oxidación de la anilina.

La *naftoquinona* $C^{10}H^6O^2$, cristaliza también en tablillas ó agujas amarillas, pero más solubles en el agua, el alcohol y el éter, dando una disolución amarilla de bella fluorescencia verde.

780. Antraquinona. — La *antraquinona* $C^{14}H^8O^2$ ó $C^6H^4 \begin{array}{c} \text{CO} \\ \text{—} \\ \text{CO} \end{array} \text{—} C^6H^4$ (*dicetona*) se obtiene oxidando el antraceno $C^{14}H^{10}$ disuelto en ácido acético por medio de la mezcla

de bicromato de potasio y de ácido sulfúrico. Es un cuerpo que cristaliza en agujas amarillas de fácil sublimación, insoluble en el agua, poco soluble en el alcohol y un poco más en la bencina.

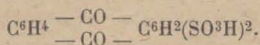
781. Alizarina ó dioxiantraquinona $\text{C}^6\text{H}^4 \begin{smallmatrix} \text{--- CO ---} \\ \text{--- CO ---} \end{smallmatrix} \text{C}^6\text{H}^2(\text{OH})^2$.

— Las *oxiantraquinonas* son materias colorantes de importancia que resultan de la sustitución del radical oxidrilo (OH) á uno ó varios átomos de hidrógeno de la antraquinona. Es á la vez *dicetona* y *difenol*.

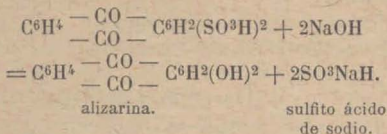
La *alizarina artificial* que reemplaza hoy á la *alizarina natural* extraída de la rubia, es una *dioxiantraquinona*.

Preparación industrial. — 1º Se empieza por preparar la antraquinona haciendo hervir antraceno con la mezcla oxidante de bicromato de potasio y ácido sulfúrico. Después de una ebullición de doce horas, se precipita la antraquinona añadiendo agua, y después se la deseca y se la purifica por sublimación.

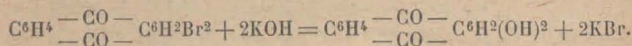
2º Se trata la antraquinona por un peso igual de ácido sulfúrico y se calienta á 150º durante una hora. Se obtiene así una antraquinona ácida disulfonada :



3º Calentando esta antraquinona disulfonada con sosa cáustica, se obtiene alizarina y sulfito ácido de sodio :



Se puede también preparar la alizarina calentando con potasa antraquinona bibromada :



Propiedades. — La alizarina ó principio colorante natural de la rubia, que se prepara hoy artificialmente, como aca-

bamos de ver, se presenta en forma de bellas agujas anaranjadas, solubles en el agua hirviendo y en el alcohol. Este producto no difiere de la alizarina natural y tiene la misma potencia tintórea, por lo que la tintura roja por el extracto de polvo de raíz de rubia, está casi completamente abandonada.

Una solución alcohólica roja anaranjada de alizarina es coloreada : de rojo sangre, por el ácido sulfúrico; de rojo vinoso violado, por los álcalis; de azul, por la cal. No tiñe las telas más que por medio de un mordiente (óxidos de aluminio ó de hierro) con el cual forma una combinación insoluble, fija, resistente al jabonado, llamada laca.

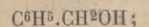
Alcoholes aromáticos.

782. Alcohol bencílico $C^6H^5.CH^2OH$. — El *alcohol bencílico*, derivado del tolueno, es monoatómico.

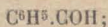
Se le prepara haciendo hervir esencia de almendras amargas (aldehido bencílico $C^6H^5.CO^H$) con una solución alcohólica de potasa. Se obtiene así también alcohol bencílico y benzoato de potasio, del que se le desembaraza disolviéndole en agua.

El alcohol bencílico es un líquido oleaginoso, de olor agradable de almendras amargas, que hierve á los 206° , insoluble en el agua, soluble en el alcohol, el éter y el sulfuro de carbono.

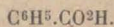
Por oxidación (acción de la mezcla de ácido sulfúrico y de bicromato de potasio) el alcohol bencílico da sucesivamente aldehido bencílico y ácido benzoico



alcohol bencílico.



aldehido bencílico.



ácido benzoico.

783. Borneol ó alcohol canfólico $C^{10}H^{18}O$. — El *borneol* ó *alcanfor de Borneo*, de función alcohólica, es producido por el *Dryabalanops camphora*, árbol de las islas de la Sonda. Se le obtiene en estado puro sublimando el alcanfor de Borneo en bruto. Es un cuerpo compuesto de cristalitos de un gusto fuertemente pimentado y que desprende olor de alcanfor.

Cuando se le oxida calentándole con ácido nítrico pierde dos átomos de hidrógeno y se transforma en *alcanfor ordinario*, $C^{10}H^{16}O$, que es su aldehido. Continuando la oxidación se obtiene el ácido cánfico correspondiente $C^{10}H^{16}O^2$.

Alcohol fenol.

784. Saligenina $C^6H^4 \begin{smallmatrix} -OH \\ -CH^2OH \end{smallmatrix}$. — La saligenina cristaliza en bellas tablillas nacaradas, untuosas al tacto, solubles en el agua, el alcohol y el éter. Como se ve en su fórmula desarrollada, este cuerpo es alcohol y fenol. La saligenina resulta de la descomposición de un glucósido, la *salicina*, que se encuentra en la corteza del sauce. Bajo la influencia de un fermento particular y del agua, la salicina se descompone en saligenina y en glucosa, como todos los glucósidos.

Aldehidos aromáticos.

85. Esencia de almendras amargas ó aldehido bencílico $C^6H^5.CO^H$. — Es un líquido incoloro, de olor y sabor agradables; hierve á 179°. Su densidad es 1,063; es poco soluble en el agua, y muy soluble en el alcohol y en éter.

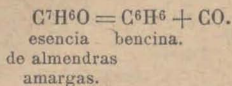
Preparación. — Esta esencia se prepara con las almendras amargas machacadas y desprovistas de su aceite graso. Hácese digerir en el agua por espacio de 24 horas y se destila. En el recipiente se recoge una mezcla de esencia y de agua; pero como la esencia es más densa que el agua y muy poco soluble, se reúne en el fondo, donde es fácil recogerla por decantación.

Observación. — Las almendras amargas no contienen esencia, sino un glucósido, la *amigdalina*, que, bajo la influencia de un fermento soluble, la *emulsina*, propio de la almendra, se descompone en esencia de almendras amargas y ácido cianhídrico. Esta descomposición se opera durante la maceración de las almendras en el agua.

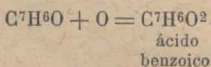
Preparación industrial. — En la industria se prepara artificialmente la esencia de almendras amargas oxidando por el nitrato de plomo, en presencia del agua, el tolueno clorado en caliente.

Propiedades químicas. — Haciendo pasar, por un tubo de porcelana calentado á la temperatura del rojo, vapores de

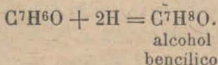
esencia de almendras amargas, ésta se divide en bencina y óxido de carbono :



Oxidándose en contacto del aire ó por la acción de cuerpos oxidantes, se transforma en ácido benzoico :



Arrojando un fragmento de sodio en agua saturada de esencia de almendras amargas, el hidrógeno naciente transforma esta esencia en *alcohol bencilico* :

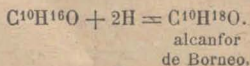


786. Alcanfor ordinario $\text{C}^{10}\text{H}^{16}\text{O}$. — El alcanfor ordinario ó del Japón es un cuerpo sólido, blanco, frágil, de olor característico. Su densidad es 0,996; se funde á 175° y hierve á 204°. Se volatiliza á la temperatura ordinaria y arde con llama en el aire aun colocado sobre el agua. Apenas soluble en el agua, se disuelve muy bien en el alcohol y el éter.

Se le prepara destilando con pequeña cantidad de agua las ramas y hojas del *laurus camphora*, arbusto de los trópicos, que contiene ya formado dicho cuerpo.

El alcanfor se emplea en medicina como antiséptico. También se le usa para proteger contra las larvas de insectos las telas de lana y las pieles de abrigo. En la industria se le mezcla con el fulmicotón para preparar la *celuloide*, muy común hoy en la fabricación de gran número de pequeños objetos que imitan el márfil, el ébano, la concha, el coral, etc.

El hidrógeno en estado naciente se une con el alcanfor para constituir *alcohol canfólico* ó *alcanfor de Borneo* :



El alcanfor ordinario debe ser considerado como el aldehído del alcanfor de Borneo.

Oxidado por el ácido nítrico, da el *ácido canfórico* bibásico $C^{10}H^{16}O^4$. No se combina con los bisulfitos alcalinos.

Observación. — Se conocen tres alcanfores isómeros que no difieren más que por su acción sobre la luz polarizada : el alcanfor del Japón, dextrogiro, un alcanfor levogiro y un alcanfor inactivo.

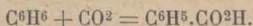
787. Vainillina $C^8H^8O^3$. — La *vainillina* ó *esencia de vainilla* es un aldehído éter fenol. Se la prepara artificialmente : 1º oxidando la *coniferina*, glucósido de la savia del pino; 2º oxidando por el permanganato de potasio el *acetileugenol*, que proviene de la acción del anhídrido acético sobre la esencia de clavo.

ÁCIDOS AROMÁTICOS

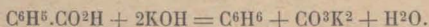
Ácidos aromáticos de función simple.

788. Ácido benzoico $C^6H^5.CO^2H$. — Este ácido monobásico, de olor aromático, cristaliza en forma de grandes agujas blancas, nacaradas, fusibles á 120° , volatilizables á 250° . Existe completamente formado en el benjuí, el bálsamo de tolú y nace en gran número de reacciones químicas.

Síntesis. — La síntesis del ácido benzoico ha sido realizada haciendo pasar una corriente de anhídrido carbónico á través de la bencina hirviendo, cargada de cloruro de aluminio :



Inversamente, destilado con cal ó álcalis, el ácido benzoico da benceno y ácido carbónico que se combina con las bases :

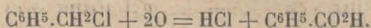


Preparación. — Se le puede preparar por sublimación de la resina de benjuí en un aparato análogo al que ha servido para la preparación de la naftalina. En el interior del cono de papel se forman agujas brillantes y sedosas. Se obtiene mejor rendimiento haciendo hervir benjuí en polvo con una

echada de cal. Se filtra, y el ácido benzoico es precipitado del licor por medio de un poco de ácido clorhídrico.

Se le prepará en grande hirviendo la orina de los herbívoros con ácido clorhídrico. El ácido benzoico, que proviene de la descomposición del *ácido hipúrico* contenido en esas orinas, precipita por enfriamiento.

En fin, se prepara también el ácido benzoico en la industria oxidando el tolueno clorado en caliente, ó cloruro de bencilo, por el ácido nítrico :



Los benzoatos alcalinos, muy solubles en el agua se emplean en medicina contra el reumatismo, la gota y el mal de piedra. Se prefieren generalmente los salicilatos.

789. Ácidos ftálicos $\text{C}^6\text{H}^4(\text{CO}^2\text{H})^2$. — Se conocen tres ácidos ftálicos isómeros, el orto, el meta y el para, que se llama también ácido teréftálico.

El ácido orto-ftálico ó ácido ftálico ordinario bibásico, se obtiene oxidando la naftalina por el ácido nítrico ó por la mezcla de bicromato de potasio y ácido sulfúrico.

Cristaliza en tabletas romboidales, solubles en el alcohol, el éter y el agua hirviendo, que le deja cristalizar por enfriamiento.

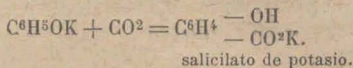
El calor le hace perder una molécula de agua y le transforma en anhídrido ftálico $\text{C}^6\text{H}^4 \begin{array}{c} \text{— CO —} \\ \text{— CO —} \end{array} \text{O}$, que se obtiene industrialmente calentando la naftalina con ácido sulfúrico humeante.

El anhídrido ftálico, cuerpo cristizable se combina con los fenoles para producir las *ftaleinas*, sustancias incoloras, pero que dan soberbias coloraciones uniéndose á los álcalis. Esta coloración desaparece por acción de los ácidos y reaparece por la de los álcalis. La *ftaleina del fenol* es así utilizada como reactivo de los álcalis, que le dan una coloración sonrosada, que desaparece bajo la influencia de los ácidos.

Ácidos aromáticos de función mixta (Ácidos fenoles.)

790. Ácido salicílico $\text{C}^6\text{H}^4 \begin{array}{c} \text{— OH} \\ \text{— CO}^2\text{H.} \end{array}$ — El ácido salicílico es

á la vez ácido monobásico y monofenol. Se le prepara haciendo obrar en frío, bajo presión, el anhídrido carbónico sobre un fenato alcalino :



Esta sal es en seguida descompuesta por el ácido clorhídrico.

Se puede también obtener el ácido salicílico por la acción de la potasa sobre la esencia de *gaultheria*, que es un salicilato de metilo.

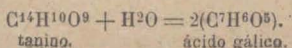
El ácido salicílico, que cristaliza en largas agujas, fusibles á 155°, en parte sublimables, poco solubles en el agua fría, solubles en el alcohol, el éter, el cloroformo y la esencia mineral, es empleado por sus cualidades antisépticas. Sin embargo, sus propiedades irritantes y hasta tóxicas le han hecho rechazar por el Consejo de higiene como medio de conservación de las sustancias alimenticias, particularmente de los líquidos. La reacción característica del ácido salicílico es teñir de violeta las sales férricas.

Los salicilatos alcalinos, sobre todo el de sodio, son muy empleados en medicina contra la gota y el reumatismo.

791. Ácido gálico $\text{C}^6\text{H}^2 \begin{array}{l} \text{— CO}^2\text{H} \\ \equiv (\text{OH})^3. \end{array}$ — El *ácido gálico* es á la vez trifenol y ácido monobásico. Tiene sabor acidulado y astringente y cristaliza en largas agujas sedosas poco solubles en el agua fría pero mucho en el agua hirviendo .

Calentado á 210°, en un gas inerte, se descompone en pirogallol y anhídrido carbónico. Da un precipitado azul negro con las sales férricas.

Se le prepara por medio de nueces de agalla, excrescencias provocadas en las ramas del *Quercus infectoria* por la picadura de un insecto himenóptero del género *Cynips*. El ácido gálico no existe formado en la nuez de agalla, sino que proviene de la fermentación del tanino en ella contenido. Esta fermentación, que consiste en la hidratación del tanino, es producida por la acción de un fermento vegetal, el *aspergillus niger* ó el *penicillium glaucum* :



Para prepararle se dejan enmohecer algún tiempo en contacto del aire nueces de agalla trituradas y mojadas. Se la comprime en seguida con la prensa hidráulica, y la torta, traida por el agua caliente, deja en ella ácido gálico, que cristaliza por enfriamiento.

792. Ácido tánico ó tanino $C^{14}H^{10}O^9$. — El *ácido tánico* ó *tanino* es un cuerpo sólido, blanco amarillento, muy ligero, sin olor, de sabor muy astringente, muy soluble en el agua é incristalizable. Disuelto en el agua y expuesto al aire, absorbe fácilmente oxígeno y se transforma en *ácido gálico* emitiendo anhídrido carbónico.

Estando el tanino natural mezclado de glucosidades, da por fermentación glucosa al mismo tiempo que ácido gálico. Pero la glucosa fermenta á su vez y se transforma en alcohol, que se evapora poco á poco y desaparece.

El ácido tánico se combina con la piel animal y forma un compuesto insoluble, imputrescible é impermeable que se llama *cuero*. Una disolución de gelatina ó de albúmina es enteramente precipitada por el tanino.

El ácido tánico existe completamente formado en la mayor parte de los vegetales, principalmente en la corteza de encina y en la nuez de

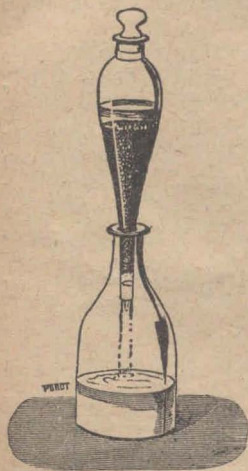


Fig. 201.

agalla. Se le extrae de la nuez de agalla por medio de un aparato llamado de desalojamiento, compuesto (fig 201) de una alargadera que descansa sobre el gollete de una botella. Llena en su mitad la alargadera de nuez de agalla groseramente pulverizada, viértese encima éter ordinario, que contiene 10 por 100 de agua. Esta agua disuelve el tanino y se reúne en la botella, formando una capa de consistencia de jarabe, sobre la cual se constituye otra capa líquida más ligera de éter anhidro. Sepárase esta última capa y después de lavar el líquido de consistencia de jarabe con éter ordinario, hácese evaporar en el vacío ó á temperatura poco elevada.

793. Curtido de las pieles. — Lavadas las pieles en agua corriente, pasadas por una lechada de cal y raspadas con un cuchillo sin filo para quitar los pelos, se las sumerge durante unos días en un baño ligeramente ácido, donde se hinchan. Entonces están preparadas para sufrir la acción del tanino. Para esta operación se dispone en unas fosas especiales una capa de casca (corteza de roble pulverizada), otra de pieles, generalmente de buey ó de caballo, otra capa de casca, otra de pieles, y así sucesivamente, y se riega todo para que forme una masa húmeda. El curtido está terminado á los ocho ó diez meses, durante los cuales se cuida de renovar la casca. Por último, se secan las pieles retiradas de la fosa y se tienen los cueros duros ó suelas.

Haciendo pasar una corriente eléctrica por la disolución de tanino en que están sumergidas las pieles se obtiene en pocos días el curtido completo que antes necesitaba así un año. Se puede también abreviar el curtido encerrando las pieles con una fuerte disolución de casca en una caldera esférica dotada de un movimiento lento de rotación sobre un eje transversal y atravesada por una corriente eléctrica.

794. Fabricación de la tinta negra. — La *tinta* ordinaria se prepara con ácido tánico. Mézclase una infusión de nuez de agalla con una disolución de sulfato ferroso. Así se forma tanato de protóxido de hierro, que es de color gris azulado, pero que se ennegrece al aire, transformándose en tanato de peróxido de hierro. Añádese ordinariamente á la tinta pequeña cantidad de goma arábica, á fin de darle mayor consistencia. Las proporciones son : 1 kilogramo de nuez de agalla; 14 litros de agua; 500 gramos de goma arábica; 500 gramos de sulfato ferroso.

Resumen

I. — Berthelot ha llamado *fenoles* á un grupo de compuestos de carbono, oxígeno é hidrógeno, comparables á los alcoholes en su facultad de combinarse con los ácidos para formar éteres, pero distintos de ellos por su propiedad de hacer veces de ácido, y de formar con las bases sales poco estables. Se les clasifica con arreglo á su atomicidad. No dan por oxidación ni aldehido ni ácido correspondientes.

II. — *Fenol monoatómico* : tipo, el *ácido fenico* ó *fenol* $C^6H^5(OH)$.

El *ácido fénico* ó *fenol* se presenta en forma de grandes agujas incoloras, fusibles á 35°, ligeramente solubles en el agua, de sabor cáustico y de olor alquitranado, muy perceptible. Extráesele de los aceites densos del alquitrán de hulla, tratando sucesivamente á éstos por la potasa y el ácido clorhídrico. Se le emplea en medicina como antiséptico y en la industria para conservar ó desinfectar la materias animales.

