

BIBLIOTECA FARMACAL
CR. DA

Sala:

B

Estante:

2

Numero:

141

54

ciencias

B. CIENCIAS	
E.	2
N.	160

NOCIONES
DE
QUÍMICA MINERAL Y ORGÁNICA.

PRECIOS DE ESTA OBRA EN RÚSTICA.

En la Península, Baleares y Canarias: 8 pesetas.

En las Antillas y Filipinas..... 2 \$ (moneda efectiva).

Los pedidos de ejemplares, acompañados de su importe, se dirigirán á su autor, el que hará las rebajas acostumbradas, siendo el pago al contado.

El autor y propietario de esta obra se reserva todos los derechos que le conceden las leyes de propiedad intelectual.



NOCIONES

DE

QUÍMICA MINERAL Y ORGÁNICA,

POR

D. VICENTE RUBIO Y PIAZ,

LICENCIADO EN CIENCIAS EXACTAS,
 DIRECTOR Y CATEDRÁTICO POR OPOSICION DEL INSTITUTO DE CÁDIZ,
 CATEDRÁTICO DE AMPLIACION DE FÍSICA EN LA FACULTAD DE CIENCIAS AGREGADA Á LA DE MEDICINA,
 PRESIDENTE DE LA ACADEMIA PROVINCIAL DE BELLAS ARTES,
 EX-PRESIDENTE Y FUNDADOR DE LA REAL ACADEMIA GADITANA DE CIENCIAS Y LETRAS,
 CORRESPONSAL DE LA DE BUENAS LETRAS DE SEVILLA,
 CORRESPONDIENTE
 DE LAS REALES ACADEMIAS DE LA HISTORIA Y DE SAN FERNANDO,
 Y DE OTRAS NACIONALES Y EXTRANJERAS.



Obra ilustrada con numerosos grabados intercalados en el texto,
 y 16 páginas en cromo con 118 bandas coloreadas.



CADIZ.

IMPRESA Y LITOGRAFÍA DE LA REVISTA MÉDICA
 DE D. FEDERICO JOLY Y VELASCO.

1888.

OBRAS DEL MISMO AUTOR.

Estudios sobre la evocacion de los espíritus: refutacion de las teorías espiritistas.—1860.

Creacion de un Instituto provincial en Cádiz.—Folleto, 1862.

Memoria de la Exposicion Universal de Londres.—1862.

Consideraciones acerca del escalafon de Catedráticos de Institutos.—Folleto, 1866.

Leyenda fantástica: Adelina.—Cuadro de costumbres: *Una comedia de aficionados.*—1866.

Memoria de la Exposicion Universal de París de 1867.—1868.

Las Memorias las publicó como delegado de la provincia de Cádiz en las Exposiciones Universales de Londres y de París en 1862 y 1867.

El socialismo, 1879.—*Mision de las Bellas Artes en la civilizacion de los pueblos*, 1880.—*La Moral en las Bellas Artes*, 1881.—*La religion en las Bellas Artes*, 1882.—*Las Ciencias y las Letras constituyen las bases fundamentales de toda sociedad culta*, 1880.

Los tres primeros discursos fueron leídos como Presidente de la Academia de Bellas Artes de Cádiz, y el último en contestacion al que se dignó S. M. el Rey pronunciar en el seno de la Real Academia Gaditana de Ciencias y Letras, en concepto de Presidente de la misma.

Mapa de la Ilustracion Popular en la provincia de Cádiz.—1881.

Este trabajo estadístico lo ejecutó en colaboracion con el Ilmo. Sr. D. Francisco Fernández Fontecha, y fué distribuida gratuitamente la edicion entre los Maestros y Juntas de Instruccion pública.

Elementos de Matemáticas: Tomo I.—*Aritmética y Algebra*: 4.^a edicion, 1883.—Tomo II: *Geometría y Trigonometría*, con más de 300 grabados intercalados en el texto, 4.^a edicion, 1883.

Esta obra ha sido dos veces declarada de texto y colocada en primer lugar para las provincias de Ultramar.—Precio de cada tomo, 7'50 pesetas.

Programa de Aritmética y Algebra, con todos los enunciados de los teoremas y problemas.—Precio, 1 peseta.

Nociones de Geografía, en colaboracion con D. Alfonso Moreno Espinosa.—Un volúmen en 4.^o y grabados en el texto, 5.^a edicion.—1887.—6 pesetas.

Aritmética para la primera enseñanza elemental y superior: 3.^a edicion.—1872.—1 peseta.

Esta obra ha sido declarada de texto y colocada en primer lugar para la Isla de Cuba y para la Península, de acuerdo con el informe del Real Consejo de Instruccion pública.

Elementos de Física Esperimental, 2.^a edicion, 1886.—12'50 pesetas.—Ilustrada con 557 hermosos grabados y dos láminas coloreadas.

Esta obra ha sido declarada de texto para las provincias de Ultramar y ha servido para la enseñanza en varias Universidades é Institutos.

Estas publicaciones obtuvieron medalla de oro en la Exposicion Marítima Nacional de Cádiz de 1887.

PRÓLOGO.

Cuando publiqué la primera edicion de mis *Elementos de Física Experimental*, ofrecí á mis compañeros en el profesorado redactar unas *nociones de química* que completasen esta asignatura (Física y Química), tal cual hoy se dá en los Institutos de provincia.

Enfermedades, múltiples ocupaciones, dificultades en la preparacion tipográfica y otras causas retardaron mi propósito, hasta hoy que publico este libro sin caracter propiamente científico; pues mi aspiracion se ha reducido á condensar en las menos páginas posible unas nociones completas de química, con lo más fundamental de tan vasta ciencia. Es, pues, mi trabajo, un epítome, un resúmen preparatorio para estudiar con fruto obras de más alcance.

Aun siendo así, me parece que este volumen excede algo á lo que se exige en los programas actuales de segunda enseñanza; pero no he querido truncar mi libro, porque es conveniente como ya se hizo en los Institutos de Madrid (con provecho para los alumnos de aquella afortunada villa, aunque con detrimento de la unidad en la enseñanza) dar un curso entero de química, si el alumno ha de tomar siquiera la nocion de este ramo del saber humano; por lo que dejo al buen juicio de los profesores

el que limiten el programa á las lecciones que les sea posible dar, en el corto tiempo que hoy conceden las disposiciones vigentes, y esperando la reforma, que creo vendrá, á la manera que se ha hecho en los Institutos de la capital.

Diversas teorías se disputan el derecho de regir los fenómenos de la química; por eso elegí la que creo más sencilla y elemental. El concepto de equivalencia y la teoría dualista, dejan en pié las otras hipótesis y hacen más fáciles las fórmulas; pues que estas en nada alteran los hechos, ni los símbolos pueden nunca desempeñar más que un papel muy secundario. Sigo así el ejemplo de eminentes químicos de todos los países, que en obras elementales se atienen á lo más sencillo pudiendo citar larga lista de notabilidades científicas, entre las que está el por tantos títulos ilustre Berthelot. Doy, sin embargo, al final un ligero resúmen de las teorías modernas de esta ciencia, para que se entiendan las fórmulas de las obras que están redactadas bajo estos criterios científicos.

En la parte material de la obra he procurado el mayor esmero y claridad: ya en los tipos, ya en los grabados, ya en los cuadros coloreados de las reacciones, y hasta en el color del papel que tanto empieza á preocupar á notables higienistas; pues consideran el papel blanco y brillante como causa de varias enfermedades de la vista, en aquellas obras que, como la presente, han de servir durante muchas horas para el estudio de la juventud.

Tales han sido mis deseos que ignoro si satisfarán á mis

conprofesores; pues si ellos encuentran mi libro aceptable, si los jóvenes hallan en él alguna más facilidad para los primeros pasos, siempre penosos en esta ciencia, y de los que tanto depende el éxito despues, quedarán sobradamente recompensadas las tareas del que dedicó su vida toda, desde muy joven, ya en la cátedra, ya en la prensa, á veces con más éxito que provecho⁽¹⁾ á la instruccion de la juventud: esperanza de los pueblos y fundamento de las civilizaciones futuras.

VICENTE RUBIO Y DIAZ.

Cádiz: 1888.

(1) Aludo á la circunstancia de haberse impreso en 1885 y 86 mis *Elementos de Matemáticas*, sin consentimiento mio, en la República Argentina; cometiéndose así un *fraude legal*, podría decirse, pues no existe tratado de propiedad literaria con España, pero con evidente menoscabo de mis intereses y de mi propiedad. Ciertó que estos hechos son frecuentes en aquella region, en donde se apropian las obras españolas que les conviene.

Un caso análogo ha ocurrido en Alemania, nacion que tampoco tiene con España tratado de propiedad literaria. La casa Brokhaus de Leipzig, publicó una coleccion de *Autores españoles*, con lo que hizo un gran negocio, sobre todo en la América del Sur.

El conocido escritor D. Antonio Trueba, declaró en una magnífica carta que, aunque la ley lo permitiera, la reproduccion no era honrada ante la moral, y que Brokhaus habia infringido, bajo el aspecto moral y religioso, el sétimo mandamiento.

Reproducida esta carta en Alemania, el editor se querelló, y el juez falló que Brokhaus estaba en su derecho al hacer la reimpression sin permiso de los autores; pero *que se exponia con razon á la censura que su conducta habia merecido*.

Volviendo al asunto de mi libro, no deja de ser un contraste notabilísimo el que la casa editorial de Buenos Aires que tuvo á bien tomar mi libro como objeto de *su especulacion*, haciendo dos ediciones en corto espacio de tiempo, lleve el siguiente hermoso lema: SINE LABORE NIHIL. Otro lema le cuadraña mejor en este asunto; pero dejo su interpretacion al recto juicio del lector.

CUADRO SINTÉTICO DE LA QUÍMICA MINERAL.⁽¹⁾

Sección primera.

METALOIDES Y SUS PRINCIPALES
COMBINACIONES.

LIBRO I.

Generalidades y nomenclatura.

LIBRO II.

*Primer grupo de los metaloides:
oxígeno, hidrógeno, ázoe
y carbono.*

LIBRO III.

*Segundo grupo de los metaloides.
Azufre, fósforo, arsénico, selenio
y telurio.*

LIBRO IV.

*Tercer grupo de los metaloides.
Cloro, bromo, iodo y fluor.*

LIBRO V.

*Cuarto grupo de los metaloides.
Boro y silicio.*

LIBRO VI.

*Observaciones relativas á los me-
taloides y sus combinaciones.*

Sección segunda.

METALES Y SUS PRINCIPALES
COMBINACIONES.

LIBRO I.

*Generalidades sobre los metales
y sus combinaciones.*

LIBRO II.

*Metales más importantes de la
primera sección.*

LIBRO III.

*Metales de la segunda sección
y sus principales combinaciones.*

LIBRO IV.

*Metales de la tercera sección
y sus principales combinaciones.*

LIBRO V.

*Metales de la cuarta y quinta
sección y sus combinaciones.*

LIBRO VI.

*Metales de la sexta sección y sus
combinaciones principales.*

APENDICE.

Ligera noción de análisis químico cualitativo.

*Caracteres generales, por medio de los que se pueden reconocer el gé-
nero y la especie de una sal.*

(1) Véase el índice al final de este volumen, y para más detalles el Programa en el que se insertan los epígrafes de todos los párrafos.

NOCIONES DE QUIMICA MINERAL.

SECCION PRIMERA.

METALOIDES Y SUS PRINCIPALES COMBINACIONES.

LIBRO I.

GENERALIDADES.

CAPITULO I.

Nociones preliminares.

1. **Definiciones.**—La Química tiene por objeto el estudio de las propiedades de los cuerpos, de su constitucion íntima en cuanto es apreciable, de las *reacciones* que ejercen unos sobre otros y las leyes que las rigen.

Generalmente se divide esta ciencia en *química mineral*, que comprende el estudio de los cuerpos *brutos ó inorgánicos*, y *química orgánica*, que abarca el de las materias elaboradas en el organismo de los vegetales y en el de los animales.

Atendiendo á sus diversas aplicaciones se denomina tambien química agrícola, industrial, médica, analítica, &c.

2. **Estados de los cuerpos.**—Los cuerpos presentan tres estados: el sólido, el líquido y el gaseoso. Teóricamente se admite que todos los cuerpos pueden afectar estos tres estados. Los sólidos, pueden licuarse y gasificarse por la accion del calor, los gases licuarse y solidificarse por un aumento de presion ó por un descenso de temperatura. Así, en 1877 los Sres. Cailletet y Raul Pictet consiguieron liquidar y solidificar el oxígeno, el hidrógeno, el ázoe y el óxido de carbono que hasta entonces se habian considerado *gases permanentes*.

3. **Cuerpos simples y compuestos.**—Los cuerpos se dividen en *simples y compuestos*. De los primeros no se ha podido

hasta ahora obtener más que una clase de materia. Ejemplo: el azufre, el hierro, el oro, la plata, etc. Los cuerpos compuestos son aquellos que son susceptibles de descomponerse en otros. Ejemplo: la sal comun, de la que puede obtenerse el *sodio* y el *cloro*; la *cal*, de la que puede extraerse el *oxígeno* y el *calcio*.

Por la física sabemos que los cuerpos se hallan formados por átomos y moléculas: estas se consideran compuestas unas veces por átomos de igual naturaleza, tal sucede en los cuerpos simples; otras veces por átomos de distinta naturaleza, como en los cuerpos compuestos. Así, dos átomos de *hierro* forman una molécula de *hierro*, un átomo de *oxígeno* y otro de *calcio* forman una molécula de *cal*.

El número de cuerpos simples conocidos hasta el día se eleva á 70, incluyendo en ellos tres nuevos metales descubiertos en 1880 (el *samaro*, el *noruego* y el *escandio*); cuyas propiedades no son bastante conocidas. El número de cuerpos compuestos es indefinido, y resulta de la *combinacion* de los simples ó elementales.

4. **Cohesion y afinidad.**—Se denomina *cohesion* la fuerza que une los átomos ó las moléculas de una misma especie. Por ejemplo: la fuerza que une los átomos del hierro, ó las moléculas del agua. La *afinidad* ó *fuerza química* es la que une átomos ó moléculas de distinta especie. Ejemplo: la fuerza que une el átomo de oxígeno con el de hidrógeno para formar agua.

5. **Análisis y síntesis.**—El análisis es una operacion química que tiene por objeto descomponer un cuerpo en sus elementos. La síntesis es la combinacion de dos ó más cuerpos simples para formar un cuerpo compuesto.

El análisis puede ser *cualitativo* y *cuantitativo*. Es cualitativo cuando se reduce á determinar los elementos que forman un cuerpo, y cuantitativo cuando halla las cantidades exactas de cada una de estas sustancias ó cuerpos elementales.

Los principales agentes que producen la descomposicion ó la combinacion de los cuerpos son: el calor, la electricidad y los *reactivos*; es decir, cuerpos químicos que ejercen su accion sobre otros cuerpos.

Por una corriente eléctrica, por ejemplo, sabemos que se descomponen los cuerpos *; por una chispa eléctrica se pueden combinar varios gases.

6. **Disociacion.**—Ciertos cuerpos compuestos calentados á elevadas temperaturas, tales como el vapor de agua, ácido clo-

* Suponemos siempre, en este libro, que se tienen conocimientos elementales de Física.

rídrico, ácido carbónico &c., se descomponen parcialmente en sus elementos, los que vuelven lentamente á reunirse cuando la temperatura baja. A este fenómeno, estudiado muy particularmente por Saint-Claire Deville, se ha dado el nombre de *disociación*.

7. **Estado eléctrico de los cuerpos.**—Los cuerpos simples al desprenderse de los compuestos por la acción de una corriente eléctrica, se dirigen, ó tienden á dirigirse, á los polos de la pila. Así, descompuesta el agua en el voltámetro, el oxígeno marcha al polo positivo y el hidrógeno al negativo. Se dice, por tanto, que el oxígeno es electro negativo respecto al hidrógeno. En general el cuerpo ó cuerpos que marchan al polo negativo son electro positivos, y el otro ú otros electro negativos. Fundado en estas propiedades está la división de cuerpos en electro positivos y electro negativos, y la clasificación de todos los cuerpos simples, bajo este aspecto, siendo de todos el más electro negativo el oxígeno, y el más electro positivo el cesio. Damos una lista de ellos en el orden de electro negativo á electro positivos; entendiéndose que, como estas son cualidades relativas, cada uno de ellos es electro positivo respecto á los que le anteceden, y electro negativo respecto á los que le siguen:

ESCALA electro-química de los cuerpos simples segun Berzélius.

Oxígeno.	Antimonio.	Cobre.	Aluminio.
* Fluor.	Teluro.	Bismuto.	* Didimio.
Cloro.	* Tantaló.	Estaño.	* Lantano.
Bromo.	* Niobo.	Plomo.	* Ytrio.
Iodo.	* Titano.	Cadmio.	* Terbio.
Azufre.	Silicio.	Cobalto.	* Erbio.
* Selenio.	Hidrógeno.	Niquel.	* Glucinio.
Nitrógeno.	Oro.	Hierro.	Magnesio.
Fósforo.	* Osmio.	* Talio?	Calcio.
Arsénico.	* Indio.	Zinc.	Estroncio.
Bromo.	* Rutenio.	* Indio?	Bario.
* Vanadio.	Platino.	Manganeso.	Litio.
* Molibdeno.	* Rodio.	* Urano.	Sodio.
* Tungsteno.	* Paladio.	* Cerio.	Potasio.
* Boro.	Mercurio.	* Torinio.	* Rubidio.
Carbono.	Plata.	* Zirconio.	* Cesio.

No llevan * los cuerpos que son más conocidos ó más usuales, por sí ó por sus compuestos.