El *ácido picrico* ó *trinitrofenol* $C^6H^2(NO^2)_3.OH$, obtenido tratando el fenol por el ácido nítrico concentrado hirviendo, cristaliza en laminillas de color amarillo de limón solubles en el agua, en el alcohol y en el éter. Se le usa para teñir de amarillo la seda y la lana. Forma con las bases sales explosibles. Tal es el *picrato de potasio*, que se emplea, mezclado con clorato de potasio, para cargar los torpedos.

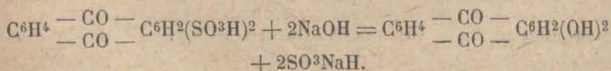
III. — *Fenol diatómico* : tipo, la *resorcina* $C^6H^4(OH)^2$, sustancia cristalizada, incolora, antiséptica, muy soluble en el agua, el alcohol y el éter, utilizada para la preparación de ciertas materias colorantes.

IV. — *Fenol triatómico* : tipo, el *pirogallol* ó *ácido pirogálico* $C^6H^3(OH)^3$, muy empleado en fotografía.

V. — Las *quinonas*, cuerpos coloreados que se derivan de los fenoles por sustitución de 0 á 2H en el núcleo aromático.

VI. — La *antraquinona* $C^6H^4 \begin{smallmatrix} \text{CO} \\ \text{CO} \end{smallmatrix} C^6H^4$ es una dicetona que resulta de la oxidación del antraceno, disuelto en ácido acético, por medio de la mezcla de bicromato de potasio y ácido sulfúrico. Cristaliza en agujas amarillas insolubles en el agua.

VII. — La *alizarina*, principio coloreante de la raíz de rubia, es una dioxiantraquinona $C^6H^4 \begin{smallmatrix} \text{CO} \\ \text{CO} \end{smallmatrix} C^6H^2(OH)^2$, á la vez dicetona y difenol. Se obtiene artificialmente por tres operaciones sucesivas : 1° preparando la antraquinona por la ebullición del antraceno con la mezcla oxidante de bicromato de potasio y ácido sulfúrico; 2° transformando, por la acción del ácido sulfúrico, la antraquinona en antraquinona ácida disulfonada $C^6H^4 \begin{smallmatrix} \text{CO} \\ \text{CO} \end{smallmatrix} C^6H^2(SO^3H)^2$; 3° calentando esta antraquinona disulfonada con sosa caustica :



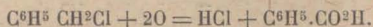
VIII. — Los principales alcoholes aromáticos son : el *alcohol*

bencilico $C^6H^5.CH^2OH$, liquido oleaginoso, de olor agradable de almendras amargas, derivado del tolueno; el *borneol* ó *alcohol canfólico* $C^{10}H^{18}O$, cuerpo cristalizado, blanquecino, que despidе un fuerte olor de alcanfor pimentado.

IX. — La esencia de almendras amargas $C^6H^5.CO^2H$ es un liquido incoloro, de olor y sabor agradables. Extraésele por destilación de las almendras amargas machacadas, después que se ha retirado el aceite. Oxidándose en contacto del aire, forma ácido benzoico. Es el aldehido del alcohol bencilico $C^6H^5.OH^2OH$.

X. — El *alcanfor ordinario* $C^{10}H^{16}O$, extraído por destilación del *laurus camphora*, es el aldehido del *alcohol canfólico* ó *alcanfor de Bornéo* $C^{10}H^{18}O$.

XI. — El *ácido benzoico* $C^6H^5.CO^2H$ se obtiene : por la destilación seca de la resina de benjui; haciendo hervir la resina de benjui en polvo en una lechada de cal; haciendo hervir la orina de los herbívoros en agua acidulada con ácido clorhídrico; oxidando el tolueno clorado con ácido nítrico :



XII. — Se prepara el ácido benzoico por síntesis haciendo pasar una corriente de anhídrido carbónico á través de la bencina hirviendo cargada de cloruro de aluminio.

XIII. — El ácido benzoico monobásico cristaliza en finas agujas sedosas (flor de benjui) que huelen á incienso.

XIV. — Los *ácidos ftálicos* $C^6H^4(CO^2H)^2$, que se obtienen oxidando la naftalina por el ácido nítrico, sirven para preparar, uniéndose á los fenoles, las *ftaleínas*, sustancias incoloras, pero que dan bellas materias coloreantes por su combinación con los álcalis.

XV. — Los ácidos de función mixta (ácidos fenoles) comprenden principalmente : el *ácido salicílico* $C^6H^4 \begin{matrix} -OH \\ -CO^2H \end{matrix}$, que se prepara haciendo obrar en frio, bajo presión, el anhídrido carbónico sobre un fenato alcalino, ó la potasa sobre la esencia de Gaulteria, que es un salicilato de metilo; el *ácido gálico* $C^6H^2 \begin{matrix} -CO^2H \\ \equiv (COH)^3 \end{matrix}$, que resulta de la fermentación del tanino.

XVI. — El *tanino* ó *ácido tánico* $C^{14}H^{10}O^9$ es un cuerpo sólido, blanco amarillento, muy astringente. Se le extrae sobre todo de la corteza de la encina y de la nuez de agalla, excrescencia que se debe á la picadura de un insecto (*cynips*), que se forma en las

hojas de este árbol. Disuelto en el agua y abandonado á la acción del aire, se transforma en *ácido gálico*. (*fermentación gálica*) de donde se extrae el ácido pirogálico por destilación á 210°.

XVII. — Se curten las pieles de los grandes herbívoros (caballo y buey) para transformarlas en cuero, disponiendo en fosas especiales una capa de casca, ó corteza de roble pulverizada, una capa de pieles, otra de casca, otra de pieles y así sucesivamente, regando el todo para que esté bien húmedo. La operación dura unos ocho meses. Se la abrevia considerablemente haciendo atravesar por la disolución tánica una corriente eléctrica.

XVIII. — La acción de las sales férricas sobre una disolución de tanino da una coloración negra intensa, utilizada para la preparación de la tinta de escribir.

CAPÍTULO X

AMINAS AROMÁTICAS. — MATERIAS COLORANTES

795. Definición. — Consideraremos las *aminas aromáticas* como constituídas por la sustitución de un radical aromático C^6H^5 á uno, dos ó tres átomos del amoníaco.



amoníaco.



fenilamina.



difenilamina.



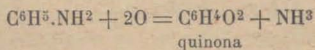
trifenilamina.

796. Anilina ó Fenilamina $C^6H^5.NH^2$. — Este cuerpo existe completamente formado en el alquitrán de hulla; pero es más fácil y menos costoso prepararlo con la nitrobencina. Basta para ello con destilar esta última sustancia sobre una mezcla hidrogenante de limadura de hierro y de ácido acético en solución concentrada. La nitrobencina $C^6H^5.NO^2$ cede al hierro su oxígeno y lo reemplaza con hidrógeno procedente de la descomposición del agua. De ahí resulta sesquióxido de hierro, que se combina con el ácido acético y anilina $C^6H^5.NH^2$, que destila y se condensa en el recipiente.

Preparación industrial. — La preparación industrial de la anilina por el procedimiento Béchamp es análoga á su preparación de laboratorio, con la diferencia de que, por economía, se reemplaza la limadura de hierro por hierro fundido y pulverizado y el ácido acético por el clorhídrico. En una gran cuba de hierro, cilíndrica, provista de un agitador, se vierten 150 kilg. de nitrobenzina y, después, unos 15 kilg. de ácido clorhídrico diluido y, en seguida, hierro fundido en polvo. El hierro debe ser introducido lentamente, pues si la reacción fuese muy viva, la anilina sería destruida y transformada en benzina y amoníaco. Para evitar la elevación de temperatura se deja caer agua en lluvia sobre la cuba. La anilina producida se separa por destilación de la masa de hidrato de hierro que queda en el fondo de la cuba. Se la rectifica en seguida por otra destilación.

Propiedades físicas. — La anilina es un líquido aceitoso, incoloro, muy venenoso, de olor fuerte y sabor ardiente, insoluble en el agua y soluble en el alcohol y el éter. Su densidad es de 1,028. Destila á 185°.

Propiedades químicas. Acción de los oxidantes. — Los agentes oxidantes (mezcla del bicromato de potasio y de ácido sulfúrico) transforman la anilina en quinona $C^6H^4O^2$, y en azules, verdes, morados y negros de anilina :

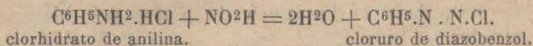


Una solución acuosa de una sal de anilina se colora de violeta por la acción del cloruro de cal. Esta reacción es extremadamente sensible.

Acción de los ácidos en general. — La anilina es una base muy débil, que no pone azul la tintura de tornasol, sino que forma con los ácidos sales claramente cristalizadas, y enrojece un poco al aire. Los más importantes para la industria de la tintura son : el clorhidrato $C^6H^5NH^2.HCl$; el sulfato neutro $(C^6H^5NH^2)^2SO^4H^2$; el acetato $C^6H^5NH^2.CH^3CO^2H$ y el nitrato $C^6H^5NH^2.NO^3H$.

El ácido nitroso en frío transforma las sales de anilina en sales de *diazobenzol*. Esta reacción es de las más importantes

para la producción de la serie de materias colorantes llamadas *azoicas*.



La anilina es empleada sobre todo para la producción de la *rosanilina*.

Derivados por sustitución de los radicales CH^3 , C^2H^5 , $\text{C}^2\text{H}^3\text{O}$, SO^3H *á los H de la anilina.* — Teniendo la anilina por fórmula $\text{C}^6\text{H}^5.\text{NH}^2$, esta sustitución puede referirse : á los H de NH^2 ó á los H del núcleo aromático C^6H^5 ; de donde resultan dos géneros de derivados diferentes.

Los primeros llevan los nombres de *metilanilina* $\text{C}^6\text{H}^5.\text{NH}(\text{CH}^3)$; de *dimetanilina* $\text{C}^6\text{H}^5.\text{N}(\text{CH}^3)^2$; de *etilanilina* $\text{C}^6\text{H}^5.\text{NH}(\text{C}^2\text{H}^5)$; de *dietilanilina* $\text{C}^6\text{H}^5.\text{N}(\text{C}^2\text{H}^5)^2$; de *acetanilida* $\text{C}^6\text{H}^5.\text{NH}(\text{C}^2\text{H}^3\text{O})$; y de *metilacetanilida* $\text{C}^6\text{H}^5.\text{N}(\text{CH}^3)(\text{C}^2\text{H}^3\text{O})$.

Los más importantes de estos cuerpos son : la *dimetanilina*, líquido incoloro que da, por la acción de los oxidantes, el violeta de París; la *acetanilida*, febrífugo reemplazado por la antipirina; y la *metilacetanilida*, analgésico conocido con el nombre de *exalgina*.

Los derivados que resultan de la sustitución de radicales alcohólicos ó ácidos á los átomos de hidrógeno del núcleo aromático, son mucho más numerosos y presentan isómeros.

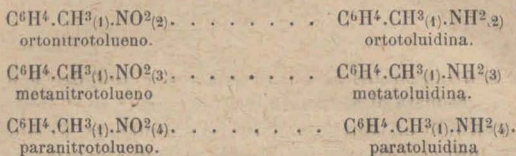
Sustituyendo el metilo CH^3 á un átomo de hidrógeno del núcleo aromático, se obtienen las tres toluidinas isómeras orto, meta y para, según que la sustitución de CH^3 á H se refiera al primer átomo de hidrógeno del hexágono de la benzina, que la de NH^2 se refiera al segundo, al tercero ó al cuarto átomo; de donde vienen las fórmulas de las tres toluidinas : orto, $\text{C}^6\text{H}^4.\text{CH}^3_{(1)}.\text{NH}^2_{(2)}$; meta, $\text{C}^6\text{H}^4.\text{CH}^3_{(1)}.\text{NH}^2_{(3)}$; para, $\text{C}^6\text{H}^4.\text{CH}^3_{(1)}.\text{NH}^2_{(4)}$.

Los derivados sulfonados $\text{C}^6\text{H}^4.\text{SO}^3\text{H}.\text{NH}^2$, que presentan igualmente tres isómeros como las toluidinas, obtenidos por la acción del ácido sulfúrico concentrado, son muy empleados en la industria de la tintura. Se los designa con el nombre de *ácidos sulfanílicos*. Sus sales alcalinas son solubles en el agua.

797. Toluidinas $\text{C}^6\text{H}^4.\text{CH}^3.\text{NH}^2$. — Existen, como acabamos

de ver, tres toluidinas isómeras, *orto*, *meta* y *para*, según la posición de NH^2 en el núcleo aromático, ocupando CH^3 el primer puesto.

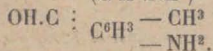
Estas tres toluidinas corresponden á tres nitrotoluenos, y se las prepara, como la anilina, hidrogenando esos nitrotoluenos con la mezcla de limadura de hierro y ácido acético ó clorhídrico diluído :



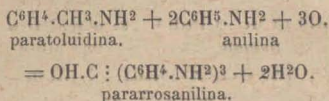
La paratoluidina es sólida y cristalizada. Las otras dos son líquidas.

La toluidina comercial es una mezcla de orto y paratoluidina.

798. **Rosanilinas.** — Se conocen dos rosanilinas : la *pararosanilina* $\text{OH.C} : (\text{C}^6\text{H}^4.\text{NH}^2)^3$ y la *rosanilina ordinaria* $(\text{C}^6\text{H}^4.\text{NH}^2)^2$



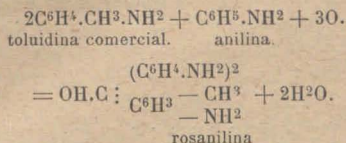
Preparación industrial. — 1º Dos moléculas de anilina y una de toluidina, oxidadas en caliente por el ácido arsénico de consistencia de jarabe, dan una molécula de pararosanilina y dos de agua :



El producto de la reacción es tratado por el ácido clorhídrico diluído en agua cargada de sal marina. El clorhidrato de pararosanilina, insoluble en una disolución de cloruro de sodio, se precipita, y la pararosanilina es separada por medio de un álcali.

2º Una molécula de ortotoluidina, una de paratoluidina (dos moléculas de la toluidina comercial) y una molécula de

anilina, oxidadas en caliente por el ácido arsénico de consistencia de jarabe, dan una molécula de rosanilina y dos de agua :



Se neutralizan los ácidos arseniosos y arsénico con álcalis puros y se trata el arseniato de rosanilina por el ácido clorhídrico diluido en una disolución de sal marina. El clorhidrato de rosanilina ó *fucsina* se precipita, y, finalmente, se le descompone con la sosa.

La rosanilina es una substancia incolora, casi insoluble en el agua y el éter, ligeramente soluble en el alcohol. En cuanto á las sales de rosanilina, véase el tratado de materias colorantes llamadas de anilina.

Materias colorantes.

799. División. — Se dividen las materias colorantes en tres grupos principales: 1º *las materias colorantes orgánicas naturales*; 2º *las materias colorantes de origen mineral*; 3º *las materias colorantes orgánicas artificiales*, que son, con mucho, las más importantes.

800. 1º Materias colorantes orgánicas naturales : Tinte amarillo. — Son : la *Cúrcuma* que proviene del tallo subterráneo de una planta de la India : el *Quercitron*, que se saca de la corteza del *Quercus tinctoria*, variedad de encina; el *Azafrán*, extraído del *Crocus sativus*; la *Goma guta* de Siam, procedente de la *Garcinia morella*; el *Cachú*, extraído de la *Acacia catechu* de la India y que da sobre todo tinte gris obscuro.

TINTE ROJO. — Entre los colores animales : la *Cochinilla*, insecto que vive en los cactus de los países cálidos y del que se saca el *carmin*; el *Kermes*, de la encina coccífera del Mediodía de Francia. Entre los colores vegetales : el *Palo de campeche* y las Maderas rojas del Japón y de la América meridional; la *orchilla*, que proviene de los líquenes tintóreos;

la *raíz de Rubia*, hoy reemplazada por la cochinilla artificial, el *Cártamo*, que se saca de la flor de una especie de cardo.

TINGE AZUL. — El *Pastel*, planta de la familia de las crucíferas, el *Tornasol*, que procede de los líquenes; el *Índigo*, tintura de las más importantes.

801 Índigo. — El índigo se extrae de diferentes plantas herbáceas del género *indigofera* de las regiones tropicales. Cortadas estas plantas en el momento de la florescencia, son maceradas en agua durante quince horas. Se extrae de ellas entonces, por compresión, un líquido amarillento, que, bajo la influencia de un fermento que le es propio, se vuelve rápidamente azul al aire y se transforma en índigo.

El principio colorante del índigo es la *indigotina* $C^{16}H^{10}N^2O^2$ ó índigo azul, insoluble en el agua. El índigo azul, bajo la influencia del hidrógeno naciente, absorbe una parte de este gas y se transforma en *índigo blanco* $C^{16}H^{12}N^2O^2$, soluble en el agua, el cual, oxidándose al contacto del aire, le abandona dos átomos de hidrógeno para formar vapor de agua, y vuelve al estado de índigo azul $C^{16}H^{10}N^2O^2$. En esta reacción está basada la tintura azul de índigo.

El índigo azul puro, compuesto casi exclusivamente de indigotina, es entregado al comercio en pedazos cúbicos, de color azul con reflejos purpurinos y que toman por frotamiento un tinte de cobre rojo.

Cuba de índigo. — Para preparar un baño de tinte se deslíe en una cuba: 1 parte de índigo bien pulverizado, 2 partes de sulfato ferroso disuelto en unas 50 partes de agua y una lechada de cal de 3 partes por 100 de agua. Se cierra la cuba para que el contenido no esté en contacto con el aire, y se agita. La cal descompone el sulfato ferroso; el hidrato de protóxido de hierro puesto en libertad se oxida á expensas del agua, á la que descompone, para transformarse en hidrato de peróxido, y el hidrógeno libre obra sobre el índigo azul y le vuelve blanco. Cuando el baño tiene un color amarillento se sumergen en él las telas, que se impregnan de índigo blanco, el cual, expuesto al aire, se vuelve índigo azul insoluble, fijo en la fibra del tejido.

802. 2º Materias colorantes de origen mineral. — Estas materias colorantes, generalmente insolubles, están más

bien reservadas para la industria de papeles pintados y para la fabricación de las pinturas llamadas *al óleo*. Entre los verdes encontramos los *Arsenitos* (verde de Scheele) y *Arseniatos de cobre*, cuerpo muy venenoso, y el *Sesquióxido de cromo hidratado*, bello color verde inofensivo; — entre los rojos el *Bermellón*, ó sulfuro de mercurio, y el *Minio*, óxido salino de plomo, — entre los amarillos, el *Cromato neutro de plomo* ó amarillo de cromo, y el *Litargirio*, protóxido de plomo que, calcinado con sal amoníaco, da el *amarillo de Cassel*; entre los azules, el *azul de Prusia*, precipitado insoluble que resulta de la acción del ferrocianuro de potasio sobre una sal férrica, y el *azul de cobalto*, silicato doble de potasio y de cobalto, empleado sobre todo para la pintura en porcelana.

803. 3º Materias colorantes orgánicas artificiales. — Las dividiremos en cuatro grupos principales :

- 1º Las materias colorantes llamadas de analina, derivadas de las rosanilinas¹;
- 2º Las materias colorantes derivadas de los fenoles;
- 3º Las materias colorantes azoicas;
- 4º Las materias colorantes derivadas del antraceno (alizarina).