CAPITULO II.

Cohesion y sus efectos.

8. **Formas cristalinas.**—Cuando los cuerpos líquidos ó gaseosos pasan lentamente y con cierta regularidad al estado sólido, la fuerza de cohesion no solamente une los átomos ó moléculas similares; sino que esta union se verifica afectando formas geométricas que se llaman *crisales*, y cristalización al acto en virtud del cual los cuerpos al solidificarse toman forma cristalinas: *caras*, *ángulos* y *aristas* del cristal, con las del sólido geométrico que afecta.

Cualesquiera que sean estas formas, los crisales

1.º *Están terminados por superficies planas y generalmente paralelas dos á dos.*

2.º *Tienen siempre sus ángulos salientes.*

3.º *Se rompen ó dividen en direcciones fijas, segun capas paralelas, lo que se llama esfoliacion.*

4.º *El sólido que resulta por esfoliacion de un cristal, es en general diferente del primitivo y afecta igual forma geométrica para individuos de una misma especie.*

5.º *En las formas cristalinas pueden considerarse ciertas líneas que pasan por el centro del cristal y alrededor de las que se agrupa la materia simétricamente.*

6.º *Estas líneas se llaman EJES DEL CRISTAL ó EJES DE CRISTALIZACION, y vienen á representar, en su direccion y magnitud, las fuerzas de cohesion que actúan para determinar el sólido cristalino.*

9. **Tipos cristalinos.**—Las formas cristalinas son numerosas, tanto más cuanto que una misma sustancia puede presentar varias, segun las circunstancias en que se haya verificado su cristalización. Sin embargo, varios físicos y mineralogistas, mediante á observaciones y estudios muy detenidos, habiendo sido uno de los primeros Haiü, llegaron á encontrar la clave, por decirlo así, de esa multitud de formas que presentan los cuerpos cristalinos; constituyendo así una rama de la ciencia llamada *crystalografía*; que aunque de más importancia en mineralogía, no deja de ser del dominio de la química.

Los *tipos cristalinos*, de los que por derivacion resultan todas las formas cristalinas, se reducen á seis, á saber:

1.º *El cubo ó exáedro regular.*—Tres ejes rectangulares iguales.

2.º *Prisma recto de base cuadrada*.—Tres ejes rectangulares; dos iguales y una desigual.

3.º *Prisma recto de base rectangular*.—Tres ejes rectangulares desiguales.

4.º *Prisma oblicuo de base rectangular*.—Tres ejes desiguales, uno de ellos perpendicular al plano de los otros dos.

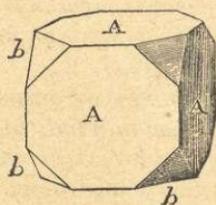
5.º *Prisma oblicuo de base paralelograma*.—Tres ejes oblicuos desiguales.

6.º *Romboedro recto*.—Cuatro ejes, de los que tres se hallan en un mismo plano, perpendicular al cuarto.

En los cristales se llama eje *principal* el que es desigual á los demás, y secundarios los otros. En el primer tipo los tres ejes son principales.

10. **Formas derivadas**.—Las formas derivadas provienen de las primitivas mediante á cuatro modificaciones principales que se denominan: *biselamiento*, *truncadura*, *apuntamiento* y *hemiedría*. Esto es, por modificacion en sus aristas, ángulos sólidos, ó en la totalidad del cristal.

En la cristalización ocurre á veces, que todas ó varias aristas se hallan cortadas á bisel, sustituyéndose por nuevas caras. Así en el exaedro regular ó cubos (primer tipo) que tienen 12 aristas, si se hallan todas biseladas, producen 12 caras rectangulares ó planas, además de las seis del cristal típico.



(Fig. 1.)

También sucede, otras veces, ó al mismo tiempo, que los ángulos sólidos se *truncan* (Fig. 1); es lo que se llama *truncadura*. De esta suerte, en el cubo, aparecen ocho caras triangulares, además de los seis del tipo que ya no serán cuadradas sino octogonales.

También los ángulos sólidos del cristal tipo se modifican en totalidad ó en vértices simétricamente colocados, con otros ángulos sólidos, cuyas caras tienen diferentes inclinaciones, y es lo que se llama un *apuntamiento*.

Por último, ocurre que al verificarse la cristalización, no se forma más que medio cristal, es lo que se llama *hemiedría*.

Así se comprende cuan variadas pueden ser las formas, aun perteneciendo todas á un mismo *sistema cristalino*, ó sea pudiendo derivarse del tipo correspondiente. Para no fijarnos más que en las más sencillas, tenemos que pertenecen al primer sistema, ó sea de tres ejes iguales y rectangulares, las siguientes:

Exaedro regular ó cubo, (tipo.)

Octaedro regular, (por truncaduras en todos los vértices).

Dodecaedro romboidal, (por biselamiento en todas las aristas.)

Trapezoedro de 24 caras, (por apuntamiento en los ocho vértices.)

Exakistetraedro, ó cubo piramidal (id. id.)

Octotriedro, de 24 caras (id. id.)

Exakisoctaedro 48 caras (id. id.)

Tetraedro, (forma hemiédrica del cubo).

Dodecaedro pentagonal (forma hemiédrica del exakistetraedro.)

Se comprende, según esto, que pudo elegirse para tipo de cada sistema cristalino, una cualquiera de las formas que comprende; pero naturalmente se ha tomado la más sencilla.

11. Isomorfismo, dimorfismo, polimorfismo y amorfismo.—La propiedad que tienen algunos cuerpos de composición química diferente de cristalizar en igual forma y de poder sustituirse mutuamente en un cristal, es lo que se llama *isomorfismo*. Los sulfatos de cobre y hierro, los alumbres de potasa y amoníaco, los ácidos arsénico y fosfórico, y en general muchos cuerpos cristalinos de composición química análoga ó semejante.

Un mismo cuerpo puede cristalizar en dos ó más formas cristalinas pertenecientes á diferentes sistemas. Se dice que este cuerpo es *dimorfo* en el primer caso y *polimorfo* en el segundo. Así el azufre puede afectar dos formas cristalinas, así como el carbonato de cal; son, pues, dimorfos. Mucho más raros son los cuerpos *polimorfos*. Las distintas circunstancias en que un cuerpo cristaliza pueden producir el dimorfismo, ó el polimorfismo.

Por último, hay cuerpos que no son susceptibles de cristalizar, y estos se llaman *amorfos*, y tal propiedad negativa *amorfismo*.

12. Isomeria y alotropia.—Se dá el nombre de cuerpos isómeros á aquellos que formados de los mismos elementos y en las mismas proporciones difieren en sus propiedades físicas y químicas. La *isomeria* es muy frecuente, como veremos, en las sustancias orgánicas.

Alotropia es la propiedad que posee algunos cuerpos de presentarse bajo formas, aspectos y propiedades físicas y químicas distintas.

Difiere, en general, de la alotropia en que se refiere á cuerpos simples. Así el fósforo común y el rojo, el carbon amorfo y el diamante, el oxígeno y el ozono, son estados alotrópicos de estos tres cuerpos.

Las diferentes condiciones en que se obtienen ó se hallan los cuerpos, pueden producir los estados alotrópicos.

13. Medios de cristalización.—Sabemos por la física que los cuerpos sólidos pueden pasar al estado líquido por *fusion* y por *disolucion*; y además se volatilizan por el calor: en suma, que por el calor y los disolventes los cuerpos sólidos se disgregan y esto nos proporciona dos medios de cristalización que se denominan por *via seca*, y por *via húmeda*.

La vía seca comprende dos procedimientos: el de la fusión y el de la volatilización. Para cristalizar un cuerpo por fusión se le coloca después de fundido, en un lugar en que pueda *enfriarse lentamente* y sin que sufra el líquido agitación. De tal suerte la fuerza de cohesión va ya uniendo las moléculas en determinadas líneas de simetría (ejes de cristalización) pues hay que tener en cuenta que la cohesión no es una fuerza que sin orden une los átomos ó moléculas similares de los cuerpos, sino que además actúa en direcciones y magnitudes de *determinadas resultantes*, que varían fundamentalmente para cada sistema cristalino, y particularmente para cada sustancia cristalizada.

La superficie libre del líquido y las capas en contacto con las paredes del vaso en que se verifica la fusión se enfrían más rápidamente y, por tanto, cristalizan antes: de suerte que rompiendo la costra superficial y volcando el vaso para que la parte aun líquida se vierta, se encuentran adheridos á las paredes una multitud de cristales que se denomina *geoda química*. Así pueden cristalizarse el azufre, el bismuto y muchos metales.

Para cristalizar un cuerpo por volatilización (sublimación) se le calienta hasta evaporarlo, recogiendo los vapores en una cámara fría. Al pasar de vapor á sólido, la fuerza de cohesión une sus átomos ó moléculas en el orden y manera propia de la forma cristalina que ha de afectar el cuerpo. Los cristales por sublimación generalmente son muy pequeños. De tal manera cristaliza el arsénico (ácido arsenioso) los compuestos de mercurio, las sales de amoníaco, el ácido benzoico y otros cuerpos.

La cristalización por vía húmeda puede hacerse también por dos procedimientos.

El primero estriba en hacer una disolución saturada del cuerpo que se desea cristalizar, y se la deja evaporar lentamente en un lugar que esté al abrigo de toda agitación. El segundo se funda en la desigualdad de poder disolvente de los líquidos á diferentes temperaturas. Por regla general (aunque no absoluta) los cuerpos son tanto más solubles cuanto más alta la temperatura; de manera que al hacer una disolución en caliente y dejándola enfriar con lentitud, una porción del cuerpo sólido disuelto se solidifica y cristaliza. Por vía húmeda se cristalizan la mayor parte de las sales metálicas.

Todavía existe, en verdad, otro procedimiento, aunque rara vez usado, y que se funda en la descomposición de las sales por la pila eléctrica; pues al precipitarse los metales hacia el polo negativo de la pila, se unen sus moléculas, á veces, en formas cristalinas. En tal causa eléctrica están fundadas esas hermosas cristalizaciones del plomo y de la plata que se llaman respectivamente *árbol de Saturno* y *árbol de Diana*.

CAPITULO III.

Afinidad y sus leyes.

14. **Combinacion y mezcla.**—Sabemos que la afinidad es la fuerza ó la resultante de las fuerzas que mantiene unidos los átomos ó moléculas de los cuerpos de distinta naturaleza, para constituir un cuerpo compuesto. El acto mediante al cual se *unen químicamente* estos cuerpos se denomina *combinacion*, y es diferente de la mezcla.

En efecto: si unimos 28 partes en peso de limaduras de hierro con 16 de azufre en polvo, obtenemos una *mezcla íntima* de dos elementos que á simple vista no podremos diferenciar; pero que siempre es posible con el auxilio del microscopio ó por la accion de un imán distinguir el uno del otro; pero si calentamos suficientemente estos dos cuerpos resulta un cuerpo nuevo (sulfuro de hierro) mediante á su combinacion, cuerpo en el que ya no es posible distinguir ninguno de los elementos que lo constituyen y cuyas propiedades en general difieren de las de sus componentes.

Se caracteriza la combinacion:

- 1.º Porque se verifica en proporciones definidas.
- 2.º Porque se produce en ella calor y electricidad.
- 3.º Porque resultan cuerpos nuevos que difieren de los componentes.

Así, pues, *la combinacion es la union íntima, durable y homogénea de varios cuerpos en proporciones definidas; constituyendo un nuevo cuerpo dotado de propiedades distintas de las de sus componentes.*

15. **Modificacion de la afinidad.**—Aunque los cuerpos simples, y los compuestos, por su propia naturaleza, producen determinadas acciones ó tendencias que provocan su combinacion, con más ó ménos energía; por cuya razon, por ejemplo, el fósforo no puede estar en contacto con el aire sin que se combine con el oxígeno, mientras que el oro puede estar indefinidamente sin combinarse con dicho elemento; es lo cierto que estas acciones mútuas que los cuerpos ejercen y que originan la union íntima y estable de los átomos ó moléculas de distinta naturaleza, sufren variaciones en su cantidad ó energía, segun diversos agentes ó circunstancias. La afinidad entre dos cuerpos

se modifica principalmente por la *cohesion*, la *presion*, el *calor*, la *luz*, la *electricidad*, el *estado naciente* y la *fuerza catalitica*.

La cohesion de los cuerpos es un obstáculo que impide su combinacion; pocas veces pueden combinarse dos cuerpos al estado sólido; es preciso que cuando menos uno de ellos se presente al estado líquido; por eso muchos cuerpos sólidos no reaccionan si uno de ellos, cuando ménos, no se disuelve ó se funde. De aquí el tan conocido aforismo químico: *corpora non agunt nisi soluta*.

La presion favorece la combinacion de los gases entre sí, ó de los líquidos con los gases.

El calor, disminuyendo la cohesion, favorece generalmente la combinacion de los cuerpos; pero pasado cierto límite puede en muchas ocasiones destruir la afinidad. El mercurio nos proporciona un ejemplo muy característico: si se calienta en contacto con el aire se combina con el oxígeno; pero si la temperatura es más elevada, esta combinacion se destruye y quedan los dos cuerpos libres.

Esta fué la esperiencia de Lavoisier, que dió la clave de la composicion del aire.

La luz puede provocar la combinacion de algunos cuerpos, y la descomposicion de otros. El cloro y el hidrógeno mezclados pueden permanecer en la oscuridad, pero expuestos á la luz solar se combina con explosion. En cambio, muchas materias colorantes se descomponen por la accion de la luz solar.

La electricidad es uno de los agentes más activos de descomposicion de los cuerpos: con ella se han podido aislar muchos cuerpos elementales que no eran conocidos. Los óxidos, los ácidos, las sales son descompuestos, cuando se someten á corrientes eléctricas suficientemente intensas. Por contra, la chispa eléctrica provoca la combinacion de muchos cuerpos gaseosos; la del oxígeno con el hidrógeno, éste con el cloro, el oxígeno con el ázoe y otras.

Cuando un cuerpo se desprende de una combinacion se dice que está al *estado naciente*, y, por regla general, sus energías ó afinidades químicas, son mayores.

La simple presencia ó contacto de algunos cuerpos puede originar la combinacion ó la descomposicion de otros, esto es lo que se ha llamado fuerza catalítica ó de contacto. La *esponja de platino* provoca la combinacion inmediata del oxígeno con el hidrógeno, ó de éste con el cloro; aunque bien considerado el fenómeno, acaso tales reacciones sean debidas únicamente á la absorcion de hidrógeno que produce condensacion y temperatura elevada, siendo la verdadera causa de la combinacion.

Son tambien causas modificantes de la afinidad el tiempo de contacto, la masa relativa de los cuerpos y otras.

16. **Ley de las proporciones definidas ó de Proust.**— Sabemos que los cuerpos no se combinan en cantidades cualesquiera [14], *sino en cantidades invariables*. Así, por ejemplo, un gramo de hidrógeno se combina con ocho de oxígeno para formar agua; y no puede unirse con siete, ni con seis, ni con cinco, &c. de tal suerte que si se pone una mezcla de estos dos cuerpos en cantidades diferentes, sean 1 de hidrógeno y 10 de oxígeno, y se provoca la combinacion por medio de una chispa eléctrica, quedarán de residuo, sin combinar, 2 gramos de oxígeno.

Esta ley se aplica lo mismo á la combinacion de los cuerpos simples que á la de los compuestos; es, por decirlo así, la ley fundamental de las combinaciones y la base de los conocimientos químicos.

17. **Ley de las proporciones múltiples ó de Dalton.**— *Cuando dos cuerpos se unen en varias proporciones, considerando el peso de uno de los componentes constante, los pesos del otro están en relaciones muy sencillas, que generalmente son la série de números naturales, 1, 2, 3, 4, &c.*

Esta ley se verifica para los cuerpos simples de igual manera que para los compuestos.

Por ejemplo, el ázoe forma una combinacion con el oxígeno, y el análisis ha comprobado que

14	gramos de ázoe	se combinan con	8	de oxígeno.
14	”	”	con 16	”
14	”	”	con 24	”
14	”	”	con 32	”
14	”	”	con 40	”

de suerte que para el mismo peso de ázoe los pesos del oxígeno están en la relacion de los números 1, 2, 3, 4 y 5.

De igual manera tenemos que

27,50	de manganeso	se combinan con	8	de oxígeno.
27,50	”	”	con 12	”
27,50	”	”	con 16	”
27,50	”	”	con 24	”

en cuyos compuestos, para el mismo peso de manganeso, se combinan pesos de oxígeno que son como los números 1, $1\frac{1}{2}$, 2 y 3.

Esta proporeion de $1\frac{1}{2}$, es frecuente en las combinaciones.

18. **Ley de los volúmenes ó de Gay-Lussac.**— Cuando dos gases ó vapores se combinan: 1.º *Los volúmenes gaseosos tomados á la misma temperatura y presion están siempre entre sí en una relacion sencilla.* 2.º *El volúmen del cuerpo compuesto resultante,*

considerado al estado gaseoso y á igualdad de temperatura y presión, se halla también en una relación sencilla con los volúmenes de los componentes. 3.º El volumen del compuesto nunca es mayor que la suma de los volúmenes de los componentes. Ejemplos:

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

1 volumen de oxígeno y 2 de hidrógeno, 2 de vapor de agua.

1 volumen de ázoe y 3 de hidrógeno, dan 2 de amoniaco.

19. **Ley de los equivalentes.**—Se denominan *equivalentes de los cuerpos* los números que expresan los pesos relativos, ó proporcionales, en que entran á combinarse, y que pueden reemplazarse los unos á los otros. Ejemplo:

8 unidades en peso de oxígeno se combinan con 6 de carbono, con 14 de ázoe, con 1 de hidrógeno, con 28 de hierro, &c. por consiguiente, los números 6, 14, 1 y 28, representan los *equivalentes*, del carbono, del ázoe, del hidrógeno y del hierro; pues que pueden sustituirse mutuamente para formar con el mismo peso 8 del oxígeno compuestos del mismo orden.

Si en una disolución de sulfato de cobre se introduce una lámina de hierro, el cobre se precipita al estado metálico, y es sustituido por el hierro en la disolución. Ahora el análisis demuestra que para 28 unidades de peso de hierro disuelto, se han precipitado 31'50 de cobre; luego estos números representan los *equivalentes*, ó los *pesos relativos*, ó los *números proporcionales* correspondientes al hierro y al cobre.

Como los equivalentes no indican valores absolutos, sino es relaciones de cantidad en peso, podría tomarse como término de comparación el equivalente de cualquiera de los cuerpos simples; pero la gran importancia del oxígeno hizo que se eligiera á este como término de comparación asignándole el número 100 á su equivalente, como pudo asignársele cualquier otro número; en tal caso el del hidrógeno es 12'5.

Posteriormente se tomó el equivalente del hidrógeno como unidad, en cuyo caso el del oxígeno es 8, y en el mayor número de casos los químicos emplean los equivalentes de los cuerpos referidos al hidrógeno; porque resultan números más pequeños. Por otra parte es muy fácil pasar de un sistema de equivalentes á otros multiplicando ó dividiendo respectivamente por 12'5 que como sabemos es el equivalente del hidrógeno referido al oxígeno considerado como 100.

A continuacion se inserta, por orden alfabético, el

CUADRO de los signos, equivalentes y pesos atómicos de los cuerpos simples con relacion al hidrógeno 1.

METALOIDES.

N.º	Cuerpos.	Signos.	Equivalentes.	Pesos atómicos.
1	Arsénico	As	75,00	75,00
2	Azufre	S.	16,00	32,00
3	Boro.	B.	11,00	11,00
4	Bromo	Br.	80,00	80,00
5	Carbono	C.	6,00	12,00
6	Cloro	Cl	35,50	35,50
7	Fluor	Fl	19,00	19,00
8	Fósforo... ..	Ph	31,00	31,00
9	Hidrógeno	H.	1,00	1,00
10	Iodo.	I.	127,00	127,00
11	Nitrógeno ó Azoe..	N. ó Az...	14,00	14,00
12	Oxígeno..	O.	8,00	16,00
13	Selenio	Se.	39,75	79,00
14	Silicio.	Si	14,00	28,00
15	Teluro	Te	64,50	128,00

METALES.

16	Aluminio	Al	14,00	28,00
17	Antimonio	Sb	122,00	122,00
18	Bario	Ba	68,50	137,00
19	Bismuto	Bi	210,00	210,00
20	Cadmio... ..	Cd	36,00	112,00
21	Calcio	Ca	20,00	40,00
22	Cerio	Ce	47,25	142,00
23	Cesio	Cs	133,00	133,00
24	Cobalto... ..	Co	29,50	59,00
25	Cobre	Cu	31,50	63,00
26	Cromo	Cr.	26,00	52,00
27	Didimio..	Di	49,50	147,00
28	Erbio	Er	85,27	170,50
29	Escandio.	Er "	"	43,97
30	Estroncio.	Sr	43,75	87,50
31	Hierro	Fe	28,00	56,00
32	Galio	Gal "	"	69,86
33	Glucinio..	Gl	7,00	14,00
34	Ilmenio.	Il.	"	"
35	Indio	In	56,07	113,40
36	Iridio	Ir	96,60	193,22
37	Lantano..	La	69,50	139,00
38	Litio	Li	7,00	7,00
39	Magnesio	Mg.	12,00	24,00
40	Manganeso... ..	Mn	27,50	55,00
41	Mercurio.	Hg	100,00	200,00
42	Molibdemo	Mo... ..	48,00	96,00
43	Niquel	Ni	29,50	59,00
44	Niobo	Nb	47,00	94,00
45	Noruego.	Nb "	"	"
46	Oro	Au	98,20	196,20
47	Osmio	Os	99,30	198,60

N.º	Cuerpos.	Signos.	Equivalentes.	Pesos atómicos.
48	Paladio	Pd	53,25	106,50
49	Pelopio	Pp	"	"
50	Plata	Ag... ..	108,00	108,00
51	Platino	Pt	98,50	197,00
52	Plomo	Pb	103,30	207,00
53	Potasio... ..	K	39,00	78,00
54	Rodio	Rh	52,00	104,00
55	Rubidio... ..	Rb	85,40	85,40
56	Rutenio... ..	Ru	52,00	104,00
57	Samaro	" "	"	150,00
58	Selenio	Se " ...	39,50	79,00
59	Sodio	Na... ..	23,00	23,00
60	Talio	Tl	204,00	204,00
61	Tántalo... ..	Ta	91,00	182,00
62	Terbio	Tr	"	"
63	Titania	Ti	25,00	50,00
64	Torio	To	116,30	233,00
65	Tungsteno	Tg ó W... ..	92,00	184,00
66	Uranio	U	60,00	120,00
67	Vanadio	Vd... ..	51,30	51,30
68	Ytrio	Yt	44,50	89,00
69	Zinc	Zn	33,00	66,00
70	Zirconio	Zr	44,80	89,60

Debemos advertir que algunos de los valores indicados para los equivalentes y los pesos atómicos, son actualmente objeto de revision, habiendo diferencias bastante apreciables respecto á los dados por diversos experimentadores. Así por ejemplo, mientras que Schneider asigna al antimonio el peso atómico 119,32, Cooke y Pfeifer respectivamente los números 119,61 y 120,193. Así en otros cuerpos.

El equivalente de un cuerpo compuesto se determina sumando los equivalentes de sus componentes. Ejemplo: el ácido carbónico se compone de

1	equivalente de carbono que vale	6
2	" de oxígeno que valen	16
	Equivalente del ácido carbónico.	<u>22</u>

20. **Uso de los equivalentes.**— Se emplean los equivalentes químicos para conocer las cantidades relativas en peso de cada cuerpo simple que forma un compuesto; para saber en qué proporciones han de ponerse los pesos de los cuerpos que han de reaccionar en la extracción de un compuesto químico, el que ha de resultar del cuerpo en cuestion, y los pesos de los demás que como residuos de la operacion han de formarse.

21. **Ley de la permanencia de la materia.**—Es la base

de las ciencias físico-químicas. La materia de los cuerpos se transforma, se modifica; pero nunca se anula. En todas las reacciones químicas la cantidad de materia de los cuerpos que reaccionan es igual á la que resulta de la reaccion. Nada se pierde, nada se aniquila; aunque todo pueda sufrir cambio ó modificacion.

22. Consecuencia de las leyes de las combinaciones y de la teoría de los equivalentes. — Las leyes de las proporciones definidas, la de las proporciones múltiples y de los equivalentes; han venido á dar nueva razon de ser á la hipótesis de la constitucion atomística de la materia. Las combinaciones resultarán de la union de los cuerpos átomo á átomo, molécula á molécula, ó á la superposicion de un átomo ó molécula de un cuerpo con dos, tres, cuatro átomos ó moléculas de otro. De aquí tambien ha nacido la idea de los pesos atomísticos (siempre iguales ó múltiplos de los equivalentes), pues si el equivalente del ázoe es 14, siendo el del hidrógeno 1; es porque segun esta hipótesis, *un átomo de ázoe pesa tanto como 14 de hidrógeno*.

Así la química ha encontrado una sencilla hipótesis para explicar las agrupaciones de materia que constituyen los cuerpos compuestos y para formular estas agrupaciones.

Por ser la más sencilla, segun dejamos expuesto en el prólogo, adoptaremos esta teoría ó hipótesis para las fórmulas de este libro.

23. Ley de los calores específicos.—*El calor específico de un cuerpo multiplicado por su peso atómico es igual á una cantidad constante:* ley debida á Dulong y Petit.

Este producto constante, tomando un término medio es 4'6; de suerte, que los pesos atómicos y los calores específicos están en razon inversa ó lo que es igual, que el calor específico atómico, ó de los átomos, es igual para todos, á igualdad de peso.

24. Hipótesis ó principio de Proust.—Observando este químico que los equivalentes de muchos cuerpos eran múltiplos de los del hidrógeno, estableció la hipótesis de que los *equivalentes de los cuerpos simples eran todos números enteros referidos al del hidrógeno como unidad*; dando así gran probabilidad á la teoría de la unidad de la materia; pero los análisis más prolijos han venido á demostrar que muchos cuerpos tienen por equivalentes números fraccionarios.

Las leyes de Wenzel y de Richter no las enumeraremos hasta llegar al estudio de las sales.

CAPITULO IV.

Nomenclatura química.

25. **Nomenclatura francesa.**—En 1787 cuatro distinguidos químicos, Lavoisier, Guyton de Morveau, Bertholet y Fourcroy, presentaron á la Academia de Ciencias de París, las bases de una nomenclatura química que concluyera con el caos de nombres inconexos con que se venian designando los cuerpos químicos. Desde aquella fecha, y con muy ligeras variaciones, se ha seguido por la mayoría de los químicos esta nomenclatura que, como vamos á ver, reúne á la sencillez y claridad el que el nombre de cada compuesto da una idea de los componentes y de las cantidades relativas en que estos entran á formarlos.

26. **Nomenclatura de los cuerpos simples.**—Desde luego, como base de la nomenclatura química, están los setenta nombres distintos de los cuerpos elementales (véase el cuadro inserto anteriormente). Con ellos, algunas preposiciones y desinencias, se han de designar todos los compuestos.

Primitivamente tenian los cuerpos simples, nombres tomados de la mitología, ó que significaban alguna propiedad característica. Así por ejemplo, la plata, el oro, el plomo y el hierro, se llamaban respectivamente, Diana, Apolo, Saturno y Marte; de cuyos nombres mitológicos solo se ha conservado el del *mercurio*, y todavía quedan el oxígeno, hidrógeno y otros que indican alguna cualidad especial; pues oxígeno quiere decir *engendrador de ácidos*, é *hidrógeno engendrador de agua*; frases impropias, pues que hay otros cuerpos como el cloro, iodo, bromo y fluor que engendran ácidos; y al oxígeno debia llamársele tambien engendrador de agua, pues los dos, oxígeno é hidrógeno, combinados forman este cuerpo.

Por tal razon, lo más conveniente es que los cuerpos simples no tengan significacion propia y así acontece, en general, con los descubiertos posteriormente.

Estos cuerpos simples se clasifican en metales y metaloides, cuyas propiedades diferenciales daremos en su lugar correspondiente; formado como puede verse, el grupo de los primeros por 15 cuerpos y de 55 el de los metales.

27. **Combinaciones de distintos órdenes.**—Los cuerpos simples se combinan de dos en dos, de tres en tres, de cuatro en cuatro, y muy rara vez de cinco en cinco, formando así los cuerpos *binarios, ternarios, cuaternarios, &c.*, respectivamente: combinaciones que pueden ser *ácidas, básicas, neutras y salinas.*

Se llaman ácidos los cuerpos que tienen, cuando son solubles, un sabor agrio como el del vinagre, enrojecen la tintura azul se tornasol, se combinan con las bases para formar sales, y son electro-negativos, respecto á las bases; es decir, que descompuestos por la pila el ácido se dirige al polo positivo, y la base al negativo.

Bases ó cuerpos básicos son los que tienen un sabor á legía, cuando son solubles, devuelven el color azul de la tintura de tornasol enrojecida por un ácido, y son electropositivos respecto á los ácidos, con los que se combinan para formar sales.

Son cuerpos neutros, los que no tienen las propiedades de los ácidos ni la de las bases: pueden combinarse con los ácidos más enérgicos y hacen entonces oficios de bases (es decir, de cuerpo electro-positivo); ó se combinan con las bases más fuertes y hacen entonces oficio de ácidos, formando en ambos casos sales.

Las sales, segun queda ya dicho por incidencia, son los compuestos que resultan de la combinacion de un ácido con una base, neutralizándose mutuamente, en todo ó en parte, sus contrarias propiedades químicas.

28. **Nomenclatura de los cuerpos binarios formados por el oxígeno.**—Los compuestos binarios formados por el oxígeno pueden ser ácidos básicos ó neutros. A los primeros se llaman *oxácidos* ó simplemente *ácidos*, y á los básicos y neutros *óxidos*.

Cuando un cuerpo al combinarse con el oxígeno forma un solo ácido se designa este ácido con el nombre del cuerpo, terminado en *ico*. Ejemplos:

Combinacion ácida de oxígeno y carbono, *ácido carbónico.*

” ” ” y boro, *ácido bórico.*

Si el cuerpo forma dos ácidos, al que tiene más oxígeno se le da terminacion en *ico*, al ménos oxigenado en *oso*. Ejemplo:

Acido arsenioso. *Acido arsénico,*

en las que el primero tiene menos oxígeno que el segundo, para la misma cantidad de arsénico.

Cuando un cuerpo simple forma con el oxígeno más de dos combinaciones ácidas, se usa para distinguir las la preposicion

hipo, que quiere decir ménos, y que se antepone á los ácidos que terminan en *ico* y en *oso*. Así, por ejemplo.

Acido hipocloroso.
 „ cloroso.
 „ hipoclorífico.
 „ clórico.

Son cuatro combinaciones ácidas del cloro con el oxígeno, en las que las cantidades del oxígeno van creciendo de la primera á la última.

Todavía hay combinaciones ácidas que tienen una cantidad de oxígeno relativamente mayor que la correspondiente á la terminada en *ico*, y se las distingue porque se antepone á ellas la preposición *per* ó *hiper*, que significa más. Así tenemos los

Acido perclórico ó hiperclórico.
 „ permangánico ó hipermangánico.
 „ peryódico ó hiperyódico

que indican ácidos formados por el cloro, el manganeso y el iodo, más ricos respectivamente en oxígeno que los ácidos clórico, mangánico y iódico.

Vemos, pues, que la nomenclatura de los ácidos nos indica los cuerpos componentes y el más ó el ménos de oxígeno que entra en cada uno de los del mismo grupo; pero sin precisar el número de equivalentes de oxígeno; pues los ácidos que tienen igual terminación pueden no tener el mismo número de equivalentes. Por ejemplo, el

Acido carbónico tiene 2 equivalentes de oxígeno.
 „ sulfúrico „ 8 „ „
 „ nítrico „ 5 „ „

La nomenclatura de los óxidos es más perfecta y más completa, como vamos á ver. Es más perfecta, porque del nombre se deduce el número de equivalentes, y es más completa, porque prevee el caso de nuevas combinaciones, en la que los elementos entrasen en otras proporciones; siendo así que en los ácidos para nuevos descubrimientos de ácidos pertenecientes á un grupo ya completo, por ejemplo á los compuestos del cloro, habría que inventar nuevas terminaciones ó preposiciones.

Si el cuerpo simple no forma más que un óxido, se designa haciendo preceder al nombre del cuerpo la palabra óxido y la preposición *de*. Así, por ejemplo:

Oxido de carbono. Oxido de plata,

indican los únicos óxidos que forman el carbon y la plata.

Si un mismo cuerpo forma varios óxidos, como el número de equivalentes ha de seguir la ley de las proporciones múltiples, se anteponen las palabras *proto*, *sexqui*, *bi*, *tri* y *per* que indican las proporciones de oxígeno, y la última el que tiene más de todos los de la misma especie, cualquiera que sea el número absoluto de equivalentes de oxígeno. De suerte que:

Protóxido de manganeso.
Sesquíóxido de manganeso.
Bióxido ó peróxido de manganeso,

indican tres combinaciones del manganeso: en la primera entra un equivalente de oxígeno, en la segunda uno y medio, y en la tercera dos; y como esta es la más oxigenada se llama también peróxido de manganeso.

Algunos óxidos metálicos han conservado el nombre usual que tenían antes de la nomenclatura que vamos exponiendo, á saber:

Al protóxido de potasio se llama	<i>Potasa.</i>
„ „ de sodio	„	<i>Sosa.</i>
„ „ de calcio	„	<i>Cal.</i>
„ „ de magnesio	„	<i>Magnesia.</i>
„ „ de hidrógeno	„	<i>Agua.</i>
„ sesquíóxido de aluminio	„	<i>Alumina.</i>

29. Nomenclatura de los compuestos binarios no formados por el oxígeno.—La regla general de nomenclatura de un cuerpo binario formado por un metaloide y un metal, ó de dos metaloides, es nombrar el cuerpo más electro-negativo terminándolo en *uro* y despues el otro, anteponiendo las preposiciones *proto*, *bi*, *tri*, &c., que indican el número de equivalentes del cuerpo electro-negativo que se halle combinado con un equivalente del otro cuerpo, lo mismo que en los óxidos. De suerte que

1	equivalente de cloro con 1 de hierro	...	<i>Protocloruro de hierro.</i>
1½	„ „	1 „	<i>Sesquicloruro de hierro.</i>
2	„ „	1 „	<i>Bicloruro de hierro.</i>
1	de azufre con 1 de potasio	...	<i>Protosulfuro de potasio.</i>
2	„ „	1 „	<i>Bisulfuro de potasio.</i>
3	„ „	1 „	<i>Trisulfuro de potasio.</i>
4	„ „	1 „	<i>Cuadrisulfuro de potasio.</i>
5	„ „	1 „	<i>Pentasulfuro de potasio.</i>

Cuando uno de los cuerpos que forma el compuesto binario es metal, siempre precede y termina en *uro* el metaloide, porque es el elemento electro-negativo; pero cuando son dos metaloides, hay que saber cuál es el electro-negativo. Por eso á las siguientes combinaciones se llaman

<i>Sulfuro de carbono</i>	} y no deben	} llamarse...	Carburo de azufre.
<i>Cloruro de azufre</i>			Sulfuro de cloro.
<i>Carburo de hidrógeno</i>			Ioduro de carbono.
<i>Ioduro de azoe</i>			Azoturo de iodo.