Observación. — Todas estas materias colorantes orgánicas artificiales pueden ser extraídas del alquitrán de hulla, puesto que tienen su origen, ya en la anilina, que se prepara con la bencina, ya en el fenol ordinario, la naftalina ó el antraceno, todos cuerpos orgánicos que se extraen del alquitrán de hulla.

1º Materias colorantes llamadas de anilina.

804. Clorhidrato de rosanilina ó fucsina. — Es un cuerpo sólido de reflejos verdes, que da una hermosa coloración roja al teñir directamente la lana y la seda. Para su fórmula, sustitúyase Cl á OH en la rosanilina.

805. Derivados metílicos y etílicos de la rosanilina. —

1. Las rosanilinas pueden ser consideradas como derivadas de un carburo de hidrógeno, el *trifenilmetano* $HC : (C^6H^5)^3$, oxidado primero por el ácido nítrico ó hidrogenado después, por el hidrógeno nascente que resulta de la descomposición del agua.

Estos cuerpos, que resultan de la sustitución de los radicales metilo ó etilo á una parte del hidrógeno de los grupos NH^2 de la rosanilina, se obtienen calentando esta substancia con una mezcla de yoduro y de alcohol metílico y etílico. Las principales materias colorantes así producidas son las *violetas de Hofmann y de París*. Se obtienen igualmente los verdes por otras reacciones complicadas.

806. Derivados fenilados de la rosanilina. — Por sustitución del grupo aromático fenilo C^6H^5 á una parte del hidrógeno de los grupos NH^2 de la rosanilina, se obtienen los *azules de Lion ó de París*. Para preparar esta substancia se calienta durante mucho tiempo fucsina con anilina en exceso. Se hacen solubles estos azules por la acción en caliente del ácido sulfúrico.

El *Negro de anilina* se obtiene oxidando una sal de anilina por un clorato en presencia de una sal de hierro ó de cobre. Se impregna el tejido que se quiere teñir en una mezcla de clorhidrato de anilina, de clorato de potasio y de sulfuro de cobre, y el negro se produce bajo la influencia de una temperatura de 50 á 60°.

2º Materias colorantes derivadas de los fenoles.

807. Enumeración. — Son sobre todo materias colorantes amarillas. Las principales son : el *ácido pícrico*, que tiñe directamente de amarillo la lana y la seda; el *amarillo Victoria*, cresilol binitrado; el *amarillo de salicilo*, ácido salicílico nitrado y bromado; las *coralinas amarilla y roja* producidas por la acción de los ácidos oxálico y sulfúrico sobre el fenol. La coralina mezclada con la rosanilina da una hermosa tintura color cereza.

3º Materias colorantes azoicas.

808. Producción de las materias colorantes azoicas. — La producción de las soberbias y numerosas materias colorantes llamadas *azoicas*, descubiertas en 1865 por Griess, comprende dos operaciones sucesivas :

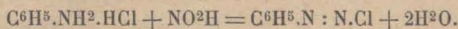
1º La *diazotación* de un compuesto aromático, generalmente de una amina en solución ó un fenol *amidado*, es decir, comprendiendo el grupo NH^2 por sustitución de este

radical á uno ó varios átomos de hidrógeno del núcleo aromático;

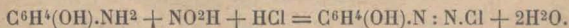
2º La reacción de este compuesto diazoico, llamado por abreviatura *diazo*, sobre una amina aromática ó sobre un fenol en solución alcalina.

1º *Diazotación*. — Los compuestos diazoicos son cuerpos cuya agrupación central responde al orden diatómico. Az : Az. (en español N : N.); pues uno de los elementos Az está en relación con un núcleo aromático y el otro con un oxidrilo, un radical ácido en un cuerpo halógeno. Ejemplo : el *cloruro de diazobenceno* $C^6H^5.N : N.Cl$; el *cloruro de diazofenol* $C^6H^4(OH).N : N.Cl$.

Los compuestos diazoicos nacen por la acción en frío del ácido nitroso (ó azotoso) sobre las sales de una amina ó sobre un fenol amidado en solución ácida :



clorhidrato ácido cloruro
de anilina. nitroso. de diazobenceno.



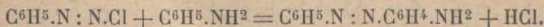
amidofenol.

cloruro de diazofenol.

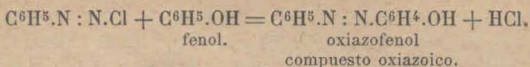
On la práctica, la sal de una amina simple ó sulfonada está contenida, en solución ácida, en una cuba de madera ó de hierro esmaltado, enfriada por una serpentina interior en la que circula libremente agua á 4°. Después se hace llegar poco á poco á la cuba una disolución de nitrito de sodio, que se descompone, y la reacción se opera agitando constantemente.

2º *Acción del diazo sobre una amina ó un fenol.* — El diazo, generalmente acidulado por el ácido clorhídrico, se vierte sobre la disolución alcalina de una amina ó de un fenol, y la materia colorante se produce mientras se agita la mezcla, siempre enfriada á 4º. Si el colorante no se precipita espontáneamente se obtiene este resultado por la adición de cloruro de sodio.

Se dividen los colorantes azoicos en *amidoazoicos*, que resultan de la acción de un diazo sobre una amina, y en *oxiazoicos*, producidos por la combinación de un diazo con un fenol :



cloruro	anilina.	amidoazobenceno
de diazobenceno.		compuesto amidoazoico.



Colorantes amidoazoicos. — Amarillo de anilina, crisoidina obscura anaranjada, gris Bismarck, gris cachú, anaranjados.

Colorantes oxiazoicos. — Son anaranjados que provienen de los dos naftoles α y β : la *tropeolina*, anaranjado que procede de la resorcina, y la *rocellina* derivado diazoico de los naftoles, tinte rojo violeta para la lana.

4º Materias colorantes derivadas del antraceno.

809. Enumeración. — Todas estas materias colorantes proceden de la alizarina. Son : los *amarillos*, los *anaranjados*, el *Burdeos*, el *rojo*, el *azul*, el *morado de alizarina*.

810. Tintura. — La *tintura* de las fibras animales ó vegetales por materias colorantes entra en el orden de los fenómenos capilares. Las sustancias más ordinariamente teñidas son la lana, la seda y el algodón.

Antes de toda operación de tinte, las primeras materias deben sufrir la operación del *blanqueo*, es decir, ser desembarazadas de todo tinte precedente ó de sus colores naturales. Esta operación se hace generalmente con hipocloritos alcalinos (agua de Javel) para las materias textiles de origen vegetal y por jabonados alcalinos para las de origen animal (desgomado de la seda y desgrasado de la lana).

Las fibras están entonces preparadas para absorber las materias colorantes. Para que un tinte sea bueno deben éstas ser directamente solubles ó poder ser hechas solubles. Las moléculas de materia colorante son entonces absorbidas por capilaridad, penetran en el interior de la fibra, se fijan en sus poros y forman combinaciones químicas; en una palabra, forman cuerpo con ellas y pueden resistir el rozamiento y la lejía.

Para favorecer la combinación de las fibras textiles animales ó vegetales con las materias colorantes, haciendo á éstas insolubles en la fibra, transformándolas en *lacas*, y también para dar á los colores más brillo y solidez, se empieza por empapar los tejidos en disoluciones de alumbre, de acetato

de aluminio, de cloruros de estaño, de acetato ferroso, de sales de cromo, etc., según los colores que se quieren obtener. Á esto se llama los *mordientes*.

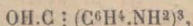
En fin, después del baño de tintura, se hacen sufrir á los tejidos diferentes preparaciones para quitar las arrugas y darles buena vista.

Resumen

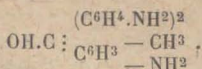
I. La anilina $C^6H^5.NH^2$ existe completamente formada en el alquitrán de hulla. Se la prepara artificialmente destilando nitrobencina sobre una mezcla de limadura de hierro y de ácido acético disuelto en el agua. Es un liquido gris claro, que tiene todos los caracteres químicos de un amoníaco compuesto, y con el cual se obtienen, por diversos reactivos oxidantes, magnificas materias tintóreas.

II. Las toluidinas $C^6H^4.CH^3.NH^2$ se obtienen tratando el nitro-tolueno por la mezcla de ácido acético y de limadura de hierro. Conócense tres toluidinas isómeras, dos en forma de un liquido incoloro y una en cristales incoloros también. Mezclándose con la anilina, bajo la influencia de un cuerpo oxidante tal como el ácido arsénico, producen magnifico color rojo, la *rosanilina*. La *fucsina* es monoclóhidrato de rosanilina.

III. Se conocen dos rosanilinas : la pararosanilina :



y la rosanilina ordinaria :



IV. La rosanilina es una substancia cristalizable, incolora, insoluble en el agua y en el éter, ligeramente soluble en el alcohol, pero cuyas sales, así como los derivados sulfonados, metilos y etilos, son más ó menos solubles y constituyen soberbias materias colorantes.

V. La *fucsina* ó clóhidrato de rosanilina, es una sal cristalizada de un brillo verde metálico, que da, por disolución en el agua y en el alcohol, un color rojo intenso,

VI. Las materias colorantes pueden ser divididas en tres grupos :

1° Las *materias colorantes orgánicas naturales* : *rojas animales* (cochinilla y quermes) *vegetales amarillas* (cúrcuma, quercitrón, azafrán, goma-guta y cachú) : *vegetales rojas* (campeche, rubia y cártamo); *vegetales azules* (pastel, tornasol é indigo ó añil);

2° Las *materias colorantes minerales verdes* (arsenitos y arseniats de cobre; el sesquióxido de cromo hidratado), *rojas* (el bermellón ó sulfuro de mercurio, el minio ú óxido salino de plomo); *amarillas* (el cromato neutro de plomo, el litargirio ó protóxido de plomo calcinado con la sal amoniaco); *azules* (los azules de Prusia y de cobalto);

3° Las *materias colorantes orgánicas artificiales*.

VII. El *indigo*, materia colorante azul, se extrae de diferentes plantas herbáceas del género indigófera, de los países tropicales. El principio colorante del indigo, la *indigotina* $C^{16}H^{10}N^2O^2$ ó indigo azul, es insoluble en el agua. Hidrogenándole por el hidrógeno naciente se transforma en *indigo blanco* $C^{16}H^{12}N^2O^2$ soluble en el agua, el cual se oxida al contacto del aire y vuelve al estado de indigo azul, perdiendo dos átomos de hidrógeno. Estas reacciones son utilizadas en la tintorería.

Para preparar una cuba de indigo se deslie, *fuera del contacto del aire* 1 parte de indigo azul y 2 de sulfato ferroso en una lechada de cal compuesta de 3 partes de cal por 100 de agua. La cal descompone el sulfato ferroso, y el hidrato de protóxido de hierro, para oxidarse y pasar al estado de peróxido, descompone el agua, cuyo hidrógeno transforma la indigotina en indigo blanco. Cuando el baño tiene un color amarillento, se mete en él la tela que se ha de teñir, y se la pone luego al aire para que se vuelva azul por la transformación del indigo blanco en azul.

VIII. Todas las materias colorantes orgánicas artificiales pueden ser consideradas como procedentes del alquitrán de hulla, puesto que se derivan de la anilina, de los fenoles, de la naftalina y del antraceno, substancias que se pueden extraer de ese alquitrán.

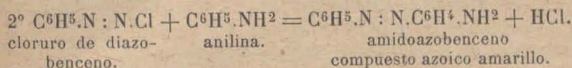
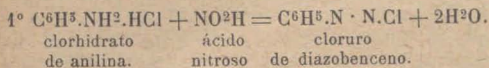
IX. Se dividen las materias colorantes artificiales en cuatro grupos; 1° las materias colorantes llamadas de anilina, que provienen de los derivados de las rosanilinas; 2° las materias colorantes derivadas de los fenoles, principalmente amarillas; 3° las materias colorantes azoicas; 4° las materias colorantes antracénicas, que se derivan de la alizarina.

X. Los *colorantes azoicos* nacen de la combinación de un compuesto diazoico con una amina aromática ó un fenol.

XI. Los *compuestos diazoicos ó diazos*, caracterizados por la agrupación diatómica central $N:N$, resultan de la acción en frío del ácido nítrico, en presencia del ácido clorhídrico sobre una amina aromática ó sobre un fenol amidado, es decir, en el que

uno ó varios átomos de hidrógeno del núcleo aromático son reemplazados por el radical amidógeno NH^2 .

XII. Reacciones necesarias para la producción de un colorante azoico :



XIII. La luz, el carbón animal, el anhídrido sulfuroso y el cloro decoloran la mayor parte de las materias colorantes.

XIV. La tintura tiene por objeto fijar en las telas los principios colorantes. Con este fin se usan ciertas sustancias llamadas *mordientes* (alumbre, acetato de aluminio, protocloruro de estaño, etc.), que tienen la propiedad de formar con las materias colorantes combinaciones estables, insolubles, llamadas *lacas*, que forman cuerpo con la fibra y resisten el jabonado.

COMPLEMENTOS DE QUÍMICA

DIVISIÓN DE LOS CUERPOS DE LA QUÍMICA ORGÁNICA EN DOS SERIES

- 1^a Los cuerpos acíclicos ó de la serie grasa;
 2^a Los cuerpos cíclicos ó de la serie aromática.

811. Fórmulas desarrolladas. — Como hemos anunciado antes, damos á continuación noticias más completas sobre las fórmulas desarrolladas.

812. 1^{er} grupo : Compuestos que contienen 1 átomo de carbono. — Indicaremos las valias por *rayas* y las combinaciones por *puntos*.

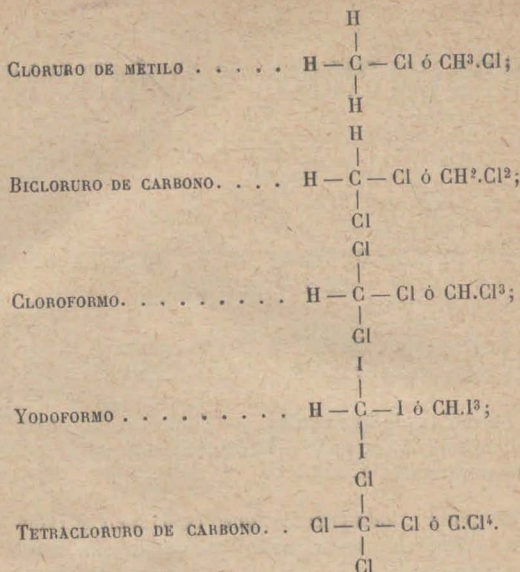
a. Combinaciones de un átomo de carbono con el oxígeno :

CARBONO TETRAVALENTE. . . .	$\begin{array}{c} \\ -C- \\ \end{array} \begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array} \begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array} \begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$
ÓXIDO DE CARBONO (carbonilo).	$=CO$ (radical diatómico)
ANHIDRIDO CARBÓNICO.	OCO (saturado);
OXICLORURO DE CARBONO	$\begin{array}{c} Cl \\ \diagup \\ Cl \end{array} CO$ (saturado).

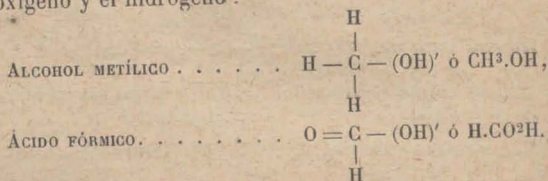
b. Combinaciones de un átomo de carbono con el hidrógeno y los cuerpos halógenos (cloro, yodo, bromo) :

FORMENO Ó METANO	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C- \\ \\ H \end{array} \begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array} \begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array} \begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$
	$H \text{ ó } CH^4$ (saturado).

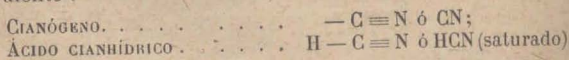
Derivados halogenados del formeno por *substitución* :



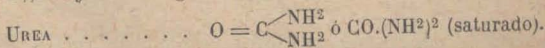
c. Combinaciones saturadas de un átomo de carbono con el oxígeno y el hidrógeno .



d Combinaciones de un átomo de carbono con el nitrógeno trivalente :



e. Combinaciones de un átomo de carbono con el nitrógeno, el oxígeno y el hidrógeno.



813. 2º grupo : Compuestos conteniendo 2 átomos de carbono — Cuando dos átomos de carbono, y en general de toda clase de cuerpos, se unen el uno al otro, pierden cada uno una atomicidad de fijación. El grupo C. C es hexatómico y su

representación gráfica es $\begin{array}{c} | \quad | \\ -C.C- \\ | \quad | \end{array}$

El ETANO (C^2H^6) es el cuerpo que representa esta combinación completamente saturada $\left\{ \begin{array}{c} H \quad H \\ | \quad | \\ H - C.C - H \text{ ó } CH^3.CH^3. \\ | \quad | \\ H \quad H \end{array} \right.$

El ETILENO (C^2H^4) está incompletamente saturado; le faltan dos átomos de hidrógeno . . $\left\{ \begin{array}{c} H \quad H \\ | \quad | \\ H - C.C - H \text{ ó } CH^2.CH^2. \\ | \quad | \end{array} \right.$

El BICLORURO DE ETILENO, ó licor de los holandeses ($C^2H^4Cl^2$) es un derivado halógeno por *adición* del etileno. . $\left\{ \begin{array}{c} H \quad H \\ | \quad | \\ H - C.C - H \text{ ó } CH^2Cl.CH^2Cl. \\ | \quad | \\ Cl \quad Cl \end{array} \right.$

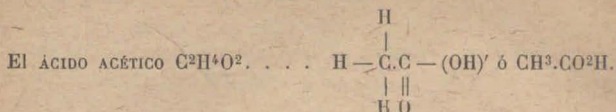
El ACETILENO (C^2H^2) es tetratómico; le faltan cuatro átomos de hidrógeno para estar saturado. $\left\{ \begin{array}{c} H \quad H \\ | \quad | \\ -C.C- \text{ ó } CH.CH. \\ | \quad | \end{array} \right.$

El TETRACLORURO DE ACETILENO ($C^2H^2Cl^4$) es un derivado halógeno del acetileno por *adición*. $\left\{ \begin{array}{c} H \quad H \\ | \quad | \\ Cl - C.C - Cl \text{ ó } CHCl^2.CHCl^2. \\ | \quad | \\ Cl \quad Cl \end{array} \right.$

Á este grupo tan importante de los compuestos de dos átomos de carbono pertenecen también :

El ALCOHOL DE VINO $C^2H^5.OH$. . $\left\{ \begin{array}{c} H \quad H \\ | \quad | \\ H - C.C - (OH)' \text{ ó } CH^3.CH^2OH. \\ | \quad | \\ H \quad H \end{array} \right.$

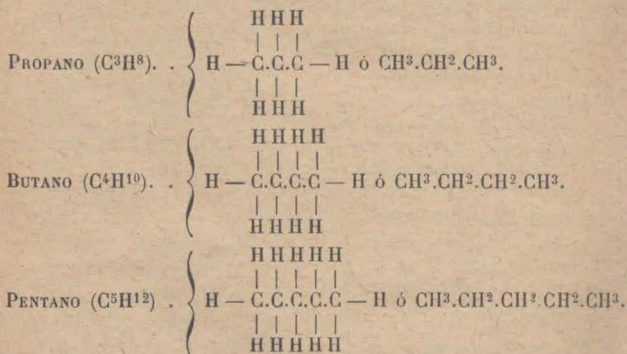
El ALDEHIDO ETÍLICO C^2H^4O . . $\left\{ \begin{array}{c} H \\ | \\ H - C.C - (OH)' \text{ ó } CH^3.COR. \\ | \\ H \end{array} \right.$



814. 3^{er} grupo : Compuestos de 3, 4 y n átomos de carbono.