Algunos metaloides al combinarse con el hidrógeno forman ácidos enérgicos, que para distinguirlos de los formados por el oxígeno, se denominan *hidrácidos*. Por su cualidad de ácidos, y para denotar esta circunstancia, no siguen la regla general de nomenclatura, sino que se da terminación en *hidrico* al metaloide que se combina con el hidrógeno. De modo que:

1 equivalente de hidrógeno con	1 de azufre...	<i>Acido sulfhídrico.</i>
1 " "	1 de cloro ...	<i>Acido clorhídrico.</i>
1 " "	1 de iodo ...	<i>Acido iodhídrico.</i>
1 " "	1 de bromo...	<i>Acido bromhídrico.</i>
1 " "	1 de fluor ...	<i>Acido fluorhídrico.</i>

Todavía, como excepciones de la regla general de nomenclatura de estas combinaciones binarias, se hallan las combinaciones de

1 equivalente de azoe y 3 de hidrógeno...	<i>Amoniaco.</i>
1 " " 2 de carbono ...	<i>Cyanógeno,</i>

que deberían llamarse respectivamente *azoturo de hidrógeno* y *azoturo de carbono*.

También á los carburos de hidrógeno gaseosos suelen llamarse *hidrógenos carbonados*.

30. Combinaciones ternarias.—Los compuestos binarios oxigenados ácidos se combinan con los básicos (ó con otros que hacen oficios de ácido) y forman compuestos ternarios que se denominan *sales*. Para nombrar una sal oxigenada, se designa el ácido, dándole terminación en *ato*, si concluye en *ico*, y en *ito*, si termina en *oso* y esto forma el *género* de la sal. De suerte que, por ejemplo:

El ácido nítrico	forma	<i>nitratos.</i>
" " nitroso	"	<i>nitritos.</i>
" " hiponítrico	"	<i>hiponitratos.</i>
" " hiponitroso	"	<i>hiponitritos,</i>

y después se nombra la base regida de la preposición *de*, la que determina la especie de la sal. Así que combinados

Acido nítrico. ...	}	<i>Nitrato de potasa.</i>
Potasa		
Acido carbónico..	}	<i>Carbonato de cal.</i>
Cal.		
Acido sulfúrico ...	}	<i>Sulfarato que por abreviacion</i>
Sosa		
Acido cloroso ...	}	<i>Clorito de cal.</i>
Cal.		

En estos compuestos, como en todos, puede entrar un equivalente de base para uno, dos, tres, &c, de ácido, ó al contrario; conforme á la ley de las proporciones múltiples. Los equi-

valentes de la base se designan con las mismas proposiciones *bi*, *tri*, &c., y los de las bases con las palabras *monobásica*, *bibásica*, *tribásica*: &c. Ejemplos:

2 equivalentes	de ácido sulfúrico ...	}	<i>Bisulfato de sosa.</i>
1	de sosa	}	
1½	de ácido sulfúrico ...	}	<i>Sesquisulfato de sosa.</i>
1	de sosa	}	
1	de ácido sulfúrico ...	}	<i>Sulfato de sosa bibásico.</i>
2	de sosa	}	
1	de ácido sulfúrico ...	}	<i>Sulfato de sosa sesquibásico.</i>
1½	de sosa	}	

Algunos cloruros, sulfuros, ioduros, arseniuros, &c. son ácidos, ó pueden hacer oficio de ácidos, mientras que otros son básicos ó hacen oficio de bases. En tal caso pueden combinarse formando compuestos ternarios, ó sales, á la manera de los óxidos; y así como á las de estos se llaman *oxisales*, á las de aquellos se denominan respectivamente *clororales*, *sulfosales*, *iodosales*, *arseniosales*, &c.

Para asimilar, en lo posible, la nomenclatura de estos compuestos salinos con los oxigenados, se da terminación en *ato* al binario que hace oficio de ácido y despues se nombra al otro que hace de base. De modo que combinados

Sulfuro de carbono ...	}	<i>Sulfocarbonato de sulfuro de potasio</i> ó mas brevemente
Sulfuro de potasio ...	}	
Sulfuro de arsénico ...	}	<i>Sulfocarbonato de potasio.</i>
Sulfuro de plomo ..	}	<i>Sulfoarseniato de plomo.</i>

Aunque muy escasos en número, todavía existen otros cuerpos ternarios formados por un óxido de un metal, con un cloruro, sulfuro, bromuro, &c. del mismo metal. Se les designa con los nombres compuestos de *oxisulfuros*, *oxicloruros*, *oxibromuros*, &c. y despues el nombre del metal.

31. Combinaciones cuaternarias.—En muchos casos dos sales entran en combinacion, haciendo una de ellas oficio de ácido y la otra de base, se las llama *sales dobles*, y tienen generalmente el ácido comun, por lo que aunque sean combinacion de dos cuerpos ternarios, tan solo resulta otro formado de cuatro cuerpos simples. Así los llamados *alumbres*, pertenecen á este grupo de sales y se denominan del siguiente modo:

Sulfato de alumina	}	<i>Sulfato doble de alumina y potasa.</i>
Sulfato de potasa... ..	}	
Sulfato de alumina	}	<i>Sulfato doble de alumina y amoniaco.</i>
Amoniaco	}	
Sulfato de sesquióxido de cromo	}	<i>Sulfato doble de sesquióxido de cromo y potasa.</i>
Sulfato potasa.	}	

Aquí realmente termina esta nomenclatura química, pues lo que sigue se refiere á mezclas y no á combinaciones. *

32. **Aleaciones y amalgamas.**—Los metales entre sí, salvo algunas excepciones, no se combinan; sino es que por la accion del calor se disuelven los más refractarios en los más fusibles, formando mezclas que se denominan *aleaciones* ó *ligas metálicas*. No siendo verdaderas combinaciones, se separan de las leyes de las proporciones definidas y de las proporciones múltiples, base de la química y de la nomenclatura; así pueden alearse en todas proporciones, por regla general.

Por esto su nomenclatura es sumamente sencilla, pues se reduce á nombrar los metales que forman la liga, y las cantidades en peso de cada uno de los componentes. Si uno de los metales es el mercurio, se dice *amalgama*, y no se nombra el mercurio, sino es para decir la cantidad, cuando esta se expresa; así, por ejemplo: *amalgama de oro, de plata, de cobre*, quiere decir disoluciones, mezclas ó aleaciones de mercurio con el oro, la plata y el cobre respectivamente.

33. **Noción acerca de la nomenclatura de Berzélius.**—Este químico modificó la nomenclatura francesa, por lo que hace á los óxidos y sus sales. Los óxidos los nombró á la manera de los ácidos, por medio de terminaciones, á saber *óxido cuproso, óxido cúprico, óxido mercurioso, óxido mercúrico, óxido ferroso, óxido férrico, &c.*

Ya hemos dicho el defecto de la nomenclatura de los ácidos y ese mismo tiene esta de los óxidos calcada en aquella. En Francia esta modificacion tuvo poco éxito; pero no así en Alemania. Claro es que esta variacion en el nombre de los óxidos, se relaciona con el de las sales, así segun Berzélius tenemos: *sulfato ferroso y sulfato férrico, nitrato mercurioso y nitrato mercúrico, &c.*

CAPITULO V.

Notacion y fórmulas químicas.

34. **Signos ó símbolos de los cuerpos simples.**—Cada cuerpo simple se designa con un signo que como puede verse en el cuadro de los equivalentes [19] es la inicial de su nom-

* Dejamos al cuidado de los Sres. Catedráticos el que sus alumnos practiquen muy repetidos ejercicios; pues por no hacer difuso este capítulo, no hemos puesto mas que los ejemplos estrictamente necesarios á la comprension de las reglas de nomenclatura.

bre castellano ó de su nombre latino. Cuando varios empiezan con la misma inicial, entonces se une á ella otra de las letras siguientes, de suerte, que puedan diferenciarse: Ejemplos:

Carbono... .. C.	Cloro. Cl.
Cadmio Cd.	Cromo Cr.
Cesio. Cs.	Cobalto Co.
Calcio Ca.	Cobre Cu.
Cerio. Ce.	

Estos signos no solo representan á los cuerpos simples, sino es que indican su *equivalente*, es decir, una cantidad relativa en peso de cada cuerpo. De manera que C indica un peso de carbono que vale 6, si el del hidrógeno vale 1, el del oxígeno 8, &c. Cuando en vez de un equivalente se quiere designar cualquier cantidad, se coloca á la manera de esponente un número cuyas unidades indican los equivalentes. Así se escriben

Dos equivalentes de oxígeno	O ₂
Tres „ de hierro	Fe ₃
Cuatro „ de potasio	K ₄

Para evitar la confusion entre el signo matemático llamado esponente y el que se emplea en química que en realidad es un coeficiente ó factor numérico; se empieza á usar un número colocado en la parte inferior; de modo que los mismos cuerpos antes expresados se indicarán del siguiente modo: O₂, Fe₃, K₄.

35. Fórmulas químicas.— Representados los cuerpos simples por sus *símbolos químicos*, la formulacion de los compuestos binarios se reduce á colocar los signos de los elementos con el número de equivalentes que entran de cada uno para formar el compuesto; número que en los óxidos, cloruros, bromuros, &c, indica el mismo nombre. Ejemplos:

Protóxido de azo ₃	Az O.
Bióxido de manganeso	Mn O ₂
Sesquióxido de hierro	Fe O _{1½} ó Fe ₂ O ₃ .
Cloruro de hierro	Fe Cl.
Trisulfuro de potasio..	K S ₃ .
Cloruro de sodio	Na Cl.

Como puede verse en estos ejemplos el cuerpo electro-negativo, por regla general, se coloca el último.

Los sesquióxidos se formulan M² O₃, siendo M un cuerpo cualquiera, á fin de no poner exponentes fraccionarios.

Respecto á la formulacion de los ácidos, como sus nombres no indican el número de equivalentes, es preciso conocer antes su composicion cuantitativa. A continuacion ponemos las fórmulas de los más usados, ó las de aquellos que tienen más importancia:

Acido arsenioso ...	As O ³ .	Acido hipocloroso...	Cl O.
„ arsénico	As O ⁵ .	„ fosfórico. ...	Ph C ⁵ .
„ bórico	Bo O ⁵ .	„ fosforoso ...	Ph O ³ .
„ nitroso... ..	N O ³ .	„ sulfúrico ...	SO ³ HO.
„ nítrico	NO ⁵ HO.	„ sulfuroso ...	SO ²
„ carbónico ...	C O ² .	„ sulfhídrico ...	S H.
„ clórico	Cl O ⁵ .	„ fluorhídrico...	F H.
„ clorhídrico ...	Cl H.	„ iodhídrico ...	I H.
„ hiponítrico...	NO ⁴ .	„ silícico... ..	Si O ³ .

Las sales ó cuerpos ternarios, se formulan expresando el ácido y la base, separados estos dos por una vírgula. De modo que,

Sulfato de potasa... ..	SO ³ , KO.
Nitrato de sosa	NO ⁵ , Na O.
Hipoclorito de cal.. ..	Cl O, Ca O.
Carbonato de protóxido de hierro ...	CO ² , Fe O.
Nitrato de plata	NO ⁵ , Ag O.
Sulfato de cobre	SO ³ , Cu O.

Las sales dobles lo mismo que las simples, como se expresa á continuacion:

Sulfato doble de aluminio y potasa	SO ³ , KO, 3 SO ³ , Al ² O ³ .
„ „ „ sosa...	SO ³ , Na O, 3 SO ³ , Al ² O ³ .

Cuando hay que representar más de un equivalente de un cuerpo compuesto, se indica por medio de coeficientes, y si son varios los cuerpos se encierran dentro de un paréntesis y se coloca el coeficiente al lado, lo mismo que en algebra, á saber:

3 equivalentes de peróxido de manganeso...	3 Mn O ² .
4 „ de sulfato de potasa	4 (SO ³ , K O).
7 „ de bisulfato de sosa.	7 (2 SO ³ , Na O).

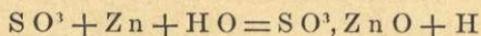
36. **Ligera idea de la formulacion de Berzélius.**—Este químico propuso indicar los equivalentes de oxígeno que entran en los cuerpos compuestos, por medio de puntos colocados encima de cada cuerpo combinado con él, así se tendrá:

Bióxido de manganeso ...	M̄n.
Acido carbónico... ..	C̄.
Sulfato de potasa.	S̄ K̄.
Carbonato de cal.	C̄ Ca.

Tal formulacion tiene poco uso fuera de Alemania, y aun en esta nacion no está generalizada.

Los usos más comunes de las fórmulas es representar abreviadamente las reacciones, por medio de *ecuaciones químicas*, en cuyo primer miembro se colocan los cuerpos que han de

reaccionar y en el segundo los que resultan de la reaccion. Por ejemplo:



es una ecuacion química que expresa con tan pocos signos, que *el ácido sulfúrico reaccionando con el zinc y el agua producen sulfato de zinc é hidrógeno.*

En toda ecuacion química los cuerpos elementales del primer miembro han de ser los mismos que los del segundo miembro, y en igual número de equivalentes, á causa de la permanencia é indestructibilidad de la materia, [21] que se puede transformar, pero jamás anularse.

LIBRO II.

PRIMER GRUPO DE LOS METALOIDES: OXIGENO,
HIDROGENO, AZOE Y CARBONO.

CAPITULO I.

Preliminares.

37. **Propiedades generales de los metaloides y de los metales.**—Sabemos que los químicos han dividido todos los cuerpos simples en dos grupos: los *metaloides* y los *metales*.

Los metaloides son cuerpos, generalmente, privados de brillo metálico, conducen mal el calor y la electricidad, son electro-negativos respecto á los metales, y al combinarse con el oxígeno forman cuerpos ácidos ó neutros, pero nunca básicos. Los hay sólidos, líquidos y gaseosos á la temperatura ordinaria: son sólidos el carbono, boro, silicio, azufre, fósforo, selenio, arsénico, iodo y telurio, líquido el bromo; y gaseosos el oxígeno, hidrógeno, ázoe y cloro.

El estado físico del fluor es desconocido.

Los metales poseen generalmente un brillo especial que aumenta con el pulimento, y que se denomina brillo metálico. Son buenos conductores del calor y de la electricidad; electro-positivos respecto á los metaloides; se distinguen químicamente de los metaloides en que pueden formar al combinarse con el oxígeno *cuerpos básicos*, lo que no implica el que formen también cuerpos neutros y ácidos.

38. **La clasificación de los cuerpos simples no tiene nada de absoluta.**—Debemos advertir que muchas propiedades, tanto físicas como químicas de los metales y metaloides, no cuadran bien á todos; habiendo algunos cuerpos que por sus propiedades físicas deben clasificarse entre los metales, mientras que por las químicas deben colocarse entre los metaloides. Por

eso el arsénico y el silicio, unos autores los colocan entre los metaloides y otros entre los metales; y hasta el hidrógeno con ser el cuerpo que dista más, por su estado físico, del de los metales, debería clasificarse entre estos por otras de sus propiedades.

39. **Clasificación de los metaloides.**—Como veremos al concluir el estudio de los metaloides, estos se agrupan en atención á sus semejanzas químicas en diversas familias; aunque para estudiarlos nos conviene seguir otra agrupación, que es la que se indica en el cuadro general de esta parte de la química.

CAPITULO II.

Oxígeno, ozono, combustion.

OXIGENO=O.

Descubierto casi al mismo tiempo en 1774 por Priestley y por Scheele.
Equivalente=8. Densidad=1,1056.

40. **Propiedades físicas.**—El oxígeno ha tenido antes de la nomenclatura química los nombres de *aire deflogisticado*, *aire puro*, *aire del fuego*, *aire vital*.

Es un gas incoloro, inodoro é insípido. Sometido á una presión de unas 300 atmósfera, y rápidamente evaporado por cesar esta enorme presión, se produce un gran descenso de temperatura, y estas dos causas (enfriamiento y presión) originan la licuación y hasta solidificación del oxígeno. De igual manera se han concretado los otros tres gases llamados antes permanentes [2]. Es poco soluble en el agua, pues apenas disuelve este líquido un 4 p.% de su volúmen.

Descompuesto por la acción de la pila un cuerpo cualquiera oxigenado, este elemento se dirige siempre al polo positivo, lo que prueba que es el más electro-negativo de todos los cuerpos [7].

41. **Propiedades químicas.**—El oxígeno puede combinarse directamente con la mayor parte de los cuerpos simples, produciendo calor y luz, siendo en tal concepto el principal agente de la *combustion* de los cuerpos y de la respiración de los animales. Por eso el carácter más saliente de este gas (aun-

que no absoluto, pues lo posee el protóxido de azóe) es el avivar rápidamente la combustion. Un pedazo de carton, de yesca, papel ó madera que lleve un punto incandescente, introducido en un frasco de oxígeno arden con rapidez, gran brillo, y produciendo llama. El azufre, el fósforo, el carbono arden de igual manera, formando respectivamente ácido sulfuroso, ácido fosfórico y ácido carbónico.

La experiencia más notable que puede hacerse para probar ese poder comburente del oxígeno, consiste en introducir en un frasco lleno de oxígeno (*Fig. 2*) un alambre de hierro arrollado en hélice y que lleve en su extremidad un pedacito de yesca incandescente; al momento se ve arder al hierro con una luz vivísima, desprendiéndose del glóbulo fundido que en la extremidad lleva chispas, y cayendo fundidos en el fondo del frasco globulillos á

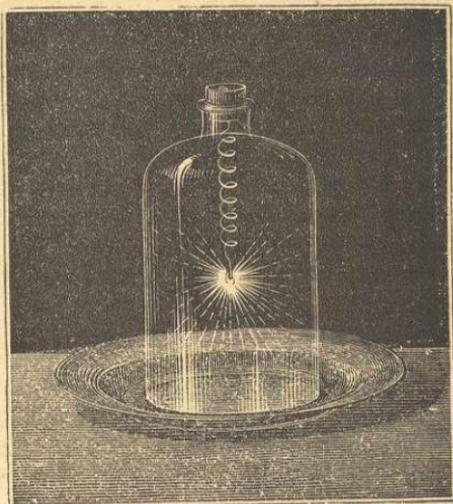


Fig. 2.

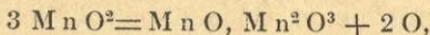
tan elevada temperatura que se incrustan á veces en las paredes del vidrio, á pesar de una porcion de agua que se deja en el frasco para impedir su rotura.

42. **Estado natural del oxígeno.**—Es tal vez el cuerpo elemental mas esparcido en la naturaleza. Se encuentra al estado de mezcla en el aire atmosférico formando próximamente las 21 centésimas partes. Entra en la composicion del agua en la que tambien se halla disuelto: la mayor parte de los cuerpos que forman la tierra, así como las sustancias animales y vegetales se componen de oxígeno.

43. **Medios de obtener el oxígeno.**—Los procedimientos para obtener el oxígeno son numerosos. En los laboratorios se emplean generalmente tres.

- 1.º *Descomposicion del bióxido de manganeso, por el calor.*
- 2.º *Descomposicion de este cuerpo por el calor y la accion del ácido sulfúrico.*
- 3.º *Descomposicion del clorato de potasa por el calor.*

1.º La produccion del oxígeno por el primer procedimiento está fundada en la siguiente reaccion:



es decir, que el calor descompone al peróxido de manganeso en dos óxidos menos oxigenados, como son el protóxido y sesquióxidos los cuales se combinan (óxido salino) quedando libre la tercera parte del oxígeno del óxido de manganeso; pues observemos que en el primer miembro de la ecuacion hay 6 equivalentes de oxígeno, de los que no se obtienen libres mas que 2; lo que representa un 12 % del peso de peróxido de manganeso empleado. De modo que para 100 gramos de este cuerpo se recogen unos 8 litros de oxígeno.

Para esta preparacion se emplea un aparato compuesto de un horno de reverbero (*Fig. 3*) en el que va una retorta de hierro, ó de arcilla refractaria, rodeada de brasas encendidas á fin que la temperatura llegue al rojo. De la retorta parte un tubo *aductor* ó de *desprendimiento de gases*, el que entra en una capacidad con agua que se denomina *cuba hidroneumática*, que lleva una tabla agujereada llamada

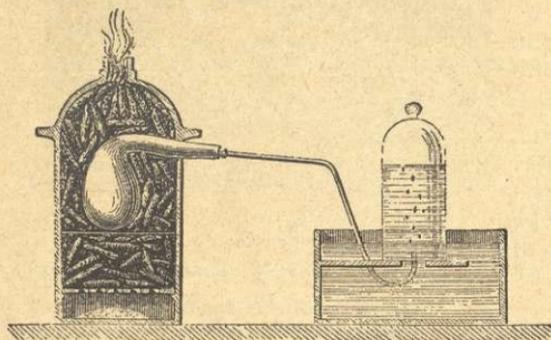


Fig. 3.

puente, y sobre uno de sus agujeros una *probeta* llena de agua, á la que llegan las burbujas de oxígeno desprendidas de la retorta, y que van desalojando el agua, por su menor densidad.

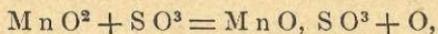
El horno de reverbero se compone de cuatro partes: la primera se llama *cenicero*, la siguiente el *hogar* ú *hornillo*, sigue el *laboratorio*, que es donde se coloca en este ejemplo la retorta, y el *reverbero* ó *cúpula* que es la cubierta del horno.

El modo de regir el aparato es el siguiente: una vez montado, se ponen en la hornilla algunos carbones encendidos, luego se rodea á la retorta de carbon á fin de que al encenderse vayan calentándola lentamente hasta llegar al *color rojo*. El aire atmosférico, algunas porciones de *ázoe* y de ácido carbónico se

desprenden primero, que se dejan escapar hasta que se obtiene despues el oxígeno que se reconoce por sus propiedades.

El uso de la cuba hidroneumática es general para los gases no solubles en el agua; cuando son solubles se usa la cuba de mercurio ó *hidrargirio-neumática*.

2.º Está fundado este procedimiento en la siguiente reaccion:



es decir, que por la accion combinada del calor y del ácido sulfúrico, el peróxido de manganeso se descompone en oxígeno y protóxido que se combina con el ácido sulfúrico, formando sulfato de manganeso. De este modo se obtiene la mitad del oxígeno del peróxido de manganeso, ó sea un peso de 18 p.º. próximamente del peróxido empleado en la reaccion; que para 100 gramos de peróxido producen unos 13 litros de gas.

Para obtenerlo se coloca el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico en un matraz, que se calienta por medio de un hornillo (*Fig. 4*); el tubo aductor del matraz, conduce el gas á un recipiente con agua que hace oficio de cuba, en donde se ponen los vasos que han de recibir el oxígeno, segun tenemos ya explicado.

Como el peróxido de manganeso empleado en el comercio es impuro, acompañándolo principalmente carbonatos que se des-

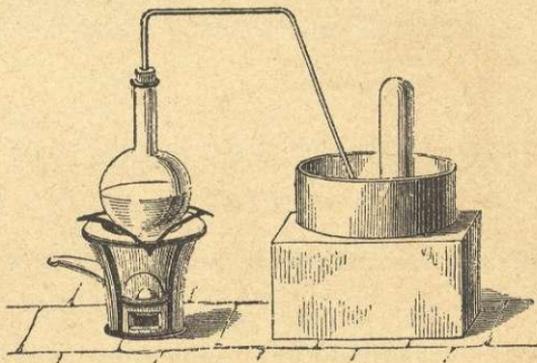


Fig. 4.

componen ya por la accion del calor, ya del ácido sulfúrico, y produciendo gas ácido carbónico que viene mezclado con el oxígeno; para obtener este puro, es preciso privarle de aquel ácido. Para ello se monta el aparato (*Fig. 5*) interponiendo entre el matraz productor del oxígeno *A*, y la cuba y probeta *C*, un frasco *B*, con tres aberturas que contenga una disolucion de potasa, la que absorbe y se combina con el ácido carbónico, dejando libre y puro al oxígeno. Este frasco por su forma se llama de *Woolf* y por su objeto, *lavador*.

Lleva tres bocas ó aberturas: una es para recibir el gas ó

gases, otra para dar salida á los mismos, y la de enmedio para colocar un tubo recto de seguridad.

3.º Se obtiene tambien el oxígeno en los laboratorios me-

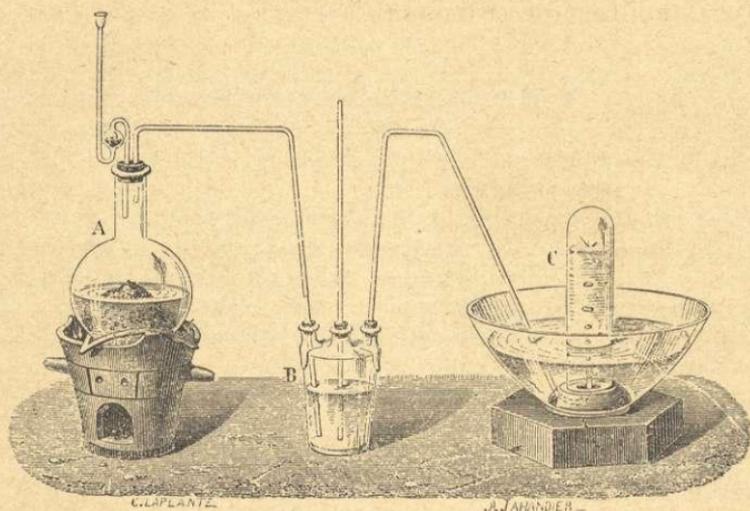
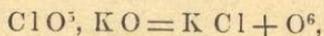


Fig. 5.

dante la acción del calor sobre el clorato de potasa, según la reacción que sigue:



es decir, que esta sal se descompone, deja libre todo su oxígeno y el clorato de potasa se reduce á cloruro de potasio. Es el medio más sencillo y el que produce el oxígeno más puro, aunque no es el más económico á causa del precio del clorato de potasa.

La operación se dispone colocando en una retorta de vidrio esta sal, (*Fig. 6*) calentándola hasta el rojo sombrío, para cuyo fin va sobre un hornillo. De la retorta parte un tubo aductor que lleva el gas á los recipientes llenos de agua, según ya hemos visto anteriormente.

Al principio de la operación se funde el clorato, después se descompone lentamente, y por último con mucha rapidez, porque al empezar la descomposición, el oxígeno libre se combina con el clorato aun no descompuesto, y se forma perclorato de potasa $\text{ClO}^7, \text{K O}$ que después se descompone definitivamente.

Puede evitarse esta reacción intermedia, y hacer la descomposición del clorato de potasa á una temperatura mucho más

baja, mezclando esta sal con la mitad de su peso de peróxido de manganeso, ó de bióxido de cobre, cuyas sustancias no sufren alteracion alguna y solo obran por su presencia, en virtud de una ley desconocida hasta ahora.

Por este último procedimiento se extrae el oxígeno en el

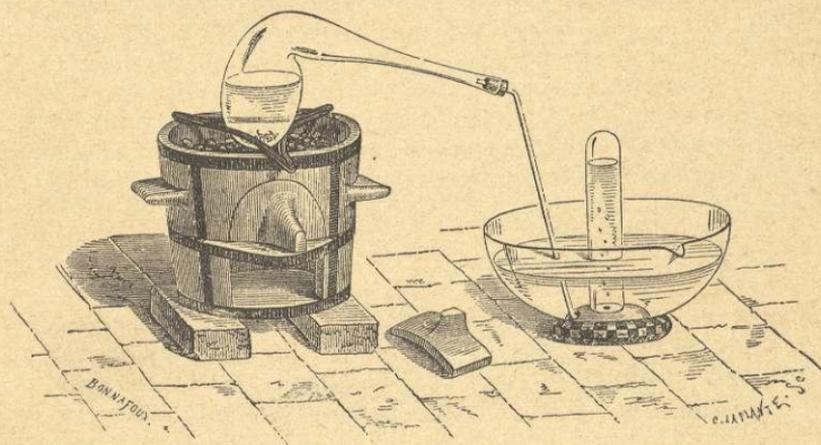


Fig. 6.

mayor número de casos en los laboratorio; y se obtiene un 39 % del peso del clorato empleado, ó sean unos 27 litros para 100 gramos de sal.

44. **Otros medios menos usuales de obtener el oxígeno.**—Los óxidos de plata, de cobre, de mercurio y otros, calentados se descomponen y desprenden oxígeno. Así,

introduciendo un poco de óxido rojo de mercurio en un tubo de vidrio (Figura 7) y calentado con una lamparilla de alcohol; el oxígeno se desprende, que puede recogerse como se vé en la figura, quedando el mercurio al estado metálico en el recipiente. Cada 20 gramos

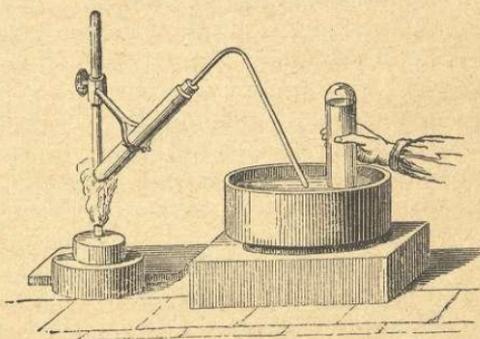


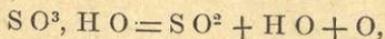
Fig. 7.

Cada 20 gramos

de óxido dará próximamente un litro de gas, lo que equivale al 7, 5 %.

Bousinganlt lo ha obtenido del aire por medio del protóxido de bario BaO (barita) el que calentado al *rojo sombrío* se transforma en bióxido de bario BaO², y después al *rojo blanco*, cede un equivalente de oxígeno y vuelve al estado de protóxido de bario ó barita; pudiendo otra vez sobre oxidarse y desoxidarse sucesivamente, tomando nuevos equivalentes de oxígeno del aire, que á su vez desprende por mayor elevacion de temperatura.

Los Sres. Saint-Claire-Deville y Debray, por la accion del calor, han extraido el oxígeno del ácido sulfúrico comun ó monohidratado SO³, HO, cuyo oxígeno, como veremos mas adelante, toma del aire al fabricarlo. Resulta la reaccion, segun la siguiente fórmula:



ácido sulfuroso, agua y oxígeno; pero haciendo pasar los gases por piedra pomez embebida en agua, esta absorbe el ácido sulfuroso y queda en libertad el oxígeno.

Por último, el Sr. Tessié de Mothay ha propuesto un medio más práctico y que se ha utilizado algunas veces; consiste en hacer pasar una corriente de aire por una mezcla de peróxido de manganeso y sosa calentada al rojo, en una retorta de grés. La mezcla absorbe el oxígeno del aire para transformarse en permanganato de sosa, que se descompone después dejando libre el oxígeno tomado del aire, al inyectarse en la retorta una corriente de vapor de agua.

45. **Ozono ú oxígeno electrizado.**—Cuando se hace pasar una série de chispas eléctricas á través de un frasco de oxígeno, ó cuando se obtiene este gas por la accion de una corriente que descompone el agua (por ejemplo, en el voltámetro); el oxígeno adquiere un olor particular que recuerda el del azufre quemado, de aquí el nombre de *ozono* (que en griego quiere decir *huelo*) que se ha dado al estado alotrópico [12] de este cuerpo simple. Además adquiere el oxígeno, á tal estado, una energía química mayor, y mayor densidad, entrando en combinacion directamente con el ázoe, cloro, bromo, iodo, mercurio, plata y otros cuerpos, no susceptibles de combinarse de un modo inmediato cuando se halla al estado natural, ó no electrizado.

El oxígeno al estado de ozono existe constantemente en la atmósfera, especialmente durante y después de las tormentas; pues las fuertes cantidades de electricidad que la atraviesan producen tal transformacion. Así se explica tambien el olor que

deja el rayo en las capas de aire recorridas por la descarga eléctrica de las nubes.

El ozono vuelve á su estado natural de oxígeno, calentado á una temperatura de unos 240° y, aun sin eso, en presencia del agua al estado de vapor; el mismo efecto producen algunos cuerpos por su presencia, tales como el bióxido de azoe y el carbon en polvo.

46. **Usos del oxígeno.**—Este gas formando parte del aire atmosférico y del agua, constantemente ejerce su accion sobre los animales y las plantas, así como en las combustiones que se verifican en la atmósfera, y en multitud de casos en que esta hace oficios de cuerpo oxidante. Sin embargó, al estado puro el oxígeno se utiliza pocas veces, á causa de su alto precio.

47. **Combustion.**—Lavoisier definió la combustion del siguiente modo: *un fenómeno que resulta de la combinacion de un cuerpo combustible con el oxígeno*: creyendo que para que los cuerpos se combinaran produciendo calor y luz (que es lo que constituye la combustion) era necesario que el oxígeno fuese uno de ellos. Así ocurre, en efecto, ordinariamente al arder el carbon, el fósforo, el azufre y otros cuerpos en el aire. Despues se notó que este fenómeno de la combustion se produce en la combinacion de otros cuerpos, sin que para nada entre el oxígeno. Ejemplo: echando polvos de antimonio en un frasco de cloro, bien seco, se combinan estos dos cuerpos con tal fuerza que producen calor y luz.

Por este y otros hechos se vino en conocimiento de que la *combustion es el fenómeno que resulta de la combinacion de dos ó más cuerpos cualesquiera, con desprendimiento de calor y luz.*

A esto se llama *combustion viva*, para distinguirla de la *combustion lenta*, que es la combinacion de dos cuerpos sin que aparentemente produzcan aquellos fenómenos; por ejemplo la oxidacion del hierro en el aire.

La causa que produce el calor, la luz y la electricidad en las combinaciones, se admite en la actualidad que es puramente mecánica. El choque mútuo de los átomos ó moléculas de los cuerpos al combinarse, da origen á estos fenómenos, tanto más enérgicos cuanto mayor es la cantidad de fuerza viva consumida en el mismo tiempo; de igual manera que un cuerpo se calienta por la accion de un martillo que lo golpea, ó por medio de otra fuerza mecánica cualquiera, como la presion, el rozamiento, &c.

Los cuerpos que arden en el aire son aquellos, simples ó compuestos, que por su gran afinidad con el oxígeno producen una combinacion rápida.

Las circunstancias principales que favorecen la combustion,

ó sea la mayor fuerza viva de los átomos ó moléculas al unirse unos con otros, son: 1.^a la desaparicion rápida de los productos de la combustion. 2.^a las corrientes de aire. 3.^a el estado de division de los cuerpos combustibles. 4.^a la mayor temperatura. Las dos primeras hacen que los cuerpos que se combinan queden al descubierto y puedan ejercer su accion más libremente; la tercera aumenta el número de átomos en contacto, y la cuarta excita á los átomos para entrar en combinacion.