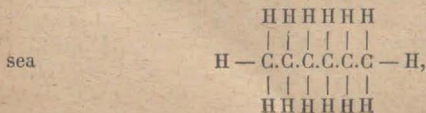
— Los carburos saturados á n átomos de hidrógeno están representados por la fórmula general C^nH^{2n+2} . Se les da el nombre de cuerpos homólogos porque tienen propiedades similares.

He aquí las representaciones gráficas de tres carburos saturados de tres, cuatro y cinco átomos de carbono :



Todo estos cuerpos saturados pueden dar : por sustitución de los halógenos (Cl. I.Br), derivados clorados, yodados ó bromados; por sustitución del radical oxhidrilo (OH)', derivados alcohólicos; y por sustitución de dos átomos de hidrógeno en los alcoholes por un átomo de oxígeno, derivados ácidos.

815. Cuerpos acíclicos ó de cadena abierta que forman la serie grasa. Cuerpos cíclicos ó de cadena cerrada que forman la serie aromática. — En la fórmula desarrollada C^nH^{2n+2} de los hidrocarburos saturados,



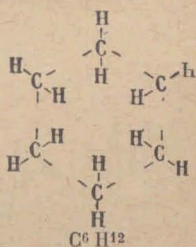
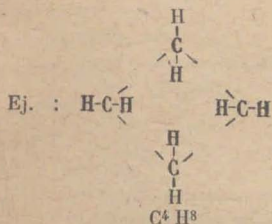
los átomos de carbono que constituyen, por decirlo así, el esqueleto de la molécula, representan los *anillos de una cadena* que se podría prolongar indefinidamente reemplazando

el último átomo de hidrógeno á la derecha por $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{C}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$. Por

esta razón se llama á esta cadena *abierta*. Todos los carburos de hidrógeno representados por la fórmula $\text{C}^n\text{H}^{2n+2}$, ó que tienden hacia esta fórmula, por adición de átomos de hidrógeno ó de un cuerpo halógeno, se llaman de CADENA ABIERTA ó cuerpos ACÍCLICOS. Se les llama también cuerpos de la SERIE GRASA, porque contienen todos los cuerpos grasos.

Los cuerpos acíclicos ó de cadena abierta, llamados de la serie grasa, se distinguen por la facilidad con que se descomponen por el calor; por su tendencia á combinarse con nuevos átomos de hidrógeno ó cuerpos halógenos para llegar á saturación; y porque forman con el radical oxhidrilo (OH) alcohóles.

Supongamos ahora que encorvamos sobre sí misma esta cadena de átomos carbónicos y que juntamos así los dos átomos de carbono extremos, la cadena será *cerrada* y la fórmula general vendrá á ser C^nH^{2n} . Estos carburos estarán también saturados á pesar de contener dos átomos de hidrógeno de menos que los precedentes.



Los carburos de hidrógeno saturados de esta fórmula general C^nH^{2n} , ó que tienden hacia esta fórmula, se llaman de CADENA CERRADA, ó CUERPOS CÍCLICOS. Se les llama también carburos de la SERIE AROMÁTICA, porque comprenden todos los compuestos aromáticos.

816. Disposición hipotética del esqueleto carbónico. — Este esqueleto de carbono, que forma la armazón de la molécula orgánica, se le puede considerar formado por átomos teniendo cada uno la apariencia de una pirámide regular (tetraedro), que presenta cuatro vértices asumiendo cada uno un átomo de hidrógeno ó de un cuerpo halógeno.

Si se juntan dos de estas pirámides por un vértice, hay dos puntos atractivos neutralizados y la fórmula del cuerpo así constituido (el *etano*) es $\text{H}^3\text{C} - \text{CH}^3$ ó C^2H^6 . La unión de los dos átomos de carbono se llama simple y está representada por una raya ó un punto $\text{C} - \text{C}$.

Si se unen las dos pirámides por una arista, se neutralizan cuatro vértices atractivos, y la fórmula del cuerpo así constituido (el *etileno*) es $\text{H}^2\text{C} = \text{CH}^2$ ó C^2H^4 . La unión se llama entonces doble; se la representa por dos rayas ó dos puntos $\text{C} = \text{C}$.

En fin, si se unen las dos pirámides por una cara, se neutralizan seis vértices atractivos, y el cuerpo así constituido (el *acetileno*) tiene por fórmula $\text{HC} \equiv \text{CH}$ ó C^2H^2 . La unión de los dos átomos de carbono se llama triple y se representa con tres rayas ó tres puntos $\text{C} \equiv \text{C}$.

Volvamos ahora á la cadena cerrada de seis átomos de carbono y supongamos que los seis tetraedros regulares que la componen sean unidos, por un lado, por un vértice y por otro por una arista; se neutralizarán tres puntos atractivos en cada elemento de carbono, y tendremos el esquema siguiente :

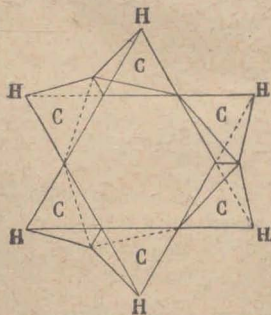


Fig. 262.

Es el esquema de la bencina C^6H^6 , cuerpo de los más importantes en la química orgánica, porque su esqueleto de

ANÁLISIS QUÍMICO

División. — El *análisis químico* tiene por objeto separar los diversos elementos que entran en la constitución de los cuerpos compuestos. Se llama *cualitativo* cuando se hace para conocer solamente la naturaleza de los elementos de que se compone un cuerpo; *cuantitativo ponderal* cuando tiene por objeto averiguar las proporciones en que esos elementos están combinados ó mezclados ¹.

CAPÍTULO I

ANÁLISIS CUALITATIVO

Análisis de una sal. — Suponiendo que la sal que se va á analizar está disuelta en agua destilada, se hacen tres partes de la solución : la primera reservada para la investigación del *ácido*; la segunda para la de la *base*; la tercera para comprobar los resultados del análisis. Para evitar todo error se deben emplear reactivos muy puros. Tomadas estas disposiciones preliminares, se pasa á la determinación del ácido, después á la de la base de la sal, siguiendo metódicamente y bien por orden los cuadros siguientes 1 y 3 de análisis químico.

1. Hemos expuesto completamente el *análisis inmediato* y el *análisis elemental*, en lo que concierne á la Química orgánica.

Generalidades. — Se debe ante todo transformar la sal que se analiza en sal alcalina del mismo ácido. Dos casos pueden presentarse, segun que la sal sea soluble ó no en el agua destilada. Si es soluble se vierte en la solución un poco de una solución concentrada de carbonato de sodio; *no hay precipitado*, la sal es alcalina y puede ser analizada como es para la investigación de su ácido; *se forma un precipitado*, la sal es de base metálica ó terrosa. En este caso se añade carbonato de sodio en exceso y se le hace hervir. El licor filtrado contiene entonces la sal alcalina del mismo ácido en disolución. Para destruir el carbonato de sodio en exceso, el licor es exactamente neutralizado con ácido acético, lo que se hace constar por medio de un papel de tornasol.

Si la sal es insoluble en el agua destilada, se la reduce á polvo y se la calienta en un crisol de porcelana ó de platino con cinco ó seis veces su peso de carbonato de sodio. Después de una media hora, la doble descomposición está acabada. Se la trata entonces por el agua destilada, y, después de filtrarla, se obtiene una disolución alcalina del mismo ácido, que se neutraliza exactamente con el ácido acético.

Se da el nombre de *licor primitivo* á la disolución que se va á analizar. Para la investigación del ácido debe estar concentrada á más del 10 p. 100.

1.º ENSAYO

EL LICOR PRIMITIVO ES TRATADO POR UNA DISOLUCIÓN DE NITRATO DE BARIO (NO^3)²Ba.

Si no se forma precipitado, pásese al 2.º ensayo.

Precipitado blanco.

Insoluble en HCl y NO^3H
Soluble en HCl y NO^3H , pero reemplazado en seguida por un precipitado **gelatinoso y transparente**.
Soluble en HCl condensándose y enturbia el agua de cal.
El mismo gas sofocante, pero se forma un depósito lechoso y amarillento de azufre precipitado.
Sin precipitado.
Soluble en HCl sin condensándose y no enturbia el agua de cal.
El licor primitivo es tratado por una disolución de nitrato de plata NO^3Ag
El licor primitivo es tratado por una disolución de sulfato de cobre SO^4Cu
El licor primitivo es tratado por una disolución de nitrato de plomo (NO^3)²Pb.

Precipitado amarillo.

Precipitado rojo.

SULFATOS.

SILICATOS.

CARBONATOS.

SULFITOS.

HIPOSULFITOS.

FLUORUROS.

ARSENITOS.

FOSFATOS

BORATOS.

CRÓMATOS.

ARSENIATOS.

Precipitado verde.

Precipitado azul. Tratando el licor primitivo por la mixtura magnesiánica se obtiene un precipitado blanco.

Precipitado azul, pero sin precipitado por la mixtura magnesiánica.

Precipitado amarillo.

Precipitado blanco.

CUADRO N° 1 (Continuación).

2º ENSAYO.	Precipitado negro.	SULFUROS	
EL LICOR PRIMITIVO ES TRATADO POR UNA DISOLUCIÓN DE NITRATO DE PLATA NO ³ .Ag.	Precipitado blanco, soluble en el amoniaco NH ³ .OH.	El licor primitivo, tratado por la mezcla de los sulfatos ferroso y férrico da un precipitado de azul de Prusia.	CIANUROS.
		Sin precipitado por la mezcla de los sulfatos ferroso y férrico	CLORUROS.
Si no se forma precipitado, pásese al 3º ensayo.	Precipitado amarillo, soluble en NH ³ .OH.	El licor primitivo toma color pardo por el agua clorada y rojo pardo por el sulfuro de carbono CS ² . . .	BROMUROS.
	Precipitado amarillo, insoluble en NH ³ .OH.	El licor primitivo toma un color pardo por el agua clorada y morado por CS ² .	YODUROS.
3º ENSAYO.	Coloración amarilla verdosa.	CLORATOS	
EL LICOR PRIMITIVO ES TRATADO POR EL ÁCIDO SULFÚRICO CONCENTRADO SO ⁴ .H ⁺ .	Sin coloración	Vapores nitrosos rojizos por adición de virutas de cobre.	NITRATO ¹
1 La mixtura magnesiana es una disolución de sulfato de magnesio adicionada con cloruro de amonio y con amoniaco.			

CUADRO N° 2. — Investigación del ácido en el estado de gas ó de vapor (2º método).

Se vierte ácido sulfúrico sobre la sal sólida, en polvo, mezclada con bióxido de manganeso.	Se desprende á la temperatura ambiente un gas que humea al aire.	El gas incoloro ataca al vidrio. El gas, sin acción sobre el vidrio, es amarillo verdoso. Vapor rojo pardo Vapor morado. Vapores rutilantes calentando y añadiendo á la mezcla primitiva virutas de cobre	FLUORUROS. CLOBUROS. BROMUROS. YODUROS.
	El gas es incoloro y no humea.	El gas huele á huevos podridos. El gas tiene olor sofocante a azufre quemado El gas, inodoro, enturbia el agua de cal.	NITRATOS. SULFUROS. SULFITOS. CARBONATOS.
Para las otras sales opérese por la vía húmeda según el Cuadro n° 1.			

CUADRO N° 3. — Investigación del metal de una sal.

Generalidades. — La sal dada debe ser primero disuelta en poca cantidad en agua destilada (menos de 10 p. 100) Si la sal es insoluble, se la calienta, hecha polvo, con cuatro ó cinco veces su peso de carbonato de sodio, lo que la hace soluble en el ácido nítrico, que la transforma en nitrato del mismo metal.

Las diversas especies de sales han sido divididas en seis grupos, fundados en la manera que tienen de obrar con los cinco reactivos siguientes: *ácido clorhídrico, ácido sulfúrico, sulfuro de amonio, cloruro de potasio, carbonato de sodio.*

1^{er} ENSAYO.

EL LICOR PRIMITIVO ES TRATADO POR EL ÁCIDO CLORHÍDRICO HCl.

Si no se forma precipitado pásese al 2° ensayo.

Precipitado blanco.	{	Soluble en el amoniaco NH^4OH	S. DE PLATA.
		Insoluble y ennegreciéndose inmediatamente en NH^4OH	S. MERCURIOSA.
		Insoluble y no ennegreciéndose en NH^4OH	S. DE PLOMO.

2° ENSAYO.

EL LICOR PRIMITIVO ES TRATADO POR UNA DISOLUCIÓN CONCENTRADA DE CLORURO DE POTASIO.

Si no forma precipitado, pásese al 3^{er} ensayo.

Precipitado **amarillo** (cloroplatinato de potasio) S. DE PLATINO.

3^{er} ENSAYO.

SE HACE PASAR POR EL LICOR PRIMITIVO ACIDULADO POR HCl, UNA CORRIENTE LENTA DE ÁCIDO SULFÚDRICO H^2S .

Si no se forma precipitado pásese al 4° ensayo.

Cuando se forma un precipitado se filtra para recogerle, y, cualquiera que sea su color, se ensaya su solubilidad en el sulfuro de amonio $(\text{NH}^4)^2\text{S}$.	{	El precipitado es soluble en una disolución de $(\text{NH}^4)^2\text{S}$.	{	Precipitado negro.	S. DE ORO.		
				Precipitado pardo castaño.	S. ESTAÑOSA.		
				Precipitado amarillo. { Insoluble en NH^4OH	S. ESTÁNICAS.		
				Precipitado anaranjado	S. DE ARSÉNICO.		
El precipitado es insoluble en $(\text{NH}^4)^2\text{S}$.	{	Precipitado amarillo.	{	Precipitado anaranjado	S. DE ANTIMONIO.		
				El licor primitivo es azul ó verde; toma con NH^4OH una hermosa coloración azul.	S. DE CADMIO.		
				El licor primitivo es incoloro. Se le añaden unas gotas de ácido sulfúrico SO^2H^2 .	S. DE COBRE.		
				Precipitado blanco. Sin precipitado, pero el licor primitivo da con KOH un precipitado. { blanco.	S. DE PLOMO.		
					{ amarillo.	S. DE BISMUTO.	
						{ amarillo.	S. MERCÚRICAS.

CUADRO N° 3 (Continuación).

4° ENSAYO. SE AÑADE GOTA Á GOTA AL LICOR PRIMITIVO UNA SOLUCIÓN DILUIDA DE SULFURO DE AMONIO (NH⁴)²S. Si no se forma precipitado pásese al 5° ensayo.	<table><tr><td>Precipitado rosa.</td><td>{ El licor primitivo tratado por KOH da un precipitado blanco rosáceo que se oscurece al aire.</td><td>S. DE MANGANESO.</td></tr><tr><td>Precipitado verde ó violáceo.</td><td>{ El licor primitivo adicionado con cloruro de amonio NH⁴.Cl en exceso, precipita en verde violeta por NH⁴.OH.</td><td>S. DE CROMO.</td></tr><tr><td>Precipitado blanco.</td><td>{ El licor primitivo, después de oxidación por ebullición con NO³H, es tratado por NH⁴.Cl, y después por NH⁴.OH. { Sin precipitado, pero el licor primitivo precipita en blanco por el ferrocianuro de potasio FeC⁶.K⁴. Precipitado blanco.</td><td>S. DE CINC. S. DE ALUMINIO.</td></tr><tr><td>Precipitado negro.</td><td>{ Soluble inmediatamente en HCl. { El licor primitivo tratado por FeC⁶.K⁴ da un precipitado. { Azul obscuro (azul de Prusia). { Insoluble inmediatamente en HCl. { El licor primitivo tratado por KOH da un precipitado. { Azul claro. { Verde manzana. { Azul violeta.</td><td>S. FÉRRICAS. S. FERROSAS. S. DE NIQUEL. S. DE COBALTO.</td></tr></table>	Precipitado rosa.	{ El licor primitivo tratado por KOH da un precipitado blanco rosáceo que se oscurece al aire.	S. DE MANGANESO.	Precipitado verde ó violáceo.	{ El licor primitivo adicionado con cloruro de amonio NH ⁴ .Cl en exceso, precipita en verde violeta por NH ⁴ .OH.	S. DE CROMO.	Precipitado blanco.	{ El licor primitivo, después de oxidación por ebullición con NO ³ H, es tratado por NH ⁴ .Cl, y después por NH ⁴ .OH. { Sin precipitado, pero el licor primitivo precipita en blanco por el ferrocianuro de potasio FeC ⁶ .K ⁴ . Precipitado blanco	S. DE CINC. S. DE ALUMINIO.	Precipitado negro.	{ Soluble inmediatamente en HCl. { El licor primitivo tratado por FeC ⁶ .K ⁴ da un precipitado. { Azul obscuro (azul de Prusia). { Insoluble inmediatamente en HCl. { El licor primitivo tratado por KOH da un precipitado. { Azul claro { Verde manzana { Azul violeta	S. FÉRRICAS. S. FERROSAS. S. DE NIQUEL. S. DE COBALTO.
Precipitado rosa.	{ El licor primitivo tratado por KOH da un precipitado blanco rosáceo que se oscurece al aire.	S. DE MANGANESO.											
Precipitado verde ó violáceo.	{ El licor primitivo adicionado con cloruro de amonio NH ⁴ .Cl en exceso, precipita en verde violeta por NH ⁴ .OH.	S. DE CROMO.											
Precipitado blanco.	{ El licor primitivo, después de oxidación por ebullición con NO ³ H, es tratado por NH ⁴ .Cl, y después por NH ⁴ .OH. { Sin precipitado, pero el licor primitivo precipita en blanco por el ferrocianuro de potasio FeC ⁶ .K ⁴ . Precipitado blanco	S. DE CINC. S. DE ALUMINIO.											
Precipitado negro.	{ Soluble inmediatamente en HCl. { El licor primitivo tratado por FeC ⁶ .K ⁴ da un precipitado. { Azul obscuro (azul de Prusia). { Insoluble inmediatamente en HCl. { El licor primitivo tratado por KOH da un precipitado. { Azul claro { Verde manzana { Azul violeta	S. FÉRRICAS. S. FERROSAS. S. DE NIQUEL. S. DE COBALTO.											
5° ENSAYO. EL LICOR PRIMITIVO ES TRATADO POR UNA DISOLUCIÓN DE CARBONATOS ALCALINOS Y SOMETIDA Á LA EBULLICIÓN. Si no se forma precipitado, pásese al 6° ensayo.	<table><tr><td>Precipitado blanco.</td><td>{ Soluble en NH⁴.Cl { Sin precipitado.</td><td>S. DE MAGNESIO. S. DE CALCIO.</td></tr><tr><td></td><td>{ Insoluble en NH⁴.Cl. { El licor primitivo es tratado por una disolución de sulfato de calcio SO⁴.Ca. { Precipitado blanco. { Tiñe la llama del alcohol de rojo.</td><td>S. DE ESTRONCIO.</td></tr><tr><td></td><td></td><td>{ La tiñe de verde. S. DE BARIO.</td></tr></table>	Precipitado blanco.	{ Soluble en NH ⁴ .Cl { Sin precipitado.	S. DE MAGNESIO. S. DE CALCIO.		{ Insoluble en NH ⁴ .Cl. { El licor primitivo es tratado por una disolución de sulfato de calcio SO ⁴ .Ca. { Precipitado blanco . { Tiñe la llama del alcohol de rojo.	S. DE ESTRONCIO.			{ La tiñe de verde. S. DE BARIO.			
Precipitado blanco.	{ Soluble en NH ⁴ .Cl { Sin precipitado.	S. DE MAGNESIO. S. DE CALCIO.											
	{ Insoluble en NH ⁴ .Cl. { El licor primitivo es tratado por una disolución de sulfato de calcio SO ⁴ .Ca. { Precipitado blanco . { Tiñe la llama del alcohol de rojo.	S. DE ESTRONCIO.											
		{ La tiñe de verde. S. DE BARIO.											
6° ENSAYO. SE HACE HERVIR EL LICOR PRIMITIVO DESPUÉS DE ADICIONARLE POTASA Ó CAL.	<table><tr><td>Desprendimiento de gas amoniaco NH³.</td><td>S. AMONIACALES.</td></tr><tr><td>Sin desprendimiento de NH³. { El licor primitivo es tratado por una disolución concentrada de bicloruro de platino PtCl². { Precipitado amarillo.</td><td>S. DE POTASIO. S. DE SODIO.</td></tr></table>	Desprendimiento de gas amoniaco NH ³	S. AMONIACALES.	Sin desprendimiento de NH ³ . { El licor primitivo es tratado por una disolución concentrada de bicloruro de platino PtCl ² . { Precipitado amarillo	S. DE POTASIO. S. DE SODIO.								
Desprendimiento de gas amoniaco NH ³	S. AMONIACALES.												
Sin desprendimiento de NH ³ . { El licor primitivo es tratado por una disolución concentrada de bicloruro de platino PtCl ² . { Precipitado amarillo	S. DE POTASIO. S. DE SODIO.												