CAPITULO III.

Hidrógeno, agua, bióxido de hidrógeno.

HIDRÓGENO = H.

Descubierto al principio del siglo diez y ocho y estudiadas sus propiedades en 1766 por Cavendish.

Equivalentente = 1.

Densidad = 0,069.

48. **Propiedades físicas.**— Antes de la nomenclatura se llamó á este cuerpo *gas inflamable*, nombre sustituido despues por el de hidrógeno (engendrador de agua) por formar parte de este líquido.

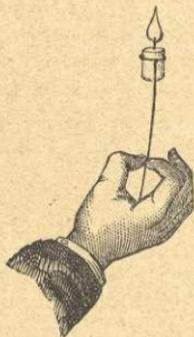
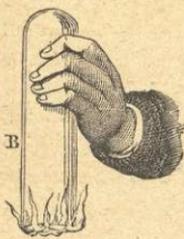


Fig. 8.

invertida (*Fig. 8*) introduciendo en ella un cuerpo encendido,

El hidrógeno es un gas incoloro, sin sabor y sin olor. Es el más ligero de todos los cuerpos, pues su densidad comparada con la del aire es $14\frac{1}{2}$ veces menos denso. El agua lo disuelve aunque en pequeña cantidad: $1\frac{1}{2}$ p.% de su volúmen. Se ha reducido á líquido y hasta al estado sólido por un procedimiento análogo al empleado para el oxígeno en el aparato de Cailletet.

49. **Propiedades químicas.**—

Es un gas combustible, arde en el aire con una llama azulada débil; pero que produce gran cantidad de calor, siendo el cuerpo que tiene mayor potencia calorífica. Si se toma una probeta llena de hidrógeno, y se la coloca

este se apaga; pero el hidrógeno arde. Por eso se dice que es *combustible*, pero no *comburente*. Esta combustion del hidrógeno es debida á su combinacion con el oxígeno del aire para formar agua.

En efecto; se hace pasar una corriente de hidrógeno, producido como despues veremos, (*Fig. 9*) á través de un tubo con cloruro de calcio, para desecarlo, y á la extremidad de este tubo, se coloca otro aductor terminado en punta, para que por

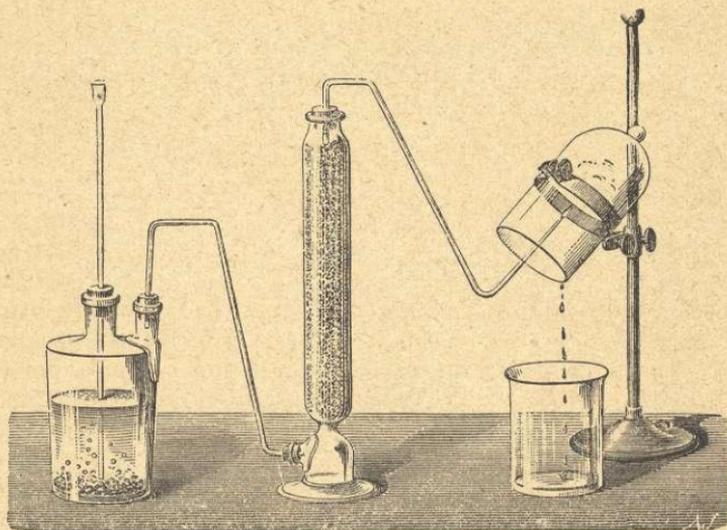


Fig. 9.

ella salga una corriente de hidrógeno. Se inflama este aproximando un cuerpo encendido, y se coloca una campana tubulada y ligeramente inclinada, todo como se indica en la figura; viéndose á poco deslizarse por las paredes de la vasija gotas del agua producida.

La combinacion directa del oxígeno y el hidrógeno no se efectúa jamás; pero un cuerpo incandescente, una chispa eléctrica ó un pedazo de esponja de platino la provocan, con violenta detonacion. Para hacer la experiencia, sin temor de daño, se mezclan en una campana dos volúmenes de hidrógeno con uno de oxígeno, y se adapta á la parte superior de ella, por medio de una rosca con tornillo, una vegiga vacía de aire. Se abren las dos llaves (la que lleva la campana y la de la guarnicion de la vegiga) y queda hecha la mezcla. Despues se prepara un poco

de agua con una disolucion jabonosa. Adaptando á la guarnicion de la vegiga un tubo y abriendo la llave, se deja escapar el gas mediante una suave presion, con lo que se forman unas cuantas burbujas jabonosas llenas de la mezcla detonante. Aproximando una mecha que en su extremidad tenga un punto incandescente, se produce una violentísima detonacion.

Se puede producir esta tambien por una chispa eléctrica, llenando de la mezcla el pistolete de Volta, segun sabemos por la física.

Tambien son esplosivas las mezclas de hidrógeno y aire, aunque con menos violencia.

Otra experiencia curiosa que puede hacerse con el hidrógeno

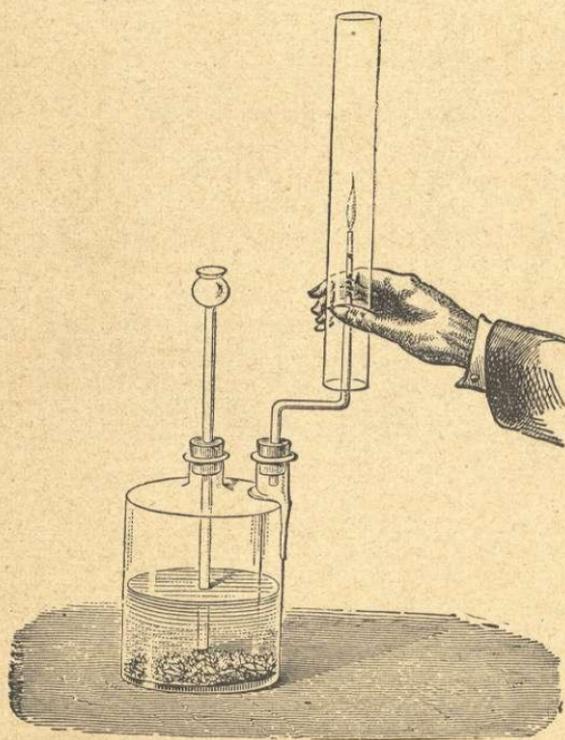


Fig. 10.

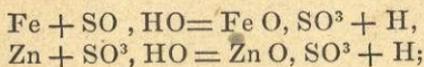
es la del sonido musical que su combustion produce. Para esto se cubre la llama con un tubo largo abierto por sus dos extremos (*Fig. 10*); produciendo un sonido que se debe á las vibraciones de la llama que se transmiten al aire contenido en el tubo. Los tonos de estos sonidos dependen de las longitudes de los tubos, conforme á las leyes de las vibraciones de los tubos sonoros. Colocando varios formando sonidos musicales acordes, se forma lo que se llama *armonía química*.

El hidrógeno se combina con la mayor parte de los metaloides, y forma con ellos cuerpos que pueden ser neutros como el agua y los hidrógenos carbonados; ácidos, como los ácidos sulfhídrico; clorhídrico; ó básico como el amoniaco.

50. **Estado natural.**—El hidrógeno se encuentra rara vez al estado de libertad en la naturaleza; pero en combinación está muy esparcido formando el agua y los cuerpos vegetales y animales.

51. **Preparación del hidrógeno.**—El hidrógeno libre se puede obtener descomponiendo el agua por la acción de la pila, ó por el potasio ó el sodio; ó bien haciendo pasar el vapor de agua á través del hierro enrojecido dentro de un tubo de porcelana; metal que se apodera del oxígeno á esa temperatura y deja libre al hidrógeno.

Pero los procedimientos usuales de obtener este gas, están fundados en las siguientes reacciones homólogas:



en las que vemos que el hierro ó el zinc en presencia del ácido sulfúrico monohidratado, se apoderan del oxígeno del agua para formar un óxido, que combinado con el ácido forman sulfato de hierro ó de zinc respectivamente y dejan libre al hidrógeno.

En un matraz se introducen algunos pedazos de hierro, ó de zinc, con agua acidulada con ácido sulfúrico (*Fig. 11*) desprendiéndose á poco burbujas de hidrógeno; de modo que si se ajusta por medio de un tapon de corcho, un tubo vertical agujereado en su extremidad, se puede inflamar el gas que sale por ella.

En los laboratorios se usa un frasco de dos bocas, en la del centro lleva un tubo que llega casi hasta el fondo (*Fig. 12*) y la otra provista de un tubo aductor, ó de desprendimiento, que lleva el gas á la probeta ó capacidades que han de recogerle

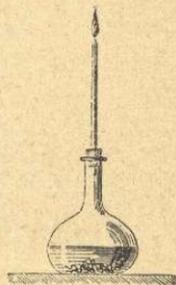


Fig. 11.

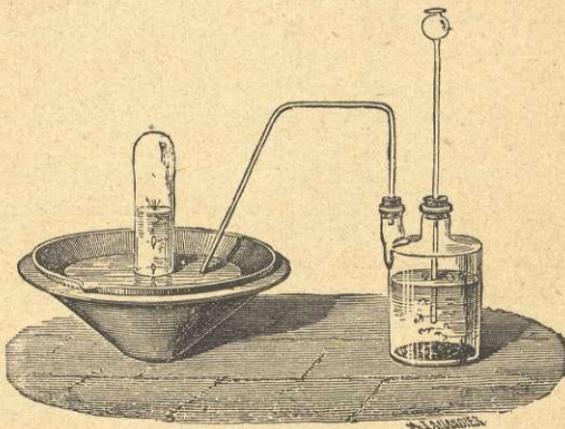


Fig. 12.

mediante á un barreño que hace oficios de cuba hidroneumática.

En el interior del frasco se coloca el zinc ó el hierro, y por el tubo recto de seguridad se echa el agua acidulada.

El peso del hidrógeno recogido es el 3 p. % del del zinc empleado, ó cerca del 4 p. % del hierro, si se usa este metal.

Cuando se desea obtener en los laboratorios hidrógeno en mayor cantidad, se suele emplear un aparato formado de dos grandes frascos (*Fig. 13*), que comunican por su parte inferior

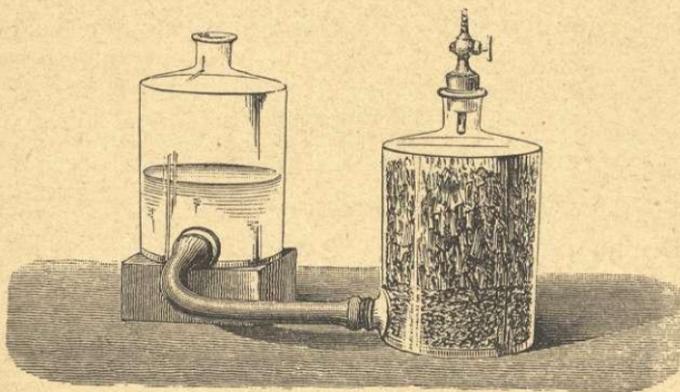
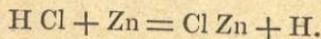


Fig. 13.

por medio de un tubo. Uno de ellos contiene en su fondo piedra pomez en pedazos grandes, sobre los que va zinc en granalla; y lleva en la parte superior un tubo con llave, para adaptar á él tubos de goma que sirven para la conduccion del gas á los recipientes. El otro frasco contiene agua acidulada con ácido sulfúrico. Cuando se abre la llave el líquido penetra en el primer frasco y comienza la reaccion. Si se cierra la llave, se acumula el hidrógeno, hace presion y repele el líquido al otro frasco, con lo que la reaccion cesa.

El mismo aparato se puede usar para otras reacciones que se verifican entre líquidos y sólidos con desprendimiento de gas, por ejemplo, para la obtencion del ácido sulfhídrico.

Podria emplearse en vez del ácido sulfúrico el clorhídrico; la reaccion entonces sería:



El hidrógeno que se obtiene por estas reacciones no sale químicamente puro, porque no lo están las sustancias empleadas; se forman generalmente pequeñas porciones de carburo de

hidrógeno, ácido sulfhídrico, é hidrógeno arsenical; de este último, que es el más perjudicial por sus propiedades venenosas y corrosivas, puede desembarazarse el hidrógeno haciéndolo pasar por una capacidad con agua, que se llama *lavador*, en cuyo líquido se disuelve.

52. **Usos del hidrógeno.** — Se emplea principalmente el hidrógeno para *reducir* ó desoxidar algunos cuerpos, en la luz *Drummond*, en el soplete de Newman, y para llenar los globos aereostáticos.

La llama del hidrógeno adquiere gran brillo, por la incandescencia de un cuerpo sólido infusible colocado en su interior: la magnesia, la barita, la zircona, la cal y otros, pueden servir á este fin; pero se usa generalmente esta última; tal es la luz *Drummond*.

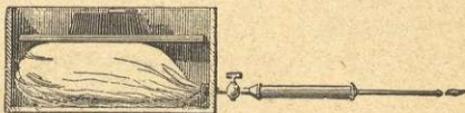


Fig. 14.

Una mezcla de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno (cantidades en que entran para formar agua) desarrollan al arder una temperatura elevadísima, capaz de fundir gruesos hilos de hierro, de platino, así como la sílice y otros cuerpos refractarios. Para evitar el grave riesgo de una explosion, se aíslan los dos gases en gasómetros separados, y solo se mezclan en el tubo de salida; ó bien se colocan una porcion de telas metálicas en el interior del tubo de salida (*Fig. 14*) las que impiden la trasmision del calor desde la llama al depósito.

Los Sres. Deville y Debray han llegado á fundir con este soplete oxihídrico masas considerables de platino. Para ello los dos gases llegan separadamente por dos tubos concéntri-

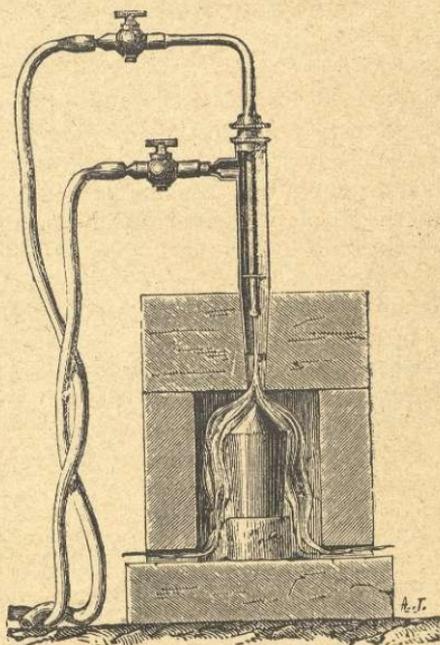


Fig. 15.

cos (*Fig. 15*) que atraviesan la cubierta del horno, todo construido de cal. El *dardo* ó llama del soplete se dirige sobre un recipiente de cal que contiene el platino, ó sobre un crisol cerrado por un cono de la misma sustancia; la llama sale por agujeros practicados en la parte inferior del horno. Los gases van separados en dos gasómetros como queda dicho, y no hay peligro alguno de esplosion.

Siendo el más ligero de todos los cuerpos, sabemos por la física que se emplea para llenar los globos aerostáticos, con preferencia al gas de alumbrado.

El aparato de producción del hidrógeno se compone de unos cuantos toneles colocados en forma circular (*Fig. 16*), en

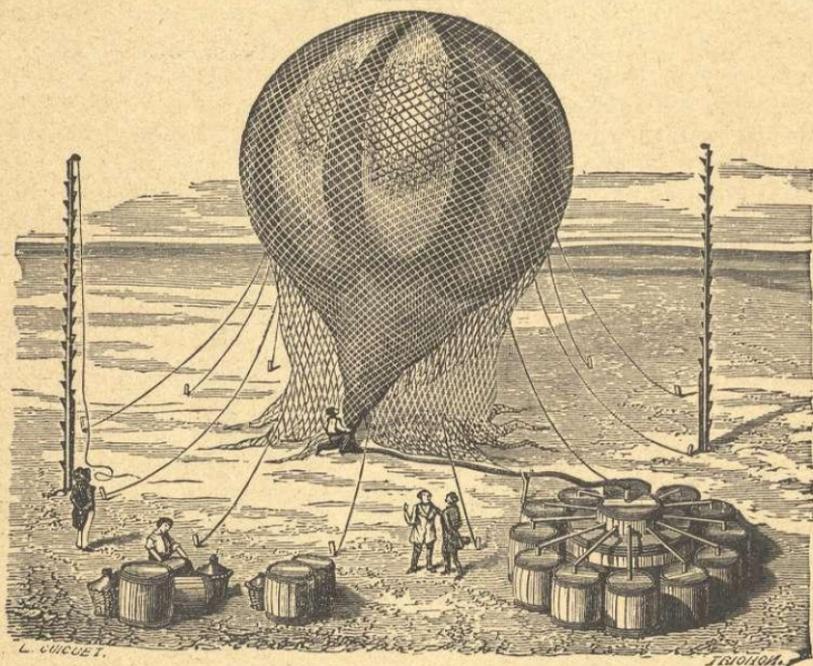


Fig 16.

los que se coloca el hierro y el agua con ácido sulfúrico; cada uno de ellos llena un tubo de desprendimiento que conduce el gas al tonel mayor central con agua, que hace de frasco lavador, en la que queda disuelto principalmente el hidrógeno arsenical, que por su accion corroyente podría picotear la tela con grave peligro de los areonautas. Por último, un gran tubo conduce

el gas, ya lavado, al globo, cuidando de que este no quede lleno del todo, para que permita la expansion del gas en las regiones altas de la atmósfera, sin riesgo de que la envuelta se rompa.

Tambien se utiliza el hidrógeno para llenar globillos de goma elástica teñidos de distintos colores, y que sirven de entretenimiento á los niños: aunque con algun riesgo por ser inflamables á la aproximacion de un cuerpo encendido.

Agua ó protóxido de Hidrógeno= H O .

Equivalente=9.

Densidad=1.

53. **Propiedades físicas del agua.**—Fué considerada por los antiguos como uno de los cuatro elementos (aire, tierra, fuego y agua). A la temperatura ordinaria es un líquido sin sabor ni olor; en pequeñas masas es perfectamente incolora y diáfana, pero vista en grandes espesores toma un color verde azulado. Se solidifica á 0° y entra en ebullicion á 100° bajo la presión de 0,76 de mercurio.

Al congelarse puede cristalizar, como sucede á los copos de nieve, y entonces forma hermosos cristales exaédricos agrupados simétricamente y de formas variadas, aunque pertenecientes al mismo sistema.

Al solidificarse disminuye su densidad, siendo el máximum de esta á 4° , 1 sobre cero, y á tal estado se toma como unidad para medir las densidades de los cuerpos sólidos y líquidos. A causa de aquella circunstancia flota el hielo en el agua, y se forman costras sólidas en los rios y los mares.

54. **Propiedades químicas.**—El agua es un cuerpo neutro, y, por tanto [27] se une á las bases fuertes ó los ácidos, haciendo oficios de ácido ó de base respectivamente. Puede descomponerse por el calor ó temperaturas muy elevadas (unos 2000°); y por la disociacion á otras no tan altas (unos 1200°). En efecto, Sain-Claire Deville ha colocado en el interior de un tubo de porcelana barnizado (*Fig. 17*) un segundo tubo *T* de porcelana porosa, calentándolo en un horno de reverbero; haciendo pasar por el tubo interior una corriente de vapor de agua, y por el exterior ácido carbónico. El agua se descompone por el calor en oxígeno é hidrógeno; pero este por endósmosis pasa al tubo exterior, mientras que el ácido carbónico atravesando los poros del tubo interior, pasa á este. De modo que se recogerá ácido carbónico mezclado con hidrógeno del tubo exterior y ácido carbónico con oxígeno del tubo interior.

Unos metaloides como el oxígeno y el ázoe no ejercen accion

sobre el agua, y otros como el cloro y el carbono auxiliados por el calor la descomponen. La mayor parte de los metales, unos en frío y otros en caliente, producen la descomposicion de este cuer-

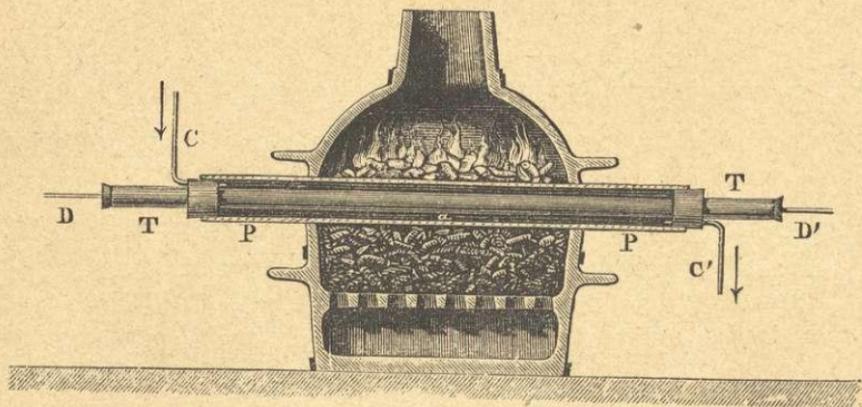


Fig. 17.

po, apoderándose de su oxígeno y dejando en libertad el hidrógeno.

55. **Análisis del agua.**—El procedimiento anterior podría utilizarse para hacer el análisis de este líquido; pues recogiendo los gases y separando el ácido carbónico por medio de una disolución de potasa, se tendrían las proporciones en volúmen ó en peso, que de oxígeno é hidrógeno entran para formar el protóxido de hidrógeno ó agua; pero son más sencillos los análisis hechos por el *voltámetro* ó por la *oxidacion del hierro*.

Por el *voltámetro* (*Fig. 18*), instrumento ya conocido por la física, se descompone el agua sensiblemente en dos volúmenes de hidrógeno para uno de oxígeno, lo que nos da en peso la relacion de uno de hidrógeno para ocho de oxígeno, que son los equivalentes de estos dos gases.

Para analizar el agua por la accion del hierro, se emplea, á poco más ó menos, el aparato usado por Lavoisier, que consiste en un tubo de porcelana calentado al rojo en un horno de reverbero y en cuyo interior lleva alambre de hierro. Una de las extremidades del tubo comunica con una retorta en la que se destila agua, y la otra con un serpentín que á su vez está en comunicacion con un frasco de dos bocas, para condensar el vapor de agua no descompuesto, y en una campana graduada se recibe el hidrógeno resultante de la descomposicion.

El vapor de agua es descompuesto por el hierro incandes-

cente, que se apodera del oxígeno y deja en libertad al hidrógeno. Medido el volúmen de este y el aumento de peso del hie-

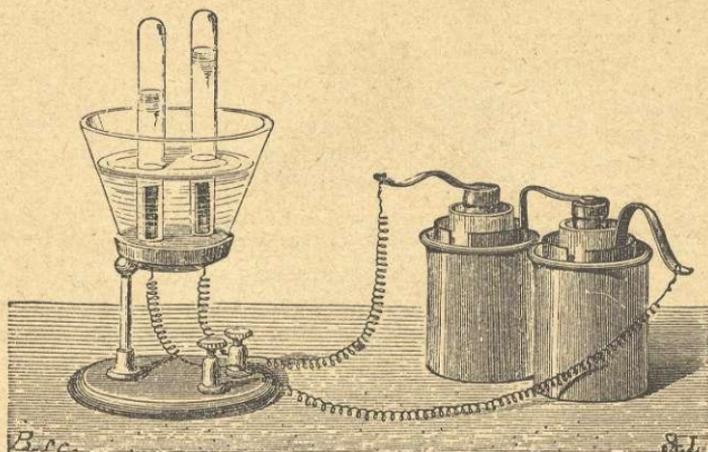


Fig. 18.

rro, se determinan las cantidades de uno y otro que forman el agua.

56. **Síntesis del agua.**—Puede hacerse la síntesis del agua por el *eudiómetro* ó por la reducción del óxido de cobre.

El eudiómetro es una campana de vidrio graduada en volúmenes iguales, y de paredes gruesas para que pueda resistir fuertes presiones, dentro de la que se puede hacer pasar una chispa eléctrica que produzca la combinación de los cuerpos gaseosos. Se ponen dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno, y se introduce el aparato en una cuba de mercurio. Por medio de la chispa eléctrica se provoca la combinación de los dos gases, observándose que no queda residuo; pues que al dejar un vacío en el interior del eudiómetro se abre una válvula que lleva y el mercurio llena completamente la capacidad del aparato.

Sabemos que el hidrógeno en presencia de los óxidos metálicos, y bajo la influencia del calor, se apodera del oxígeno. En tal propiedad está fundado el método de Dumas para verificar la síntesis del agua. Se hace pasar una corriente de hidrógeno seco por un tubo que contenga óxido de cobre. Se pesa exactamente la cantidad de agua que resulta, y la pérdida de peso del óxido (que nos dará el peso del oxígeno), restando éste de aquel peso, se tendrá el del hidrógeno.

Atendiendo á que el hidrógeno obtenido de los procedimien-

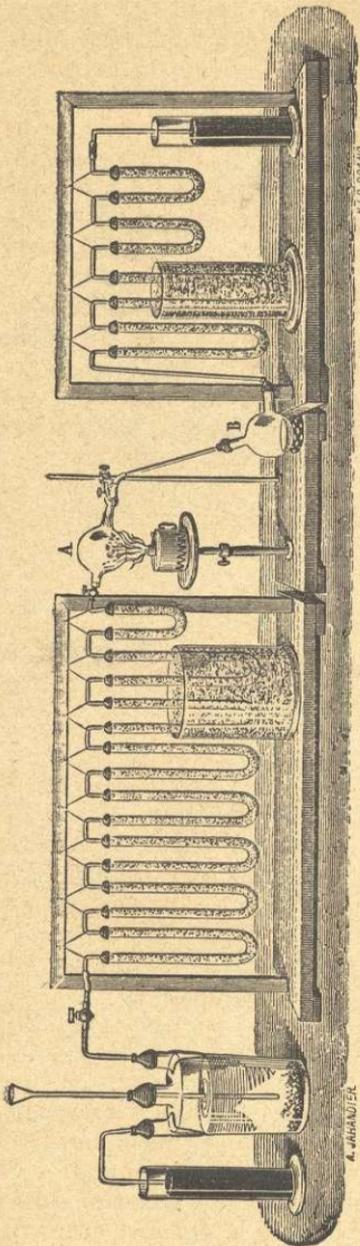


Fig. 19.

tos ya explicados, no sale puro, pues además del vapor de agua que le acompaña lleva ácido sulfhídrico, hidrógeno arsenical, hidrógeno fosforado y otros, que provienen de la impureza del ácido sulfúrico y del zinc comerciales; hay necesidad de montar un aparato especial para que tenga el grado de exactitud que requiere esta esperiencia.

Para ello se hace pasar el hidrógeno primeramente por un frasco lavador que contenga una disolución saturada de potasa (*Fig. 19*) la que se apodera del ácido sulfúrico que es arrastrado mecánicamente, y de los hidrógenos carbonados: despues por una série de tubos en U que contengan una disolución de acetato de plomo para detener el ácido sulfhídrico, y luego por otros con piedra pomez impregnada con nitrato de plata que descompone los hidrógenos arsenical y fosforado. Despues atraviesa el hidrógeno cuatro tubos con ácido sulfúrico concentrado para que se apodere del vapor de agua, los últimos sumergidos en hielo machacado para favorecer la condensacion. Por último, un tubo en U mas pequeño llamado *testigo* con ácido fosfórico anhidro, cuyo peso debe quedar invariable despues de la operacion, y que demostrará que los tubos anteriores han producido todo el efecto que se deseaba.

Sigue despues un globo de vidrio *A* que contiene unos 100 gramos de óxido negro de cobre, que puede calentarse por medio de una lámpara de alcohol y que

comunica con el condensador B, constantemente enfriado por un chorro de agua, seguido de varios tubos con piedra pomez, impregnada con ácido sulfúrico; otros con ácido fosfórico anhidro y un último tubo testigo, en comunicacion con un recipiente con mercurio.

El globo condensador y los tubos absorbentes se pesan con una balanza de precision al montar el aparato. La disminucion de peso del globo A nos dará la cantidad de oxígeno; el aumento de peso del globo condensador B y de los tubos absorbentes que le siguen la cantidad de agua; restando de este peso aquel, tendremos el peso del hidrógeno, segun dejamos ya indicado.

57. **Estado natural del agua.**—En la naturaleza no se encuentra el agua químicamente pura. Las aguas de los rios, lluvias, la de los mares, fuentes, siempre llevan aire, ácido carbónico y otros gases, así como muchas sustancias salinas, y segun A. Müntz vestigios de alcohol: descubrimiento moderno é inesperado que ha causado sensacion en el mundo químico.

Para recoger los gases que el agua tiene en disolucion, se toma un gran matraz lleno completamente de agua (*Fig. 20*) y

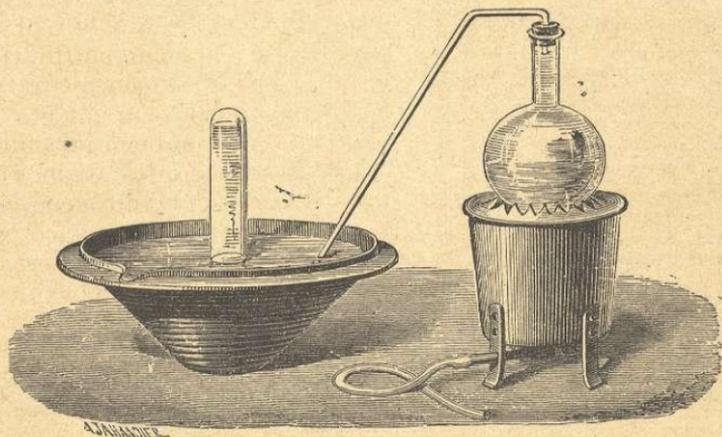


Fig. 20.

provisto de un tubo aductor que conduzca los gases á una campana graduada, en donde se recogen, cuando se hace hervir el líquido, para cuyo fin el matraz se coloca sobre un hornillo. Si se analizan despues estos gases se observa que contienen un 34 p. % de oxígeno, proporcion muy superior á la del aire atmosférico y que es la que corresponde al poder disolvente del agua

para con este gas, siendo esta otra comprobacion de que el aire es una mezcla de gases y no una combinacion.

Un litro de agua analizada por M. Peligot, le ha dado 23 centímetros cúbicos de gases, á saber: 7,4 de oxígeno, 15,1 de ázoe y 0,5 de ácido carbónico; y la misma cantidad de agua del Sena: 57 centímetros cúbicos, y los tres gases en la proporcion de 10,1 de oxígeno, 24,3 de ázoe y 22,6 ácido carbónico.

El aire disuelto en el agua, más rico en oxígeno que el libre, sirve para la respiracion de los peces, moluscos y zoófitos y para la vegetacion de las plantas acuáticas.

Las sustancias salinas más comunmente disueltas en las aguas no marinas ni minerales son: el carbonato de cal, el sulfato de cal, varios cloruros de los que el más importante es el cloruro de sódio.

Las *sales de cal* se reconocen por el oxalato de amoniaco que dá un precipitado blanco de oxalato de cal; los *sulfatos* por el nitrato de barita que da un precipitado blanco de sulfato de barita; los *cloruros* por el nitrato de plata, que produce un precipitado blanco grumoso que se ennegrece á la luz y se disuelve de el amoniaco; y el *carbonato de cal*, por la tintura alcohólica en campeche, que toma un color violeta más ó ménos subido.

58. **Aguas saladas, minerales, dulces, potables y puras.**—Las aguas del mar y todas las que contienen una gran cantidad de cloruro de sódio se llaman saladas. En las del mar además de dicho compuesto se encuentran sulfato de magnesia, ioduros y bromuros de sódio y de magnesio y otros cuerpos.

Las aguas que tienen en disolucion fuertes cantidades de otras sales, ó de otros cuerpos, que no sea el cloruro de sódio, se denominan minerales; y toman los nombres de sulfurosas, alcalinas, azoadas, ferruginosas, carbónicas, &c., segun el compuesto predominante en ellas. Se utilizan generalmente como aguas medicinales.

Cuando las sustancias salinas que contienen en disolucion están en pequeñas proporciones, de manera que las aguas no tienen sabor alguno, llevan el nombre de *aguas dulces*, y si éstas pueden beberse sin que produzcan ningun desarreglo en la economía, se dice que son *potables*. Se reconocen en que no tienen sabor, olor ni color, cuecen bien las legumbres y disuelven el jabon.

Las aguas potables no son puras como algunos creen; todo lo contrario, para que sirvan en las funciones de digestion y de nutricion, es preciso que lleven aire disuelto y pequeñas porciones de varias sales, especialmente compuestos calisos que son necesarios á la nutricion de los huesos de los animales.

No existiendo en la naturaleza agua perfectamente pura, los químicos se la proporcionan mediante á la destilacion. Cuando no se necesitan grandes cantidades, se usa una retorta de vidrio (Fig. 21) colocada sobre un hornillo con fuego para hervir

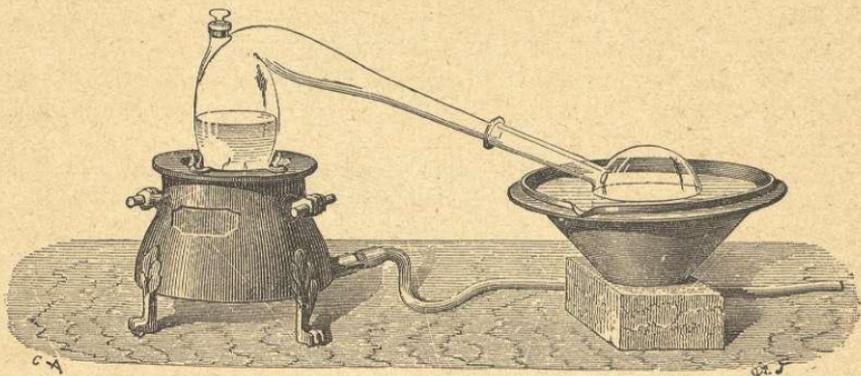


Fig. 21.

el líquido; el cuello de la retorta penetra en el de un matraz que, rodeado de agua fria, hace oficio de refrigerante.