CAPÍTULO II

ANÁLISIS CUANTITATIVO Ó PONDERAL

Análisis ponderal y determinación de la fórmula de los cuerpos compuestos. — Análisis electrolítico. — Dosificación del hierro por el permanganato de potasio. — Ensayo de las aleaciones monetarias. — Hidrotimetría.

ANÁLISIS PONDERAL Y DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA DE LOS CUERPOS COMPUESTOS

El análisis *cuantitativo* ó *ponderal* tiene por objeto los pesos de los diferentes cuerpos ó elementos que entran en la estructura de un cuerpo compuesto.

Así, podemos proponernos, por medio del análisis ponderal, determinar exactamente la cantidad en peso de cloro que encierra un cloruro ó la de ácido sulfúrico que contiene un sulfato.

Si se trata de un metal, del plomo, por ejemplo, se le precipita de la sal en que está contenido por medio de una disolución del sulfidrato de amonio. Se obtiene así un precipitado de sulfuro de plomo, que se deseca y se pesa, y de ese peso se deduce fácilmente el del plomo combinado con el azufre.

Para las sales de hierro se precipita por la potasa el metal en el estado de sesquióxido insoluble (Fe_2O_3). Del peso del precipitado, recogido en un filtro y seco, se deduce la cantidad de hierro puro que encierra el óxido. Lo mismo ocurre con las sales solubles de aluminio, cuya alúmina Al_2O_3 se precipita por el amoníaco ó los carbonatos alcalinos. El precipitado es entonces insoluble en un exceso de esos reactivos, lo que excluye toda causa de error. El peso de la alúmina seca permite calcular el del aluminio que contiene.

Para el cobre, el níquel y la plata se prefiere el análisis electrolítico.

El conocimiento de los pesos de los elementos que entran en la composición de una sal permite establecer fácilmente la fórmula atómica del compuesto, dividiendo los números que representan esas cantidades por los pesos atómicos de cada elemento.

1.^{er} ejemplo. — *Determinar la cantidad ponderal de cloro que entra en un gramo de cloruro de cinc y establecer la fórmula de esta sal.*

Estando disuelto el cloruro de cinc en agua destilada se precipita el cloro por medio de una solución de nitrato de plata. Se filtra entonces el licor y se seca en estufa el precipitado blanco de cloruro de plata que se pone obscuro á la luz. El peso minu-

cioso de ese precipitado, en una balanza de precisión, da 2 gr. 094 de cloruro de plata.

Siendo la fórmula conocida del cloruro de plata AgCl , el peso atómico de la plata 108 y el del cloro 35,5, se deduce por un reparto proporcional que 2 gr. 094 de cloruro de plata contienen 0 gr. 518 de cloro. Luego en 1 gramo de cloruro de cinc hay 0 gr. 518 de cloro y 0 gr. 482 de cinc.

Dividiendo cada uno de estos dos números por el peso atómico del elemento correspondiente, tenemos $\frac{518}{35,5} = 14,6$ y $\frac{482}{66} = 7,3$, lo que prueba que cada molécula del compuesto está constituida por 2 átomos de cloro y 1 de cinc, puesto que la proporción de 14,6 á 7,3 es de 2 á 1. La fórmula atómica del cloruro de cinc es, pues, ZnCl_2 .

2º ejemplo. — *Determinar la cantidad de potasio que entra en 1 gramo de sulfato de potasio anhidro. Deducir la fórmula de esta sal.*

Disuelta la sal en agua destilada, se precipita todo el ácido sulfúrico por medio de una disolución de nitrato de bario. Se recoge en un papel filtro el precipitado blanco de sulfato de bario, insoluble en un exceso de reactivo y se le pesa minuciosamente después de secarle por completo. Se encuentra así 1 gr. 340 de sulfato de bario.

Siendo la fórmula del sulfato de bario SO_4Ba , el peso atómico del radical ácido SO_4 , 96 y el de Ba, 137, se deduce por un reparto proporcional que 1 gr. 340 de sulfato de bario contiene 0 gr. 552 del radical ácido (SO_4). Luego 1 gr. de sulfato de potasio anhidro contiene 0 gr. 552 del radical sulfúrico y 0 gr. 448 de potasio.

Dividiendo cada uno de estos números por el peso del elemento correspondiente, tenemos $\frac{552}{96} = 5,75$ y $\frac{448}{39} = 11,5$.

Cada molécula de sulfato de potasio está, pues, compuesta de una molécula del radical sulfúrico unida á dos átomos de potasio, puesto que la relación de los números 5,75 y 11,5 es de 1 á 2. La fórmula atómica de esta sal es, por consecuencia, SO_4K_2 .

Observación. — Es fácil precisar las cantidades reales de ácido sulfúrico SO_4H_2 y de hidrato de potasio KOH que han sido necesarias para formar 1 gr. de sulfato de potasio, así como la cantidad de agua eliminada ($\text{SO}_4\text{H}_2 + 2\text{KOH} = \text{SO}_4\text{K}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$).

La cantidad x de ácido sulfúrico es dada por la proporción:

$$\frac{x}{0,552} = \frac{\text{SO}_4\text{H}_2}{\text{SO}_4} = \frac{98}{96}, \text{ de donde } x = 0\text{gr},563;$$

y la cantidad y de potasa hidratada por la proporción.

$$\frac{y}{0,448} = \frac{\text{K}}{\text{K}_2} = \frac{56}{39}, \text{ de donde } y = 0\text{gr},643.$$

Ahora bien, es fácil demostrar que el peso total de 1 gr. 206 de ácido sulfúrico y de potasa es el de 1 gr. de sulfato de potasio y 0 gr. 206 de agua.

En efecto, en 0 gr. 563 de $\text{SO}^4\text{H}^2, \text{H}^2$ representa 0 gr. 563 — 0 gr. 552 (peso del radical ácido SO^4) = 0 gr. 011.

Y en 0 gr. 643 de hidrato de potasio, 2OH representan 0 gr. 643 — 0 gr. 448 (peso de K^2) = 0 gr. 195.

El peso del agua eliminada es, pues, $0 \text{ gr. } 011 + 0 \text{ gr. } 195 = 0 \text{ gr. } 206$.

DETERMINACIÓN ELECTROLÍTICA DE LAS DOSIS DE COBRE Y DE NÍQUEL.

Análisis electrolítico. — Este método riguroso de análisis es hoy muy empleado para determinar exactamente las cantidades de cobre y de níquel que entran en diversas aleaciones usuales. Ese análisis está basado en el principio siguiente. Cuando se descompone por la pila una sal en estado de disolución, el radical

ácido se dirige en general al electrodo positivo, llamado *anodo*, y el metal al negativo, llamado *catodo*.

Supongamos que se quiere recoger por la electrolisis la cantidad total de cobre que entra en 1 gr. de bronce (aleación de cobre y estaño). Se empieza por pulverizar la aleación con la lima, y luego se le trata por el ácido nítrico en exceso. El cobre se disuelve enteramente, pero el estaño se oxida y se transforma en un polvo blanco insoluble (hidrato estánico) que se precipita y se separa por filtración. Queda, pues, una solución pura de nitrato de cobre, del que se va á separar el metal por electrolisis.

Diluida en agua la disolución cúprica, se la vierte

en un crisol de platino A, (fig. 203), inatacable por el ácido nítrico, y que está sumergido en gran parte en un baño de maria B mantenido á la temperatura de 60° para que la descomposición de la sal sea más rápida. Este crisol, puesto en comunicación con el polo positivo de un elemento Bunsen, constituye el anodo.

El catodo, en el que se va á depositar el cobre, está igualmente

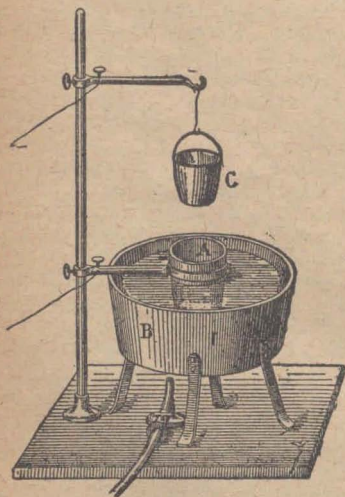


Fig. 203.

formado por un crisol de platino C más pequeño que el precedente, sin fondo y con varios agujeros en las paredes. Este electrodo negativo es pesado exactamente antes del experimento.

Así preparado todo, se sumerge hasta sus tres cuartas partes el catodo en la disolución cúprica y la descomposición del nitrato de cobre empieza en seguida. Después de unas horas, se comprueba que la descomposición es completa y que todo el cobre se ha depositado en el electrodo C, sumergiéndole más en la disolución y viendo que no se forma ya ningún depósito de cobre en la parte que no estaba sumergida. Se retira entonces el catodo, se le lava con agua hirviendo y alcohol, se le seca y se le pesa de nuevo exactamente. La diferencia de peso antes y después del experimento da la masa de cobre puro que entraba en el gramo de bronce.

Si se trata de una aleación de cobre y níquel estos metales son disueltos simultáneamente en ácido nítrico. Se empieza entonces por retirar el cobre del licor *ácido*, por electrolisis, como acabamos de decir. En seguida, después de haber *neutralizado* el licor por el amoníaco, se pasa por él de nuevo la corriente y el níquel se deposita solamente en esta segunda fase de la operación. Así se determina la dosis del cobre y del níquel de ciertas aleaciones monetarias y del *maillechort* (aleación de cobre, de níquel y de cinc).

Cuando la aleación es de cobre y plata, se la disuelve en ácido nítrico después de pulverizarla con la lima. Luego se precipita la plata del licor por medio de una solución concentrada de cloruro de sodio, y queda una disolución cúprica pura, que se trata, como anteriormente, por electrolisis.

DETERMINACIÓN DE LAS DOSIS DE HIERRO POR EL PERMANGANATO DE POTASIO

Dado un hierro industrial, se trata de saber la cantidad de hierro puro que contiene. La solución de este problema se funda en la oxidación que sufre el sulfato ferroso en presencia del permanganato de potasio adicionado de ácido sulfúrico.

Cuando se vierte gota á gota una solución de permanganato de potasio en el cuerpo que se ha de oxidar, el sulfato ferroso, por ejemplo, disuelto en ácido sulfúrico aumentado con agua, la decoloración del permanganato se detiene cuando la oxidación es completa y todo el sulfato ferroso ha sido transformado en sulfato férrico.

Esta reacción hace fácil la determinación de la dosis de hierro puro. Para ello se prepara una disolución *normal* de permanganato de potasio, ó sea 31 gr. 6 de permanganato por 1 litro de agua destilada, que se conserva en la obscuridad. Esta solución puede

desprender 8 gramos de oxígeno y oxidar 56 gramos de hierro puro previamente transformado en sulfato ferroso.

Se disuelve en seguida 1 gramo del hierro que se va á analizar en ácido sulfúrico adicionado de agua. Esta operación debe hacerse fuera del contacto del aire para que el sulfato ferroso formado no sea oxidado en parte por el oxígeno atmosférico.

Después de haber introducido el licor de permanganato en una pipeta graduada, se le deja caer gota á gota en la disolución de sulfato ferroso y se para cuando la última gota conserva su color violeta. La reacción está entonces terminada y todo el sulfato ferroso se ha vuelto sulfato férrico.

Supongamos que hayan hecho falta 17^{oo} del licor para acabar la operación : pudiendo 1^{oo} del este licor oxidar $\frac{56 \text{ gr.}}{1000}$ de hierro

puro, 17^{oo} oxidarán $\frac{56 \times 17}{1000} = 0 \text{ gr. } 952$.

El gramo de hierro comercial examinado contiene, pues, 0 gr. 952 de hierro puro.

Ensayo de las aleaciones monetarias. Hidrotimetría. — Para estas dos importantes cuestiones, véanse las pag. 446, 447 y 83 en que son tratadas.

CAPÍTULO III

ANÁLISIS VOLUMÉTRICO POR LOS LICORES NORMALES

Ensayos alcalimétricos, acidimétricos y clorométricos. — Sacarimetría química.

ENSAYOS ALCALIMÉTRICOS

Principio del análisis volumétrico. — Para este género de análisis hay que servirse de *licores normales* ó disoluciones acuosas del reactivo empleado, tales que un centímetro cúbico del licor contenga una cantidad de reactivo perfectamente determinada. Se echa este licor en una disolución de la substancia sometida al análisis, hasta que se produzca un fenómeno característico (cambio de color ó formación de un precipitado). Vertiendo el licor normal de un frasco graduado, se conoce exactamente el número de centímetros cúbicos empleados y de ahí se

deduce la cantidad de reactivo utilizado, y además el tanto por ciento de producto puro en la substancia sometida al análisis.

Los aparatos en uso para el análisis volumétrico son sencillos: frascos, pipetas exactamente aforados (*fig. 204*) y botellines graduados para dejar caer gota á gota el licor normal. El frásquito más usado es el de Mohr (*fig. 204*), que consiste en un tubo largo y muy estrecho, graduado en centímetros cúbicos, sujeto verticalmente y que termina por su parte inferior en un tubito de caucho muy corto, el cual remata en un canuto de vidrio aguzado. La salida del licor se arregla por amedio de un llavecita adaptada al caucho. El contenido de estos frasquitos es generalmente de cincuenta centímetros cúbicos, y cada centímetro cúbico está dividido en décimas.

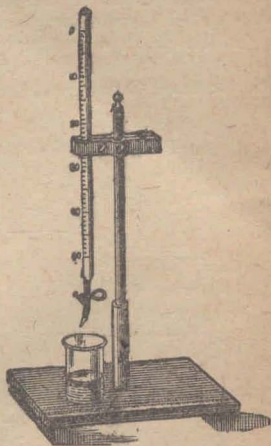


Fig. 204.

Ensayos alcalimétricos. — Las potasas y sosas del comercio, llamadas *potasas* y *sosas brutas* (cap. XXI, XXII) están compuestas esencialmente de carbonatos de potasa ó de sosa mezclados con mayor ó menor cantidad de materias extrañas. Ahora bien, como el valor industrial de estos productos, en la fabricación del vidrio, de los jabones, del salitre, del alumbre, etc., depende únicamente de las proporciones de álcali, potasa ó sosa que contienen, los fabricantes tienen gran interés en poseer un medio simple y práctico de reconocer aquellas proporciones, esto es, el *título ponderal*, ó cantidad *expresada en centésimos* de potasa ó sosa pura contenida en las potasas ó sosas brutas que les vende el comercio. He aquí la manera de obtener fácilmente dicho resultado.

Este método ó *Ensayo alcalimétrico*, imaginado por Descroizilles y perfeccionado por Gay Lussac, se funda en la medida de la cantidad de ácido sulfúrico necesaria para saturar la cantidad de potasa ó de sosa pura contenida en las potasas ó sosas brutas del comercio.

El ácido sulfúrico SO_4H_2 está formado, en pesos atómicos, por 1 átomo de azufre ($\text{S} = 32$), 4 átomos de oxígeno ($\text{O}^4 = 64$), 2 átomos de hidrógeno ($\text{H}^2 = 2$), sea en total 98.

La potasa hidratada pura KOH está formada, en pesos atómicos, por 1 átomo de potasio ($\text{K} = 39$), 1 átomo de oxígeno ($\text{O} = 16$), 1 átomo de hidrógeno ($\text{H} = 1$), sea en total 56.

Pero como entran 2 átomos de potasio en la composición del sulfato neutro de potasio (SO^4K^2), hay que tomar dos moléculas de potasa hidratada para saturar una molécula de ácido sulfúrico.

De donde resulta que para saturar 112 gramos de potasa y transformarlos en sulfato neutro SO^4K^2 , hay que emplear 98 gramos de ácido sulfúrico.

En un globo ó matraz de vidrio M de un litro de cabida (fig. 205) y medio lleno de agua destilada, se vierten poco á poco 98 gramos de ácido sulfúrico monohidratado, y después de haber

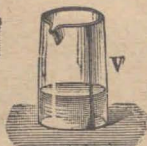


Fig. 205.

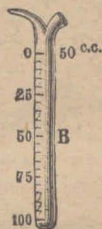
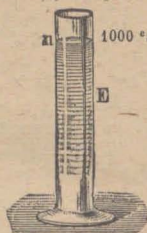


Fig. 206.

dejado enfriar la mezcla, se agrega la cantidad de agua suficiente para llenar el vaso hasta la raya que tiene la marca *n*. Así se tiene, pues, una disolución de un litro, que contiene 98 gramos de ácido sulfúrico; cada uno de cuyos vigésimos (50 centímetros cúbicos) contendrá por tanto $4^{\text{gr}},9$. Esto es lo que se llama *ácido normal* ó *licor alcalimétrico*.

Disuélvense en una probeta de pie E (fig. 206), de medio litro nada más, 56 gramos de la potasa bruta cuyo grado quiere determinarse, en cantidad de agua suficiente para que el nivel de la solución llegue á flor de la marca *n* que señala el medio litro ó 500 centímetros cúbicos. Así se obtiene el *licor de prueba* ó de *ensayo*, que contiene $5^{\text{gr}},6$ de la potasa bruta sometida al análisis por cada 50 centímetros cúbicos. Si esta potasa estuviera pura y fuese anhidra, tal es exactamente la cantidad que $4^{\text{gr}},9$ de SO^4H^2 neutralizarían.

Entonces se toman con una pipeta P de capacidad conocida, 50 centímetros cúbicos de dicho licor, y se les vierte en un vaso de fondo plano V un tanto cónico. Después se añaden varias gotas de tintura de tornasol que dan al líquido color azul.

Por otra parte se echa ácido normal en un tubo B, hasta el punto O, que representa 50 centímetros cúbicos; el espacio entero del tubo está dividido en cien partes iguales que contienen, por consiguiente, los $4^{er}, 9^{to}$ de ácido sulfúrico monohidratado.

Terminadas estas operaciones, se vierte gota á gota el licor ácido en el vaso V, que contenía ya el líquido alcalino, agitando al mismo tiempo de modo que los líquidos se mezclen perfectamente, y mirando atentamente la mezcla, el operador se detiene en el momento en que una postrera gota del licor ácido hace pasar el líquido alcalino, que por de pronto había tomado tinte rojo de vino al color *rojo de piel de cebolla*, indicio cierto de la saturación completa del álcali.

Leyendo en el tubo graduado B la cantidad de ácido normal empleada, se conoce inmediatamente la proporción por ciento de álcali que contiene la potasa bruta, puesto que cada división representa la centésima parte de la cantidad de ácido sulfúrico que sería necesaria para saturar completamente los 50 centímetros cúbicos del licor de ensayo, si éste se encontrase formado únicamente por una solución de potasa pura. Si, por ejemplo, ha habido que emplear el contenido de 35 divisiones, esto indica que la potasa bruta contiene en peso 35 por 100 de potasa pura.

El mismo procedimiento se aplica al ensayo de las sosas brutas. Entonces se disuelven en el licor de ensayo 40 gramos de sosa bruta, en lugar de 56 gramos de potasa.

ACIDIMETRÍA.

La acidimetria tiene por objeto determinar la dosis de ácido químicamente puro que contiene un volumen determinado de una solución de este ácido. No es, por tanto, más que el equivalente opuesto de la alcalimetria. El procedimiento es exactamente el mismo, sólo que los procedimientos son inversos.

El licor normal en el matraz M es alcalino y se prepara haciendo disolver en el agua destilada, de modo que se obtenga una solución de un litro, 112 gramos de potasa hidratada ($2KOH$).

El licor de ensayo se obtiene desliendo en el agua destilada de la probeta de 500 centímetros cúbicos E, un peso de la solución ácida que se trata de ensayar, correspondiente á 49 gramos para el ácido sulfúrico, 63 para el nítrico, 36,50 para el clorhídrico, etc. Después se llena hasta llegar á la marca n.

Supongamos que se trate del ácido sulfúrico.

Conteniendo el licor alcalino normal ó acidimétrico 112 gramos de potasa hidratada por 1000 centímetros cúbicos, cada vigésimo (50 centímetros cúbicos) contendrá 5^{ta},6.

Del mismo modo, cada décimo (50 centímetros cúbicos) del licor de ensayo contendrá 4^{ta},9 de la solución ácida cuyo grado se quiere averiguar.

En el vaso V (fig. 205) se vierten, como precedentemente, 50 centímetros cúbicos del licor de ensayo, y se le da color azul con un poco de tornasol.

En el tubo graduado B se vierten igualmente 50 centímetros cúbicos del licor normal.

Hecho esto, se deja caer gota á gota, inclinando el cuello del tubo graduado, el licor alcalino normal dentro del líquido ácido de ensayo, hasta lograr que este último pase del color rojo al azul, indicio cierto de la saturación completa de la cantidad de ácido que contiene. El número de divisiones de la escala centigrada del tubo graduado que indica el volumen de licor normal que ha sido necesario emplear, dará el título ponderal en centésimos del licor ácido sometido al ensayo. Si, por ejemplo, ha habido que verter el contenido de 60 divisiones, esto indica que el licor contiene en peso 60 por 100 del ácido real, puesto que si hubiera contenido los 4^{ta},9 de ácido real, hubiera sido necesario para neutralizarlo todo el contenido de B.

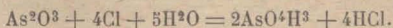
CLOROMETRÍA.

El valor comercial del cloruro de cal empleado en grande en la industria para blanquear las telas, y en medicina como desinfectante, depende de la cantidad de cloro que deja desprenderse. Es pues, necesario saber el grado de cloro que tienen los cloruros de cal del comercio. Esto es lo que se propone la *clorometría*.

El título ó grado de un cloruro de cal está representado por el número de litros de gas clorado que puede suministrar un kilogramo de cloruro.

El procedimiento seguido para determinar aquel grado, método inventado por Descroizilles y perfeccionado por Gay-Lussac, se funda en los dos principios siguientes :

1°. El cloro libre, en virtud de su poder oxidante, y en presencia del agua, transforma al ácido arsenioso As^2O^3 en ácido arsénico As^2O^5 :



2°. El cloro quita su color inmediatamente á una solución de añil; pero si ésta contiene al mismo tiempo anhídrido arsenioso, no la descolora hasta que es completa la oxidación de este anhídrido.

El cálculo y la experiencia demuestran que 1 litro (1000 centímetros cúbicos) de cloro gaseoso medido á 0° y bajo la presión

de 0^m,76, oxida y transforma en anhídrido arsénico 4^{er},440 de anhídrido arsenioso.

Partiendo de este hecho, se prepara el *licor normal* ó *arsenioso* haciendo disolver 4^{er},440 de anhídrido arsenioso, en cierta cantidad de agua ligeramente acidulada con ácido clorhídrico, sea próximamente un cuarto de litro, y añadiendo después agua pura, hasta completar exactamente un litro.

Por otra parte, se prepara el *licor de ensayo* tomando 10 gramos del cloruro de cal que se va á ensayar : empiézase por desleirlo con agua en un mortero de porcelana : se vierte la lechada blanca en una probeta de pie de un litro de cabida; se lava en seguida el mortero y se echan también las aguas de este lavado en la probeta, que se acaba de llenar con el mismo líquido puro hasta la raya del litro.

Como 4^{er},440 de anhídrido arsenioso exigen un litro de cloro para transformarse en anhídrido arsénico, es claro que cada centímetro cúbico del licor arsenioso normal teñido por el indigo, exigirá para descolorarse un centímetro cúbico de gas clorado.

Entonces se practica el ensayo de la manera siguiente :

Por medio de una pipeta graduada se toman 10 centímetros cúbicos del licor normal, y se les echa en un vasito de fondo plano, tiéndolos después con una ó dos gotas de sulfato de indigo. También se agregan igualmente algunas gotas de ácido sulfúrico, á fin de que el licor permanezca siempre ácido durante la operación.

Hecho esto, se introduce la disolución clorada ó licor de prueba en un tubo graduado en centímetros cúbicos, cada uno de los cuales está subdividido á su vez en diez partes iguales, y se la vierte gota á gota en el vaso que contiene el licor arsenioso, agitando sin cesar la mezcla. Así se continúa, hasta que una gota última haga desaparecer súbitamente el color azul.

Ahora bien, con arreglo á la composición de los dos licores, es evidente que el número de centímetros cúbicos del licor clorado empleado para obtener la descoloración del licor arsenioso, contiene un volumen de cloro igual al de este último, es decir, 10 centímetros cúbicos. Supongamos, por ejemplo, que se hayan echado 12 centímetros cúbicos del licor clorado; esto indica que dichos 12 centímetros han dejado desprenderse 10 centímetros cúbicos de cloro gaseoso.

1 centim. cúbico ha dejado, pues, desprenderse $\frac{10^{\text{cc}}}{12^{\text{cc}}} = 0^{\text{cc}},833$.

Por consiguiente, el litro de este mismo licor producirá 1000 veces más, ó bien..... 833^{cc}.

Y como este litro contiene 10 gramos del clorato de cal que se va á ensayar, se sigue de aquí que 1 kilogramo de este cloruro representa $833^{\text{cc}} \times 100 = 83,3$ litros de cloro gaseoso.

Entonces se dice que su título ó grado clorométrico es 83°,3.

SACARIMETRÍA QUÍMICA.

La materia azucarada conocida por el nombre de *glucosa* ó azúcar de almidón posee, según se sabe, la propiedad de reducir ciertas sales metálicas, y especialmente las de cobre. En efecto, hemos visto que si se calienta con glucosa una solución de tartrato doble de cobre y de potasa, el licor límpido y de color azul se enturbia inmediatamente, se descolora, y deja depositarse un precipitado amarillo rojizo de sub-óxido ú oxidulo de cobre Cu_2O , tanto más abundante, cuanto más considerable es la cantidad de glucosa.

Se han dado varias fórmulas para la preparación de este licor de prueba, llamado *licor de Fehling, de Frommherz ó de Barreswill*, por el nombre de sus autores. El de Fehling, que es el que se emplea más á menudo, se prepara de la manera siguiente :

Se toman por una parte $34^{\text{gr}},75$ de sulfato de cobre puro y cristalizado, que se hace disolver en 200 gramos de agua destilada;

Por otra parte se hacen disolver en 300 gramos de lejía de sosa pura que marquen 1,33 de densidad, 173 gramos de tartrato doble de potasa y de sosa (sal de Seignette).

Estos dos líquidos se mezclan en un vaso graduado, y después se agrega agua destilada hasta completar el volumen de un litro. Así se obtiene un licor límpido, de hermosísimo color azul, que se conserva al abrigo de la luz.

Con arreglo á esta determinación, 10 centímetros cúbicos de licor deben ser reducidos, esto es, descolorados, por 5 centigramos de glucosa. Se tiene, por tanto, un medio fácil de averiguar la cantidad de glucosa contenida en el líquido.

Para practicar este ensayo, se vierte en un pequeño matraz 10 centímetros cúbicos del licor de Fehling, se agregan á esto 3 á 4 gramos de lejía de sosa, 30 á 40 de agua destilada y se calienta en seguida hasta ebullición.

Por medio de un tubo de ensayo graduado en centímetros y milímetros cúbicos se vierte entonces gota á gota la solución de glucosa en el licor cúprico, hasta descoloración completa del líquido. Como esta descoloración exige 5 centigramos de glucosa, es claro que bastará con leer en la escala del tubo graduado el volumen del líquido empleado, para conocer la proporción de glucosa que el licor contiene.

APÉNDICE

ELECTROLISIS DEL CLORURO DE SODIO. SODIO, SOSA CÁUSTICA

Preparación del sodio por la electrolisis del cloruro de sodio. — Siendo el punto de abullición del sodio metálico muy cercano de la temperatura de fusión del cloruro de sodio, resulta que si se descompusiera la sal marina sólo por la electrolisis, el metal sería puesto en libertad en el estado de vapor, lo que ocasionaría un desgaste rápido de los vasos que le contuvieran, así como la necesidad de condensarle previamente para recogerle.

Para evitar estos inconvenientes, Grabau ha propuesto emplear, para componer el electrólito, una mezcla de 3 partes de cloruro de potasio, 3 de cloruro de sodio y 1 de cloruro de estroncio fundidos juntos. El punto de fusión de esa mezcla es mucho más bajo que el del cloruro de sodio solo, lo que permite recoger el sodio en el estado líquido.

La corriente utilizada es mil amperios con un voltaje solamente de 4 á 5 voltios.

Dos métodos principales se usan en la industria para la producción electrolítica del sodio : 1° el de Grabau, por la electrolisis del cloruro de sodio; 2° el de Castner, por la electrolisis de la sosa cáustica.

Método de Grabau. — El aparato se compone de un ancho crisol de arcilla cuyo centro está ocupado por una cubeta de hierro fundido que forma el catodo. Alrededor de esta cubeta están dispuestos circulamente varios cilindros de carbón, que constituyen los anodos. Entre el catodo y los anodos existe un diafragma ó cilindro de doble pared de porcelana lisa. Entre las dos paredes circula agua fresca para enfriarlas.

Vertida en el crisol de arcilla la mezcla de los cloruros en estado de fusión, se hace pasar la corriente. Los cloruros

empiezan por solidificarse contra las paredes del recipiente y del diafragma, mientras que permanecen líquidos al paso de la corriente, la cual rodea al diafragma para ir de los anodos al catodo.

Puesto en libertad el sodio en estado líquido sobre el catodo, se eleva poco á poco en la cubeta central de hierro fundido y se vierte en un recipiente particular de hierro, donde se le recoge.

El cloro, que se desprende en los anodos, se acumula contra la tapa del crisol y se escapa por unos tubos laterales. Es inmediatamente dirigido á la cal, para producir cloruro de cal, cuyos usos son varios como desinfectante y decolorante.

El sodio, así obtenido á bajo precio es suficientemente puro. No contiene estroncio y sólo de 3 á 4 p. 100 de potasio. Sirve sobre todo para preparar bióxido de sodio, hoy muy empleado para la fabricación del agua oxigenada, así como para la renovación del aire en los espacios cerrados (barcos submarinos).

Este procedimiento de preparación electrolítica del sodio se usa principalmente en los países montañosos, donde las caídas de agua constituyen fuentes de energía á poco precio.

Preparación del sodio por la electrolisis de la sosa cáustica : método de Castner. — El método de Castner consiste en descomponer por la electrolisis la sosa cáustica fundida.

Vertida en el crisol la sosa cáustica en estado de fusión, se hace pasar la corriente. El sodio líquido se deposita aquí en un catodo central de hierro, y se le recoge á medida que se produce, por medio de una espumadera, también de hierro, cuyos agujeros dejan pasar la sosa fundida y retienen el sodio.

Preparación de la sosa por la electrolisis de la sal marina fundida. — El aparato se compone, como la mayor parte de los hornos eléctricos, de una cuba de hierro fundido protegida interiormente por un revestimiento refractario. En la parte interior de esta cuba penetra un prisma ó un haz de carbones que pasan á través de la tapa recubierta de una substancia refractaria. Es el electrodo positivo ó anodo, que baja hasta el fondo de la cuba, tocando casi una masa de plomo que sirve de electrodo negativo ó catodo. Estando llena

la cuba de sal marina, tan pronto como se hace pasar la corriente, el plomo del catodo y el cloruro de sodio empiezan á fundirse cuando la temperatura es bastante elevada, y después se opera la descomposición electrolítica de la sal. El sodio se dirige hacia la masa líquida de plomo y forma con este metal una aleación; el cloro va hacia el anodo y se desprende por un conducto especial para ser utilizado en seguida en la fabricación de diversos productos clorados. Se evita la reconstitución del cloruro de sodio echando de vez en cuando en la cuba cloruro de plomo, que se descompone por electrolisis y el plomo acapara el sodio. Una vez terminada la operación, se lava bien el plomo por fragmentos y el sodio se acapara de él, á causa de su gran afinidad con el oxígeno del agua. De este modo se recoge una disolución sódica que se concentra por evaporación.

Preparación de la sosa por la electrolisis de una disolución concentrada de sal marina. — No siendo necesaria grande elevación de temperatura para esta operación, se cubre el fondo de la cuba con una placa de carbón poroso que sirve de catodo. El sodio depositado sobre el catodo descompone el agua y se oxida inmediatamente. Entonces se separa esta disolución sódica de la disolución de cloruro por una especie de diálisis que se produce á través de la masa porosa del carbón, la cual deja pasar la sosa disuelta que se recoge, y retiene en gran parte el cloruro. El cloro acumulado sobre el anodo se desprende como en el caso anterior.

La ventaja de estos procedimientos eléctricos, muy económicos, consiste en que dan simultáneamente cloro que se utiliza en seguida, y una disolución sódica concentrada.

EL RADIO

Preliminares. — Se llaman *radioactivos* los cuerpos que tienen la propiedad de emitir *espontánea é indefinidamente*, en apariencia al menos, rayos análogos á los rayos X de Roentgen, invisibles á la simple vista, pero que revelan su presencia, ya iluminando los cuerpos fosforescentes ó fluorescentes¹, como

1. Se llaman fosforescentes los cuerpos cuya luminosidad resulta de su combinación con el oxígeno, como el fósforo, ó que conservan cierto poder iluminante, más ó menos durable, cuando han sido expuestos durante cierto

el sulfuro de calcio, el platinocianuro de bario ó el vidrio de urano, ya aumentando su brillo cuando se ha hecho previamente luminosos á estos cuerpos.

El primero de estos cuerpos, cuya *radioactividad* demostró M. Becquerel en 1896, es el *uranio*. En 1898, M. y Mme Curie reconocieron el mismo poder en las sales de *torio*, y después consiguieron extraer de la *pechblenda* — mineral muy abundante en Austria y del que ya habían sacado el uranio — el *radio*, cuerpo simple cuya radioactividad es incomparablemente superior á la del uranio.

Propiedades del radio y de sus sales, cloruro y bromuro.

— El *radio* es, en efecto, un cuerpo simple nuevo, teniendo un peso atómico y rayos propios en el análisis espectral. Su precio es de unos 300 000 francos, el gramo.

Luminoso en la obscuridad, el radio constituye una fuente, en apariencia espontánea, de luz, de calor y de electricidad negativa. Sus radiaciones atraviesan los cuerpos opacos, iluminan los cuerpos fluorescentes é impresionan las placas fotográficas á través de varios espesores de papel negro. El radio sería, según M. W. Ramsay, ilustre físico inglés, un cuerpo simple en vías de modificación atómica, desprendiendo, en un tubo de vidrio cerrado, diversos productos gaseosos, tales como argón y helio, lo cual explicaría su producción de luz, de calor y de electricidad. Sus radiaciones cáusticas irritan y desorganizan las células del cuerpo humano; de aquí los accidentes graves que ha causado, y su empleo en cirugía para destruir los pequeños tumores cutáneos.

PÓLVORAS SIN HUMO

Las pólvoras sin humo, señaladas ya en la página 335, comprenden dos variedades principales : las pólvoras á base

tiempo á una viva luz. Tales son los sulfuros de calcio y de bario, que pueden ser considerados como acumuladores de luz.

Los cuerpos fluorescentes, como el vidrio de urano y una solución de sulfato de quinina, se vuelven luminosos bajo la influencia de los rayos violeta y ultravioleta del espectro solar, así como de los rayos X; pero su luminosidad se apaga inmediatamente cuando cesa la acción de los rayos.

La diferencia entre la fosforescencia y la fluorescencia es, pues, sobre todo una cuestión de tiempo.

de nitro-celulosa y las pólvoras de nitro-celulosa disuelta en la nitro-glicerina. Sólo trataremos de las primeras, las solas usadas hasta ahora en Francia y cuyo descubrimiento se debe á M. Vieille, ingeniero de pólvoras y salitres.

En la fabricación de la pólvora sin humo á base de nitro-celulosa, en uso en la marina francesa, hay que tener en cuenta varios factores para su buena conservación y para evitar su descomposición lenta y progresiva, causa de las horribles explosiones que han causado la pérdida de dos magníficos acorazados, el *Iéna* y *Liberté*.

1º *Naturaleza del algodón*. — Debe ser de primera calidad. Las hebras de algodón nuevo están naturalmente canalizadas, y así las impregnan mejor los ácidos; mientras que en el algodón viejo, que ya ha pasado por lejías y lavados, los canalitos interiores de las hebras están rotos, reducidos á migajas, de donde resulta mala impregnación y un defecto de homogeneidad.

2º *Grado de nitración*. — Siendo triple la función alcohólica de la celulosa, como de la glicerina, éstas pueden recibir tres grados diferentes de nitración. El algodón que contenga más nitro es insoluble, los otros dos son solubles en una mezcla de alcohol y de éter, que constituye el disolvente. Antes se empleaba una mezcla de dos algodones-pólvora, mezclando el que era insoluble al que estaba disuelto en el alcohol y el éter en forma coloidal. De aquí resultaba una pasta de grumos duros. El defecto de homogeneidad de las diversas partes componentes provocaba la ruptura del equilibrio químico y la descomposición lenta de los productos más nitrados. De aquí resultaba un peligro permanente de inflamación espontánea por el gran desprendimiento de calor debido á esta descomposición. Por eso la regla actual es no servirse más que de algodón-pólvora coloidal homogéneo.

3º *Precisión de la mezcla de ácido sulfúrico y de ácido nítrico*. — La proporción de ácido sulfúrico debe ser de 66 por 100. El exceso de ácido sulfúrico produciría una elevación de temperatura muy fuerte y la desagregación de los tubitos de las hebras de algodón.

4º *Remojos*. — Para quitar al algodón-pólvora el exceso de su disolvente — mezcla de alcohol y de éter — era costumbre remojarlo en caliente durante varias horas en baños á 90°.

Habiendo reconocido el mal efecto de esta temperatura elevada en las hebras de algodón, se usa hoy el *remojo en frío*, á una temperatura máxima de 40°, secándolo en seguida en el vacío. En Alemania y en Rusia, se le evapora directamente en el vacío sin remojo.

5º *Estabilizador*. — Es una base ligera destinada a absorber los productos nitrosos que resultan de la descomposición lenta y espontánea del algodón-pólvora con el tiempo — ocho á diez años por término medio. — Hoy se emplea la *difenilamina* en vez del alcohol amílico. Esta base, por las reacciones colorantes azules que produce en contacto con el ácido nítrico, permite también apreciar el estado de conservación de la pólvora.

6º *Espesor de las hebras de pólvora*. — El espesor de las hebras de pólvora que constituyen las laminillas debe ser uniforme. Si no fuera así, resulta una combustión incompleta de las hebras gruesas, algunas de las cuales pueden quedar incandescentes en el cañón algunos segundos después del tiro. Entonces pueden ocurrir dos cosas: si después del tiro quedan gases combustibles — especialmente óxido de carbono — estos gases rechazados hacia atrás se inflaman al contacto de las hebras incandescentes y ocurre un *fogonazo*; ó si se introduce otro cartucho después del disparo y que algunas hebras de pólvora hayan perforado su envoltura de lana ó de jerga, éstas pueden inflamarse dando lugar á una explosión prematura del tiro antes de cerrar la culata.

Tal es, en resumen, el estado actual de fabricación de la pólvora sin humo y, estando prohibido macerar las pólvoras viejas, es seguro que, con los procedimientos de investigación que se poseen ahora y gracias á las reacciones colorantes de la difenilamina, las pólvoras francesas sin humo ofrecerán tanta seguridad como cualquiera otra pólvora sin humo de procedencia extranjera.

Explosivos modernos : cómo accionan. — La explosión se verifica por medio del cambio de estado de un cuerpo que pasa bruscamente al estado de gas o de vapor, ocupando un volumen mucho más grande.

Un explosivo se compone esencialmente de dos sustancias mezcladas o combinadas, una combustible, la otra comburente. La *combustible* proviene de una materia orgá-

nica de la serie grasa (celulosa, glicerina, azúcar, materias grasas), o de la serie aromática (fenol, toluol, naftol, etc.). El *comburente* es un cuerpo naturalmente rico en oxígeno, tal como el ácido nítrico AzO^3H y el peróxido de ázoe o nitrógeno AzO^2 .

Como el ácido nítrico es poco estable y tiene tendencia, bajo la influencia de un choque o de una elevación de temperatura, a descomponerse en peróxido de ázoe o nitrógeno y en oxígeno, de aquí resulta que sus compuestos son por esa razón bastante inestables y pueden al cabo de cierto tiempo descomponerse. Tal es la causa de las explosiones espontáneas de la nitroglicerina y del algodón pólvora ya viejos. Remédíase esta inestabilidad agregando al algodón pólvora una base, la difenilamina, que absorbe los vapores nitrosos desprendidos.

Siendo el peróxido de nitrógeno AzO^2 mucho más fijo que el ácido nítrico, los explosivos derivados de la serie aromática (trinitrofenol o ácido pítrico, trinitrotoluol, trinitronaftol), en que el radical azotilo AzO^2 se substituye a tres átomos de hidrógeno del núcleo benzoico, son mucho más estables, y, por consiguiente, mucho menos peligrosos en la manipulación. De aquí la gran ventaja de la *melinita*.

El efecto dinámico de un explosivo depende, entre otras causas, de la rapidez de combustión de sus elementos. Admitense tres grados en la rapidez de la combustión : 1º combustión relativamente lenta con presión moderada, ejemplo el *polvorín* para cohetes y cuerdas fulminantes; 2º combustión acelerada con explosión y una presión de 2 500 kg. a 3 000 kg. por centímetro cuadrado, ejemplo la *pólvora Vieille* sin humo o algodón pólvora coloidal seco; 3º combustión instantánea con detonación en menos de un milésimo de segundo, con presión de 15 000 kg. por centímetro cuadrado, ejemplo la *melinita*, la *dinamita*, el algodón pólvora, etc.

Los grandes explosivos detonan por la acción de un detonador o cápsula de fulminato de mercurio.

NITRÓGENO

Nitrógeno. — Procedimientos de fijación del nitrógeno. — Cianamida cálcica. — Fabricación industrial del ácido nítrico : por oxidación directa del nitrógeno del aire; por oxidación del amoníaco. — Principales sales amoniacaes y abonos químicos.

Nitrógeno. — El nitrógeno es el cuerpo más esparcido de la naturaleza, porque no sólo constituye las cuatro quintas partes del aire atmosférico (79 %) sino porque entra en gran parte en la formación de los tejidos animales y vegetales. Así es que puede decirse que Guyton de Morvau estuvo poco feliz al darle el nombre de ázoe (*nitrógeno*) (de dos palabras griegas α privativa y $\zeta\omega\acute{\eta}$, vida) puesto que este gas forma la mayor parte del aire y la parte integral de los nitratos, del amoníaco y de los tejidos animales y vegetales.

El cultivo de los cereales empobrece pronto la tierra al quitarle, para el desarrollo de los tejidos de las plantas, la mayor parte de su nitrógeno, procedente del humus.

Por el contrario, las leguminosas, como la alfalfa, mediante las bacterias nitrificantes que pululan en sus raíces, oxidan el amoníaco que se desprende del humus y lo transforman en ácido nítrico y después en nitratos. Cuando estas plantas están maduras y fijas aún en la tierra devuelven a ésta su fertilidad. Pero éste sería un procedimiento de cultivo muy costoso, y haría inutilizable un campo un año. Así es que es más preferible restituir a la tierra, por medio de los abonos químicos, los productos nitrosos que los cereales le han quitado y permitir de ese modo un cultivo intenso anual. Ahora se comprende el gran interés que hay en fijar el nitrógeno atmosférico, incorporándolo para formar diversas sales amoniacaes, tales como el sulfato, el nitrato y el clorhidrato de amoníaco. También se le combina directamente con el oxígeno del aire, por el arco voltaico, para constituir el ácido nítrico y nitratos. En fin, mediante el arco voltaico, se le fija sobre el carburo de calcio para producir la *cianamida*. Con estas diversas sales

amoniacales se abona la tierra para fertilizarla, sea en otoño, sea a principios de la primavera, antes de sembrar los granos.

Procedimientos de fijación del nitrógeno.

Como son muchos estos procedimientos, nos contentaremos con indicar someramente los dos principales : 1º Formación de la *cianamida* por la fijación del nitrógeno sobre el carburo de calcio; 2º oxidación directa del nitrógeno por el arco voltaico que da productos nitrosos : el bióxido y el peróxido de nitrógeno, y, finalmente, ácido nítrico en contacto del aire.

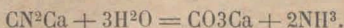
Cianamida cálcica. — La cianamida cálcica, al salir del horno eléctrico se presenta en forma de una masa compacta de color más o menos obscuro. En seguida, conviene pulverizarla, después tratarla por el vapor de agua para despojarla del carburo de calcio que queda intacto. Finalmente se obtiene, amasándola en aceite de petróleo, polvo granujiento, de color negruzco, que da excelente abono, que se puede esparcir, aunque haga mucho viento, sin temor de que el sembrador aspire polvo nauseabundo y aun tóxico para los pulmones.

Cuando no se lava bien el carburo de calcio que queda intacto y aun mezclado con la cianamida, puede determinar terribles explosiones por la exhalación de acetileno y la inflamación espontánea de este gas por el calor que produce la reacción.

Para facilitar la reacción de fijación del nitrógeno sobre el carburo de calcio en el horno eléctrico, se añade a la masa un *catalisor*, cloruro o mejor fluoruro de calcio que no es delicuescente, y que obra solamente por su presencia sin tomar la menor parte en la reacción.

El nitrógeno necesario se obtiene, generalmente, por destilación fraccionada del aire líquido (véase p. 98). El nitrógeno líquido hierve a -195° y el oxígeno a -181° , de modo que hay suficiente diferencia de temperatura para que todo el nitrógeno destile dejando el oxígeno en residuo, el cual puede ser utilizado para otras reacciones importantes.

Por último, bajo la influencia del calor y de la humedad, la cianamida exhala amoníaco que se combina bajo forma de carbonato de amoníaco



Cianamida cálcica. Carbonato de calcio. Amoníaco, que es su principal empleo como abono.

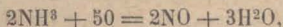
Fabricación industrial del ácido nítrico por oxidación directa del nitrógeno del aire. — Haciendo pasar una corriente de aire por el fogón de un horno eléctrico cuyo arco voltaico ha sido deformado y ensanchado por el campo magnético creado en el espacio interpolar de un potente electroimán, se obtiene la combinación directa del nitrógeno y del oxígeno del aire en forma de vapores nitrosos (bióxido y peróxido de nitrógeno) que por la influencia de la humedad darán finalmente ácido nítrico (véase p. 118). Tal es el principio en que se funda la fabricación del ácido nítrico en las fábricas noruegas, hoy en plena prosperidad.

Fabricación del ácido nítrico por la oxidación del amoníaco en presencia de un catalisor. — El gas amoníaco no arde al aire libre, pero sí arde en el oxígeno (véase p. 129) y entonces se tiene la reacción :



siendo el producto de su combustión nitrógeno y vapor de agua.

Sin embargo, a la temperatura de unos 800° y en presencia de un catalisor, con preferencia de platino en plancha muy delgada, entonces en forma de tamiz, la combustión del gas amoníaco en el aire da la reacción



con formación de bióxido; después de peróxido de nitrógeno.

En esta formación de óxidos de nitrógeno transformada en ácidos nitrosos después nítrico (véase p. 118) se funda el procedimiento de fabricación del ácido nítrico por oxidación del amoníaco, donde el catalisor desempeña una función esencial.

Esta fabricación del ácido nítrico comprende tres operaciones distintas :

1º Preparación del gas amoníaco que se mezcla en seguida con el aire en proporción conveniente;

2º Oxidación del gas amoníaco sobre un catalisor de platino a una temperatura de 800°;

3º Hidratación y transformación en ácido nítrico.

La complicación de los aparatos industriales nos obliga a limitarnos a esta enunciación de los principios en que se funda esta importante industria.

Abonos químicos nitrogenados.

Generalidades. — El objeto de un abono es incorporar a la tierra un producto útil para la germinación y el crecimiento de las plantas, que esa tierra no contiene, o es en poca cantidad. Esas sustancias fertilizantes son principalmente el nitrógeno en forma de amoníaco, de nitratos de cal o de sosa, el fósforo en fosfatos y la cal.

Los abonos deben penetrar en la tierra a una profundidad de unos diez centímetros por medio del rastrillo o ser esparcidos sobre el suelo para que las lluvias y las nieves los hagan penetrar.

Los abonos se deben extender y esparcir, sea en otoño para impregnar poco a poco la tierra durante el invierno, sea al principio de la primavera antes de sembrar.

Los principales abonos químicos son :

El sulfato de amoníaco. — Es el más extendido y, bien puede decirse, el abono más preferido de los agricultores. La dosis es de 250 a 300 kilos por hectárea. Conviene no pasar de esa cantidad, porque si no podría ocasionar la caída de los cereales. Se le emplea, generalmente, esparcido por el suelo.

Los nitratos de sosa y de cal son de producción natural formando yacimientos abundantes en las costas de Chile y, en general, de la América del Sur. Citemos también el *guano*, mezcla pastosa de nitratos y de fosfatos, acumulado en grandes masas principalmente en las costas del Perú, que proviene de las deyecciones y de la putrefacción de los cadáveres de aves marinas.

Si estas sales, sulfato y nítrato de amoníaco, provienen como subproductos, de la destilación de la hulla, pueden contener *sulfocianuro*, veneno violento para las plantas. Se

le descubre fácilmente, pues las sales férricas dan un vivo color rojo, aunque estos abonos contengan muy poco.

El clorhidrato de amoníaco tiene los mismos efectos fertilizantes que las sales precedentes; pero se le emplea mucho menos, porque es delicuescente.

El nitrato de amoníaco conteniendo mucho nitrógeno sería un abono excelente. Pero se le emplea más en la fabricación de los explosivos.

El sulfonitrato es una sal doble que tiene la ventaja de no ser delicuescente; así es que se le puede conservar fácilmente.

La cianamida cálcica de que hemos hablado anteriormente, y cuyo uso, a pesar de algunos inconvenientes para el que la manipula, tiende a extenderse cada vez más, sobre todo en Alemania.

Señalaremos, finalmente, la *urea*, cuya proporción considerable de nitrógeno, 40 %, sería excelente abono si no fuera tan caro.

Conclusión. — El abono de cuadras o establos es un abono completo que contiene nitrógeno, amoníaco y fosfatos que necesitan las plantas de grande cultivo. Pero no siendo suficiente su producción para abonar los campos, es necesario aumentarlo por medio de abonos químicos, bien escogidos, para dar al abono de cuadras los elementos nitrogenados, fosfatados y calcáreos que le faltan, o más bien que tienen en pequeña cantidad.

Terminaremos diciendo que para escoger bien los abonos químicos que convienen mejor a los grandes cultivos, se debe analizar la tierra para suministrarle los elementos nutritivos que le falten o cuya proporción es insuficiente.

INDICE DE LOS CAPÍTULOS

(Los números indican las páginas)

QUÍMICA MINERAL Ó INORGÁNICA

CAP. I. — Preliminares. — Cuerpos simples y cuerpos compuestos. — Átomos y moléculas; constitución de la materia. — Cohesión y sus efectos. — Cristalización. — Isomorfismo, dimorfismo. — Alotropía, isomería. — Afinidad y sus modificaciones. — Análisis y síntesis.....	1
CAP. II. — Cuerpos simples : metaloides y metales. — Cuerpos compuestos. — Nomenclatura química : óxidos, anhídridos, ácidos, bases, sales. — Proporciones múltiples	16
CAP. III. — Ley de los volúmenes ó de Gay-Lussac. — Equivalentes en volúmenes. — Teoría atómica. — Pesos atómicos; pesos moleculares. — Notación química según la teoría atómica. — Nociones generales sobre el desprendimiento ó absorción de calor en las combinaciones químicas; principios de termoquímica. — Descomposiciones, disociación.....	28
CAP. IV. — METALOIDES. — Hidrógeno. — Propiedades físicas. — Propiedades químicas. — Preparación.....	50
CAP. V. — Oxígeno y ozono. — Combustión. — Ejemplos de combustión viva y lenta. — Calor emitido por la combustión de los principales cuerpos combustibles.....	60
CAP. VI. — Agua. — Análisis y síntesis. — Aguas potables. — Agua oxigenada.....	75
CAP. VII. — Aire atmosférico; su licuación; análisis cualitativo y cuantitativo del aire.....	91
CAP. VIII. — Óxidos de nitrógeno. — Ácido nítrico. — Amoniaco.....	111
CAP. IX. — Fluor. — Cloro; ácido clorhídrico. — Bromo. — Yodo.....	136
CAP. X. — Azufre. — Anhídrido y ácido sulfuroso. — Anhídrido y ácido sulfúrico. — Ácido sulfhídrico. — Selenio. — Teluro	162

CAP. XI. — Fósforo. — Anhídrido y ácidos fosfóricos. — Hidrógeno fosforado. — Arsénico. — Antimonio.....	193
CAP. XII. — Carbono. — Óxido de carbono. — Anhídrido carbónico. — Sulfuro de carbono. — Cianógeno y ácido cianhídrico.....	218
CAP. XIII. — Gas de la hulla o gas del alumbrado. — Llama.....	250
CAP. XIV. — Silicio. — Boro.....	260
CAP. XV. — Clasificación de los metaloides en familias naturales. — Atomicidad. — Radicales. — Teoría de los tipos moleculares. — Mecanismo de la teoría atómica.....	267
CAP. XVI. — METALES. — Sus propiedades y su clasificación. — Aleaciones.....	275
CAP. XVII. — Acción del oxígeno, del aire seco y del aire húmedo sobre los metales. — Óxidos metálicos. — Acción del calor, del agua, del carbono, del hidrógeno, del azufre y del cloro sobre los óxidos. — Preparación general de los óxidos metálicos.....	288
CAP. XVIII. — Acción del azufre y del cloro sobre los metales. — Sulfuros y cloruros metálicos.....	297
CAP. XIX. — Sales. — Sus propiedades generales. — Leyes de su composición. — Leyes de Berthollet.....	306
CAP. XX. — Principales géneros de sales. — Carbonatos, sulfatos, nitratos.....	318
CAP. XXI. — Metales de la primera sección. — Potasio. — Óxidos de potasio, hidrato de potasio. — Sales de potasio. — Carbonatos de potasio. — Potasa del comercio. — Nitro ó nitrato de potasio, pólvora.....	325
CAP. XXII. — Continuación de los metales de la primera sección. — Sodio. — Óxidos de sodio, hidrato de sodio ó sosa cáustica. — Carbonatos de sodio. — sosa del comercio. — Cloruro de sodio ó sal marina. — Sales amoniacales.....	339
CAP. XXIII. — Continuación de los metales de la primera sección. — Calcio. — Cal y morteros. — Carbonato de calcio; calcáreos. — Sulfato de calcio; yeso. — Cloruro de cal. — Bario. — Óxidos y sales de bario. — Estroncio. — Metales de la segunda sección: magnesio y manganeso.....	353
CAP. XXIV. — Metalurgia. — Metales de la tercera y de la cuarta sección. — Hierro; fundiciones y aceros. — Niquel. — Cobalto. — Cromo. — Cinc. — Estaño. — Sus óxidos y sus sales más importantes. — Sulfato de hierro. — Sulfato de cinc. — Cloruro de cinc. — Cloruros de estaño.....	370

CAP. XXV. — Metales de la quinta sección. — Cobre. — Plomo. — Bismuto. — Sus óxidos y los caracteres de sus sales. — Carbonato de cobre. — Sulfato de cobre ó vitriolo azul. — Carbonato de plomo; albayalde.....	397
CAP. XXVI. — Metales de la sexta sección — Aluminio. — Alúmina. — Alumbres. — Silice y silicatos. — Feldspatos, arcillas, lozas, vidrios.....	410
CAP. XXVII. — Metales de la séptima y octava secciones (metales preciosos). — Mercurio. — Plata. — Oro. — Platino. — Sus óxidos. — Caracteres de sus sales. — Protocloruro y bicloruro de mercurio. — Nitrato de plata. — Cloruros de oro y de platino. — Ensayos de plata y de oro.	426

QUÍMICA ORGÁNICA

CAP. I. — <i>Análisis orgánicos.</i> — Objeto de la Química orgánica. — Principios inmediatos de las materias orgánicas. — Análisis orgánicos : análisis inmediato; análisis elemental.....	451
CAP. II. — <i>Carburos de hidrógeno de la serie grasa.</i> — Carburos forménicos : formeno, cloroformo, yodoformo, etano, petróleos. — Carburos etilénicos : etileno. — Carburos acetilénicos : acetileno. — Isomería.....	463
CAP. III. — <i>Alcoholes monoatómicos.</i> — Alcoholes, éteres y óxidos alcohólicos. — Alcoholes monoatómicos : Alcohol metílico; alcohol de vino ó etílico y sus principales éteres.	481
CAP. IV. — <i>Alcoholes poliatómicos.</i> — Alcohol diatómico : glicol ordinario. — Alcohol triatómico : glicerina. — Cuerpos grasos neutros. — Bujías esteáricas.....	511
CAP. V. — <i>Aldehidos.</i> — <i>Acetonas.</i> — <i>Hidratos de carbono.</i> — Aldehido ordinario. — Cloral. — Aldehído fórmico (formol). — Acetona ordinaria. — Hidratos de carbono. — Glucosa y glucósidos. — Sacarosa. — Lactosa. — Dextrina. — Gomas. — Materia amilácea (almidón y fécula). — Gluten. — Celulosa; fabricación del papel.....	521
CAP. VI. — <i>Ácidos orgánicos.</i> — Ácidos de función simple : ácidos fórmico, acético, oxálico y succínico. — Ácidos de función mixta : ácidos glicólico, láctico, málico, tártrico y cítrico.....	551
CAP. VII. — <i>Aminas y amidos.</i> — Aminas ó álcalis orgánicos artificiales. — Alcalis naturales vegetales ó alcaloides. — Amidos. — Materias albuminoideas. — Fermentaciones. — Conservación de las materias animales y vegetales.....	566

CAP. VIII. — <i>Carburos de hidrógeno de la serie aromática.</i> — Carburos aromáticos. benceno, tolueno, naftaleno, antraceno, tripenilmetano. — Carburos trementénicos : trementina, esencias vegetales, resinas, bálsamos, gomas resinas, barnices, caucho y gutapercha.....	586
CAP. IX. — <i>Fenoles, aldehidos y ácidos aromáticos.</i> — Fenoles. — Quimonas. — Alcoholes. — Aldehidos. — Ácidos aromáticos de función simple y de función mixta.....	605
CAP. X. — <i>Aminas aromáticas.</i> — <i>Materias colorantes.</i> — Anilina. — Toluidinas. — Rosanilinas. — Materias colorantes : 1º orgánicas naturales; 2º de origen mineral; 3º orgánicas artificiales. — Tintura.....	622

COMPLEMENTOS DE QUÍMICA

FÓRMULAS DESARROLLADAS

Caracteres de las fórmulas desarrolladas. — 1º grupo : Compuestos que encierran 1 átomo de carbono. — 2º grupo : Compuestos que encierran 2 átomos de carbono. — 3º grupo : Compuestos de 3, 4 y n átomos de carbono...	635
Cuerpos acíclicos ó de cadena abierta que forman la serie grasa. — Cuerpos cíclicos ó de cadena cerrada que forman la serie aromática.....	638
Disposición hipotética del esqueleto carbónico : estereoquímica.....	640

ANÁLISIS DE LAS AGUAS POTABLES

Productos nitrosos. — Microorganismos.....	644
Gases asfixiantes.....	642

ANÁLISIS QUÍMICO

CAP. I. — <i>Análisis cualitativo.</i> — Investigación del ácido de una sal (1º método). — Investigación del ácido de una sal en el estado de gas ó de vapor (2º método). — Investigación del metal de una sal.....	643
CAP. II. — <i>Análisis cuantitativo ó ponderal.</i> — Análisis ponderal y determinación de la fórmula de los cuerpos compuestos. — Análisis electrolítico. — Determinación de la dosis de hierro por el permanganato de potasio. — Ensayo de las aleaciones monetarias. — Hidrotimetría.....	648
CAP. III. — <i>Análisis volumétrico por los licores normales.</i> — Ensayos alcalimétricos, acidimétricos y clorométricos. — Sacarimetría química.....	650

APÉNDICE

ELECTROLISIS DEL CLORURO DE SODIO. SODIO Y SOSA CÁUSTICA.	
— Preparación del sodio por la electrolisis del cloruro de sodio (método de Grabau). — Preparación del sodio por la electrolisis de la sosa cáustica (método de Castner).	
— Preparación del sodio por la electrolisis de la sal marina fundida. — Preparación del sodio por la electrolisis de una disolución concentrada de sal marina.....	659
EL RADIO. — Preliminares. — Propiedades del radio	661
PÓLVORAS SIN HUMO.....	662
Explosivos modernos.....	664
Nitrógeno.....	666

ÍNDICE ALFABÉTICO

(Los números indican la páginas)

A

- Aceros, 379.
Acetamido, 573.
Acetileno, 475.
Acetonas, 523.
Acido acético, 553.
— arsénico, 214.
— benzoico, 615.
— bórico, 264.
— bromhídrico, 155.
— brómico, 155.
— cianhídrico, 241.
— cítrico, 523.
— clorhídrico, 149.
— clórico, 149.
— cloroso, 148.
— disulfúrico, 180.
— esteárico, 557.
— fénico, 606.
— fluorhídrico, 138.
— fórmico, 553.
— fosfórico, 204.
— fosforoso, 202.
— ftálico, 616.
— gálico, 617.
— glicólico, 560.
— hipobromoso, 155.
— hipocloroso, 147.
— hipofosfórico, 202.
— hipofosforoso, 202.
— hiponítrico, 118.
— hiposulfuroso, 169.
— láctico, 560.
— málico, 561.
— margárico, 557.
— metafosfórico, 206.
— nítrico, 122.
— nítrico, 118.
— oleico, 557.
— ortofosfórico, 204.
— oxálico, 558.
— perclórico, 148.
— pernitrico, 128.
— peryódico, 157.
— picrico, 607.
Acido pirofosfórico, 205.
— pirogálico, 610.
— piroleñoso, 554.
— racémico, 562.
— salicílico, 616.
— selenhídrico, 191.
— selénico, 191.
— succínico, 560.
— sulfhídrico, 186.
— sulfúrico, 177.
— sulfúrico fumante, 185.
— sulfuroso, 171.
— tánico, 618.
— tártrico, 561.
— telurhídrico, 191.
— úrico, 575.
— yodhídrico, 157.
— yódico, 157.
Acíclicos (cuerpos), 638.
Acidimetría, 655.
Ácidos alcoholes, 560.
— minerales, 17, 19.
— orgánicos, 462, 551.
Afinidad, 11.
Agua, 75.
Agua oxigenada, 89.
Agua regia, 154.
Aguas potables, 86, 641.
Aire atmosférico, 96.
— líquido, 98.
Albayalde, 406.
Albúmina, 577.
Albuminoides (Materias), 576.
Alcalimétricos (Ensayos), 652.
Alcalis, 569.
Alcaloides, 569.
Alcanfor, 614.
Alcoholes, 461, 481, 612.
Alcohol etílico, 487.
— metílico, 484.
— (industria del), 495.
Alcoholes monoatómicos, 481.
— poliatómicos, 511.
Alcoholimetría, 503.
Aldehidos, 462, 521.
Aleaciones, 22, 282, 652.

Alfarería, 417.
 Algodón pólvora, 543.
 Alizarina, 611.
 Almidón, 538.
 Alotropía, 10.
 Alquitrán, 470, 588.
 Alumbres, 413.
 Alúmina, 413.
 Aluminio, 410.
 Amalgamas, 285.
 Amidos, 462, 571.
 Amigdalina, 528.
 Aminas, 462, 566, 622.
 Amoniaco, 128.
 Amoniacos compuestos, 566.
 Amonio, 131.
 Análisis, 13, 451.
 — químico (Nociones de), 643.
 — de las aguas potables, 6.
 — de las sales, 643.
 — cualitativo, 643.
 — cuantitativo, 648.
 — volumétrico, 652.
 — electrolítico, 650.
 — elemental, 455.
 — inmediato, 452.
 — orgánico, 452.
 Anhídrido acético, 556.
 — arsénico, 214.
 — arsenioso, 211.
 — bórico, 264.
 — carbónico, 229.
 — cloroso, 147.
 — estánico, 394.
 — fosfórico, 202.
 — fosforoso, 202.
 — hipocloroso, 147.
 — nítrico, 120.
 — nítrico, 118.
 — pernítrico, 128.
 — selenioso, 191.
 — silícico, 261.
 — sulfúrico, 175.
 — sulfuroso, 169.
 — telúrico, 191.
 — teluroso, 191.
 Anhídridos (Definición de los), 20.
 Anilina, 622.
 Antimonio, 215.
 Antraceno, 597.
 Antracita, 222.
 Antraquinona, 610.
 Arcillas, 417.
 Argamasas, 357.
 Argón, 94.
 Arsénico, 210.
 Atomicidad, 35, 267.
 Átomos, 2.
 Azúcar, 525.
 Azufre, 162.

B

Bálsamos, 601.
 Bario, 363.
 Barita, 363.
 Barnices, 601.
 Bases (definición de las), 18, 21.
 Bebidas destiladas y fermentadas, 501.
 Bencina, 587.
 Benjui, 464, 523.
 Benzol, 588.
 Betunes, 471.
 Bióxido de nitrógeno, 115.
 Bismuto, 408.
 Bisulfuro de hidrógeno, 190.
 Bórax, 345.
 Boro, 263.
 Borneol, 612.
 Bromo, 155.
 Bujías esteáricas, 518.

C

Cal, 354.
 Calcáreos, 359.
 Calcio, 354.
 Calomelano, 430.
 Calor de combustión, 73.
 Carbón animal, 224.
 — de leña, 222.
 Carbonatos, 318.
 Carbónico (gas), 229.
 Carbono, 218.
 Carburos acetilénicos, 475.
 — antracénicos, 597.
 — aromáticos, 587.
 — bencénicos, 587.
 — de hidrógeno, 246, 461, 463.
 — etilénicos, 472.
 — forménicos, 464.
 — naftálicos, 595.
 — terebénicos, 597.
 Caseína, 577.
 Caucho, 601.
 Celuloide, 544.
 Celulosa, 542.
 Cementos, 356.
 Cerveza, 505.
 Cetonas, 523.
 Cianógeno, 239.
 Cíclicos (cuerpos), 638.
 Cloral, 522.
 Clorato de potasio, 336.
 Cloro, 140.
 Cloroformo, 468.
 Clorometría, 656.
 Cloruro de cal, 362.
 — de metilo, 467.
 — de sodio, 345, 659.
 Cloruros metálicos, 302.
 Cromo, 389.
 Cobalto, 388.
 Cobre, 397.
 Cohesión, 3, 11.

Coke, 224.
 Colodión, 544.
 Combinaciones químicas, 38.
 Combustibles (ensayos de los), 593.
 Combustión, 70.
 Conductibilidad de los metales, 277.
 Conservación de las materias animales, 581.
 Copelación, 446, 448.
 Creosota, 608.
 Cresiloles, 608.
 Criptón, 94.
 Cristal, 423.
 Cristalización, 4, 277.
 — fraccionada, 454.
 Crown-glass, 423.
 Cuadro de los pesos atómicos, 36.
 Cuerpos grasos neutros, 514.
 Cuerpos neutros (definición de los), 17,
 — simples y compuestos, 2, 17,
 su nomenclatura, 16, 17, 36.
 Curtido, 619.

D

Densidad de los metales, 275.
 Descomposición, 43.
 Destilación del alcohol, 498.
 Destilación fraccionada, 452.
 Dextrina, 536.
 Dialisis, 454.
 Diamante, 219.
 Diamidos, 573.
 Diaminos, 566.
 Diástasis, 505.
 Diazotación, 630.
 Digitalina, 528.
 Dimetilcetona, 524.
 Dimetilo, 469.
 Dimorfismo, 10.
 Dinamita, 514.
 Dioxiantraquinona, 611.
 Disociación, 44.
 Dorado, 440.

E

Electrolisis, 79, 411, 659.
 Electrotermia, 412.
 Emético, 215, 562.
 Emplastos, 516.
 Esencias minerales, vegetales, 470,
 597, 599.
 Esmalte, 424.
 Espiritu de palo, 484.
 Estaño, 392.
 Estearina, 514.
 Estricnina, 571.
 Estroncio, estronciana, 364.
 Etano, 469.
 Eteres, 462, 483, 490, 492.
 Etilamina, 567.

Etilo, 490, 493, 494.
 Etileno, 472.
 Etilglicol, 511.

F

Féculas, 538.
 Feldespato, 417.
 Fenilamina, 622.
 Fenoles, 461, 605.
 Fermentaciones, 579.
 Fermentación acética, 554.
 — alcohólica, 495.
 — amoniaca, 580.
 — butirica, 580.
 — láctica, 580.
 — pútrida, 581.
 Fibrina, 578.
 Flint-glass, 424.
 Fluor, 136.
 Formeno, 465.
 — clorado, 467.
 Formol, 486, 523.
 Fórmulas desarrolladas, 460, 635.
 Fósforo, 193.
 — rojo, 197.
 Fosforescencia, 197.
 Fucsina, 628.
 Fundiciones, 377.
 Fusibilidad de los metales, 276.

G

Gas de los pantanos, 465.
 — olefiante, 472.
 — de la hulla, 253.
 Gelatina, 578.
 Glicerina, 512.
 Glicol, 511, 558.
 Glucosa, 525.
 Glucósidos, 527.
 Gluten, 541.
 Gomas, 537.
 Gomas resinas, 601.
 Grabado en vidrio, 138.
 Grafito, 221.
 Gutapercha, 602.

H

Harinas, 541.
 Helio, 94.
 Hidratos de carbono, 525.
 Hidrógeno, 50, 268.
 — fosforado, 206.
 — sulfurado, 186.
 Hidroquinona, 609.
 Hidrotimetría, 88.
 Hierro, 370.
 Hipocloritos, 148, 362.
 Hulla, 221.

I

Indigo, 627.
Iridio, 444.
Isomeria, 10, 479, 482.
Isomorfismo, 10.

J

Jabones, 516.

L

Lactosa, 535.
Lámpara de los mineros, 258.
Leche, 577.
Levadura de cerveza, 496.
Levulosa, 527.
Leyes de los pesos, 23; — de las proporciones definidas, 23; — de las proporciones múltiples, 23; — de los números proporcionales, 27; — de los volúmenes, 29; — de los calores específicos, 35; — de Berthollet, 313.
Lignito, 222.
Loza, 420.
Lucilina, 471.
Llama, 255.

M

Madera, 54a, 582.
Magnesia, 366.
Magnesio, 364.
Manganeso, 367.
Manita, 525.
Margarina, 514.
Materias colorantes, 626.
Mecánica química, 38.
Melazas, 534.
Mercurio, 426.
Metales, 16, 275. — Cuadro de los metales, 16, 36. — Propiedades generales, 275.
Metaloides, 16. — Cuadro de los metaloides, 16, 36. — Clasificación, 267.
Metano, 465.
Metilaminos, 567.
Metilbenceno, 594.
Metilo, 487.
Monamidos, 572.
Monaminas, 566.
Moléculas, 3.
Morfina, 570.

N

Naftalina, 595.
Naftoles, 608.
Negro de humo, 224.
Neón, 94.
Nickel, 386.

Nicotina, 571.
Nitratos, 323.
Nitrilo, 118.
Nitrilos, 572.
Nitro, 331.
Nitrobencina, 592.
Nitrógeno, 91.
Nitroglicerina, 513.
Nitrosilo, 115.
Nomenclatura química, 18.
Notación atómica, 36.
Números proporcionales, 27.

O

Oleina, 514.
Orcina, 609.
Oriflama, 471.
Orgánicas (Materias), 451. — Ácidos orgánicos, 551.
Oro, 437.
Oseina, 578.
Oxamido, 573.
Oxidación de los metales, 288.
Óxido de carbono, 225.
Óxidos metálicos, 290.
Oxígeno, 60.
Ozono, 67.

P

Paladio, 444.
Panificación, 541.
Papel, 544.
Parafina, 471.
Peptona, 577.
Perada, 507.
Peróxido de nitrógeno, 118
— de cloro, 147.
Pesos atómicos, 36.
Petróleo, 470.
Piedra yesera, 360.
Pirocatequina, 608.
Pirogallo, 610.
Plata, 433.
Platino, 440.
Plomo, 403.
Pólvora, 335.
Porcelana, 417.
Potasa, 329.
Potasio, 325.
Principios inmediatos, 451.
Protóxido de nitrógeno, 112.

Q

Química general, 1.
— orgánica, 451.
Quinina, 570.
Quinonas, 610.

R

Radicales, 271.
Radio, 661.
Rayos N, 663.
Resinas, 600.
Resorcina, 609.
Rodio, 444.
Rosanilina, 625.
Rutenio, 445.

Sacarimetria química, 658.

Sacarosa, 528.

Saligenina, 613.

Sal marina, 345, 659.

Sales, 306. — Definición de las sales, 17, 27, 306. — Sus propiedades generales, 306. — Leyes de Berthollet, 313. — Análisis de las sales, 643. — Cuadros analíticos de las principales sales minerales, *al fin del volumen*.

Salitre, 331.

Saponificación, 515.

Selenio, 190.

Serie aromática, 586.

— grasa, 463.

Sidra, 507.

Silicatos, 416.

Silice, 261, 416.

Silicio, 260.

Síntesis, 13, 459.

Sosa, 341, 659.

Sodio, 339, 659.

Soplete, 54, 255.

— (Ensayos con el), 574.

Strass, 423.

Sublimación, 607.

Sublimado corrosivo, 453.

Sulfatos, 321.

Sulfuro de carbono, 236.
Sulfuros, metálicos, 298.

Tanino, 618.

Tartratos, 562.

Teluro, 191.

Teoría atómica, 31. — Teoría de los tipos moleculares, 272.

Termoquímica, 38.

Tinta negra, 619.

Tintura, 631.

Tolueno, 594.

Toluidinas, 624.

Trementina, 597.

Trifenilmetano, 597.

Trimetilamina, 568.

Trinitrina, 513.

Turba, 222.

U

Urea, 574.

V

Vainillina, 615.

Valencias, 267.

Vaselina, 471.

Vidrio, 420.

Vinagre, 554.

Vino, 501.

Y

Yeso, 360.

Yodo, 156.

Yodoformo, 469.

Yoduro de nitrógeno, 159.

Z

Zinc, 389.

Suplemento.

Pólvoras sin humo, 662.

Explosivos modernos, cómo accio-
nan, 664.

Nitrógeno, 666.

FIN DEL ÍNDICE ALFABÉTICO.

BIBLIOTECA NACIONAL
DE MAESTROS

MÉTODO DIRECTO INTUITIVO PARA ENSEÑAR EL INGLÉS

(HARLEY'S VISIT TO ENGLAND

por

J-FERNANDO
ALCAIDE



MÉTODO
para enseñar á los niños y jóvenes el inglés

EN 40 LECCIONES

por J. F. ALCAIDE (profesor de español) y Nelli LANGRIDGE (profesora de inglés)
1 t. 8, con 260 lám. *Holandesa cubierta ilustrada.*

El método que hoy ofrecemos al público y, especialmente, á la juventud, es lo más sencillo y práctico para aprender con prontitud y corrección la importante lengua inglesa.

La experiencia que han adquirido en la enseñanza de esa lengua los autores, es una garantía para esperar que alcanzará el éxito que se han propuesto al escribirle para provecho de alumnos y maestros.

Tal es también nuestra persuasión, y desde luego damos gracias al público por la buena acogida que no puede menos de hacerle.