Para cantidades mayores se emplea el *alambique* (Fig. 22)

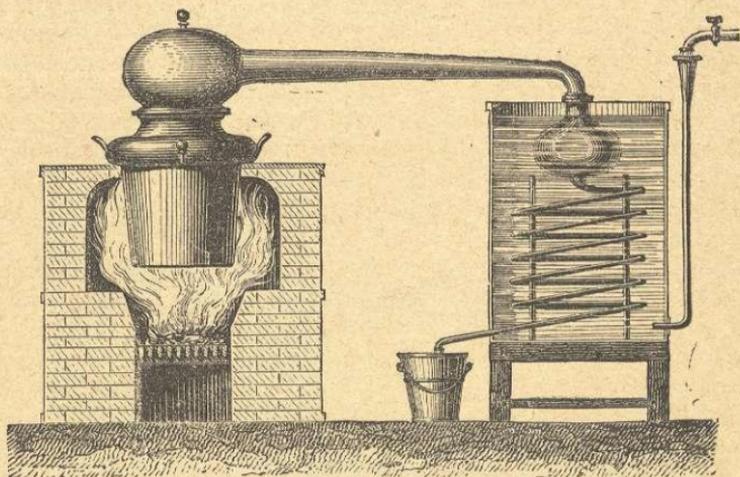


Fig. 22.

ya conocido por la física. Se tiene cuidado de no recoger las primeras porciones, ni las últimas; aquellas porque tienen los ga-

ses desprendidos en los primeros momentos de la operacion, y estas porque pueden llevar algunos cuerpos producidos por la descomposicion de las materias disueltas en el agua. En todos los casos se reconoce la pureza del líquido empleando los reactivos: *estos no deben dar precipitado, cualquiera que sea su naturaleza, si están disueltos en el agua.*

El agua pura se emplea en química y en medicina.

AGUA OXIGENADA

ó bióxido de hidrógeno. = HO^2

Descubierto por Thenard en 1818.

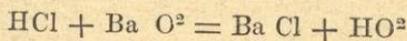
Equivalente. = 17. Densidad = 1,452.

59. **Propiedades físicas.**—El agua oxigenada es un líquido incoloro, ligeramente azucarado, de sabor metálico. A poco más de 50° se descompone en oxígeno y agua; esto es, $\text{HO}^2 = \text{HO} + \text{O}$.

60. **Propiedades químicas.**—Es uno de los cuerpos oxidantes más enérgico. El hierro, el zinc, el magnesio, descomponen instantaneamente el bióxido de hidrógeno, transformándolos en óxidos hidratados. Muchos protóxidos, como los de estaño, bario, estroncio y calcio, se convierten en bióxidos. Por igual razon, descolora la tintura de tornasol, y blanquea la piel, produciendo una sensacion de quemadura.

Varios cuerpos, tales como el carbon dividido, el bióxido de manganeseo, la plata, el oro, reducidos á polvos, provocan la descomposicion de este cuerpo, sin que entren en combinacion con el oxígeno, ni con el agua producida.

61. **Preparacion y usos.**—Para obtener el agua oxigenada se emplea la siguiente reaccion:



es decir, la accion del ácido clorhídrico sobre el bióxido de bario, que forma cloruro de bario y bióxido de hidrógeno. Como el cloruro de bario es soluble, se le precipita por el ácido sulfúrico, que produce sulfato de barita. El líquido restante se evapora en el vacío hasta consistencia de jarabe, lo que da una disolucion concentrada de bióxido de hidrógeno. Es preciso rodearla de una mezcla frigorífera que impida su fácil descomposicion por el calor.

Se ha utilizado este líquido para limpiar los cuadros antiguos, ennegrecidos por la sulfuracion de los colores de plomo (albayalde, amarillo de corona, &c.), pues por su accion oxidante los transforma en sulfatos.

CAPITULO IV.

Ázoe, aire atmosférico.

AZOE Ó NITRÓGENO—Az ó N.

Descubierto en 1772 por Rutherford. Lavoisier fué el primero que reconoció su existencia en el aire en 1777.

Equivalente=14. Densidad=0,971.

62. **Propiedades físicas.**—El ázoe ó nitrógeno, ha recibido los nombres de *alcalígeno*, *aire viciado*, *miasma atmosférico* y otros. El nombre de nitrógeno lo debe á la circunstancia de formar ó engendrar el *nitro* ó *salitre* (nitrato de potasa): y el de ázoe á que priva de la vida á los animales que le respiran puro; aunque no es propiamente tóxico, sino asficiente; pues mezclado con el oxígeno es aspirado constantemente por los pulmones sin causar daño alguno.

Es un gas incoloro, inodoro é insípido, débilmente soluble en el agua y que sometido á la presión de 200 atmósferas ha sido licuado por Cailletet.

63. **Propiedades químicas.**—El ázoe destruye los cuerpos en combustión, lo que se comprueba observando que un cuerpo encendido puesto en su interior, se apaga instantáneamente. Tiene pocas afinidades y así se caracteriza por sus propiedades negativas; sin embargo, haciendo pasar una serie de chispas eléctricas por la mezcla de oxígeno y ázoe, ó de ázoe é hidrógeno, se producen respectivamente ácido hiponítrico, ó nítrico, ó amoníaco, NO^4 , NO^5HO , NH^3 . Esto nos explica la existencia del ácido nítrico y del amoníaco en el aire, después de una tormenta.

Saint-Clare Deville ha demostrado que á temperaturas elevadas puede combinarse el hidrógeno con el boro, magnesio, titanio y otros metales.

64. **Estado en la naturaleza.**—Se halla el nitrógeno muy esparcido en la naturaleza; pues sabemos que forma próximamente los cuatro quintos del aire atmosférico, entrando además en la composición de casi todas las sustancias animales y vegetales. También se le encuentra en combinación en los nitratos, ácido nítrico, compuestos amoniacales, &c.

65. **Extracción del nitrógeno.**—Se obtiene este gas generalmente por tres medios. 1.º Separándolo del oxígeno y de-

más cuerpos del aire atmosférico. 2.º Descomponiendo el amoniaco por la accion del cloro. 3.º Por la descomposicion del nitrito de amoniaco.

1.º Se coloca un pedazo de fósforo sobre una capsulita de porcelana que flote sobre un tapon de corcho en una cuba con agua (*Fig. 23*). Se hace arder el fósforo y se cubre con una gran

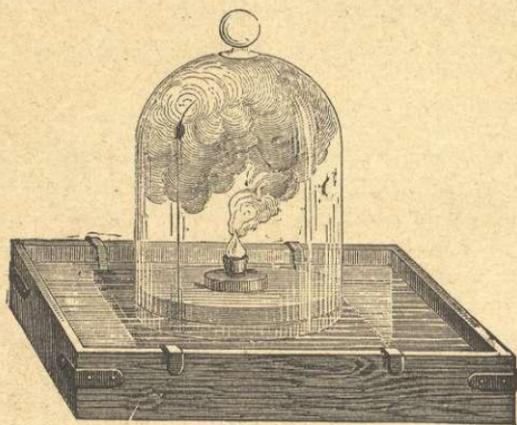


Fig. 23.

campana de vidrio, sumergiéndola algunos milímetros en el líquido. El fósforo al arder se apodera del oxígeno del aire, forma ácido fosfórico que se disuelve en el agua, dejando libre el ázoe.

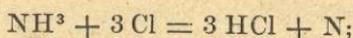
En verdad quedan todavía en él pequeñas porciones de oxígeno, no consumido en la combinación del fósforo, vapor de agua, y el ácido carbónico contenido en

el aire. Si se quiere obtener el nitrógeno perfectamente puro, hay necesidad de dejar en contacto con el gas pedazos de fósforos hasta que no sean luminosos en la oscuridad, para que consuman las últimas porciones de oxígeno; una disolución de potasa cáustica que absorberá el ácido carbónico, y cloruro de calcio para desecar el gas.

También se obtiene el nitrógeno haciendo pasar una corriente de aire seco por hilos ó recortes de cobre á la temperatura del rojo. El metal se apodera del oxígeno y deja libre el ázoe. El aparato se compone de un gran frasco lleno de agua (*Fig. 24*) que por medio de un grifo y un embudo vierte el líquido en otro lleno de aire; este gas, desalojado por el agua, pasa á un tubo en U que contiene potasa cáustica, la que retiene el ácido carbónico y la humedad; la mezcla del oxígeno y ázoe, atraviesa despues un tubo de vidrio, ó de porcelana, colocado sobre carbones encendidos, que lleva en su interior el cobre, el cual apoderándose del oxígeno deja en libertad el nitrógeno, que por un tubo aductor va á una campana ó capacidad cualquiera, colocada en una cuba, ó depósito de agua.

2.º La gran afinidad del cloro para con el hidrógeno, pue-

de aprovecharse para descomponer el amoniaco NH_3 dejando libre el nitrógeno segun la fórmula:



esto es, que un equivalente de amoniaco y tres de cloro, forman tres equivalentes de ácido clorhídrico y uno de ázoe.

3.º El nitrito de amoniaco por la accion del calor se des-

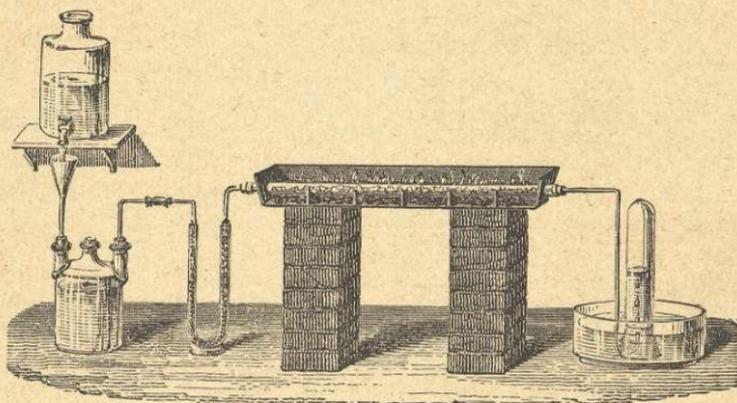
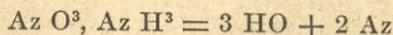


Fig. 24.

compone en agua y nitrógeno, segun la siguiente ecuacion química:



es el procedimiento mas sencillo de procurarse este gas.

66. **Usos del nitrógeno.**—En las artes, ni en la medicina tiene usos este metaloide; solamente se emplea algunas veces en los laboratorios para aislar de la accion oxidante del aire alguna preparacion. Es de suma importancia, sin embargo, el papel del ázoe en la naturaleza, pues los animales y los vegetales se asimilan este gas constantemente. Los vegetales lo toman directamente del aire atmosférico y los animales de las materias alimenticias.

AIRE ATMOSFÉRICO.

67. **Propiedades físicas.**—Es un gas diáfano, insípido é incoloro en pequeñas masas, pero en grandes espesores es azul y constituye el color del cielo. Un litro de aire, privado de vapor de agua y de ácido carbónico pesa 1,293 gramos á la tem-

peratura de 0° y presión 0^m,76. Su densidad á tal temperatura y presión se toma como unidad para medir la de los gases. Es 770 veces mas ligero que el agua al máximo de densidad; esto es, que un litro de agua pesa tanto como 770 litros de aire.

68. **Propiedades químicas.**—Son las del oxígeno con menor intensidad; por eso alimenta la combustión y sirve para la respiración de los animales y las plantas; oxida los metales y produce constantemente fenómenos que utilizan las artes y la industria.

69. **Análisis y composición.**—Los antiguos consideraron al aire como uno de los cuatro elementos y desprovisto de peso. En 1640 Galileo demostró que era pesado, Torricelli después midió su pesantez, Juan Rey, por aquella época, observó que uno de sus elementos se combinaba con el estaño, aumentando el peso del metal, y hácia el año de 1775 el ilustre Lavoisier verificó la experiencia fundamental de la composición del fluido aéreo.

En un globo de vidrio con un cuello curvado en forma de S (*Fig. 25*) calentó mercurio hasta la ebullición por espacio de 12

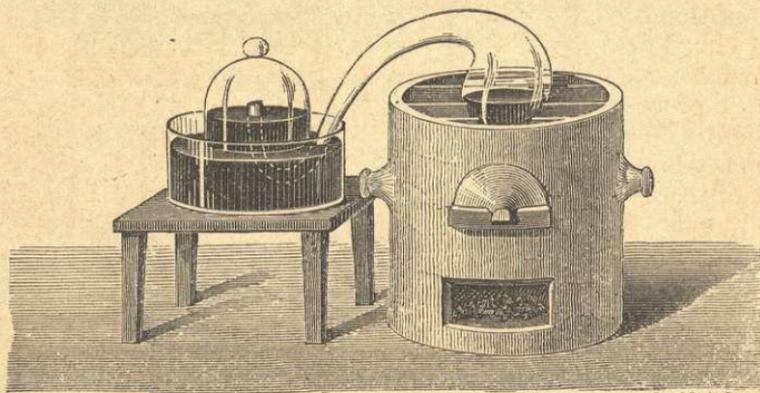


Fig. 25.

días. Notó que el mercurio se cubría de una película roja, (óxido de mercurio) y que como una sexta parte del aire había desaparecido. El gas que quedaba en el aparato era impropio para la combustión y respiración, (ázoe). Recogió las partesillas rojas formadas en la operación, las calentó fuertemente en una retorta de vidrio y recogió un gas mas activo que el aire para mantener la combustión, (oxígeno).

Pero oigamos al mismo Lavoisier en su informe dado á la Academia de Ciencias:

”Es evidente, dice, que en esta experiencia el mercurio, expuesto á una temperatura próxima á la de su ebullicion, ha absorbido la parte salubre y respirable del aire; que este fluido se ha separado en dos partes; que una de ellas el aire vital (oxígeno) se ha combinado con el mercurio, que dando la otra incapaz de sostener la combustion y la respiracion.”

Los procedimientos empleados modernamente para el análisis del aire son: 1.º Por el eudiómetro. 2.º Por el fósforo. 3.º Por el procedimiento de Dumas y Boussingault.

Vamos á dar una idea de este último, por ser el más exacto. Consta el aparato de un gran globo de vidrio B (Fig. 26) de 12 á 15 litros de capacidad, provisto de una llave que cierra perfectamente y en el que se hace el vacío. Comunica con él un tubo de vidrio

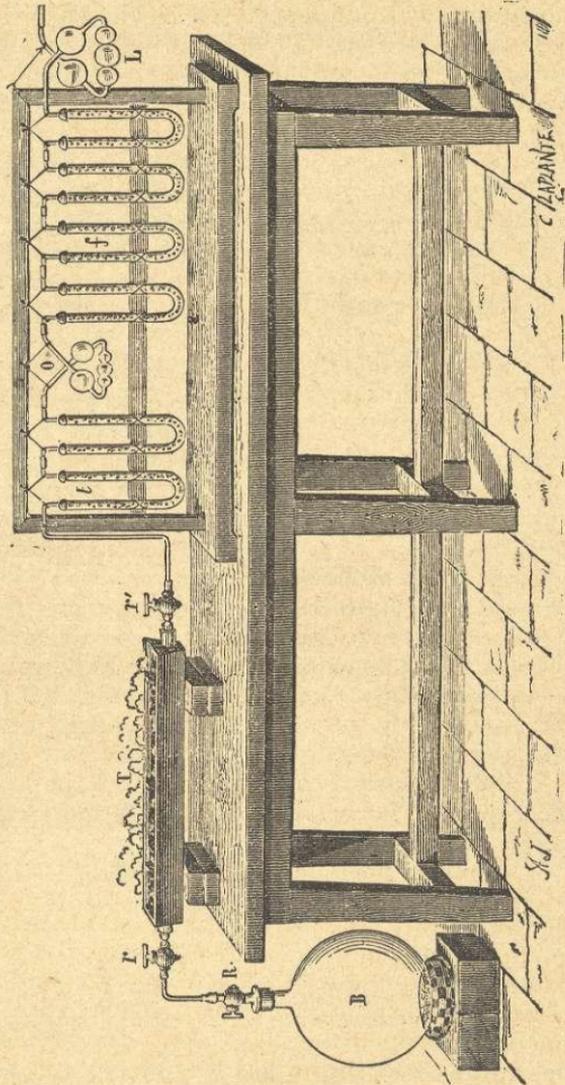


Fig. 26.

poco fusible T, que lleva en su interior virutas ó hilos de cobre, que se calientan al rojo durante la operacion, mediante al fuego del hornillo en que se apoya. Para que el calor se reparta por igual va rodeado el tubo de una envuelta metálica. Este comunica por su otro extremo con dos tubos en U que contienen piedra pómez, empapada en ácido sulfúrico concentrado: estos se unen á un tubo U, llamado de bolas de Liebig, que contiene tambien ácido sulfúrico; despues siguen otros tubos *f* en U, que contienen potasa cáustica, y, por último, un tubo de Liebig S con una disolucion de potasa.

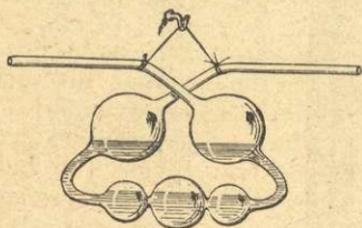


Fig. 27.

Aparte puede verse (*Fig. 27*) la forma de estos tubos de Liebig que se usan en química con el objeto de que al pasar los gases se pongan perfectamente en contacto con las sustancias contenidas en ellos.

Abriendo las llaves el aire se precipita en el vacío del globo B, recorriendo las diversas partes del aparato en sentido inverso del órden en que le hemos descrito; dejando en los tubos que contienen ácido sulfúrico el vapor de agua, y en los que llevan potasa el ácido carbónico. De esta suerte el aire seco pasa por el cobre enrojecido que se apodera del oxígeno y el globo se llena de ázoe.

Pesadas las distintas partes del aparato, tendremos: 1.º El aumento de peso de los tubos que llevan ácido sulfúrico nos dará la cantidad de vapor de agua. 2.º El aumento de peso de los que llevan potasa, nos dará el peso del ácido carbónico. 3.º El aumento del peso del tubo de vidrio, el del oxígeno. 4.º El del globo, el ázoe.

El procedimiento comprende una serie de operaciones delicadas, que no hacemos más que esbozar para que se forme una lijera idea.

Los análisis más perfectos han dado la siguiente composicion en volúmen del aire:

Oxígeno	20,8
Azoe	79,2
Acido carbónico.	2 á 4 diezmilésimas.
Vapor de agua... ..	10 á 15 milésimas.

70. **El aire es una mezcla.**— La composicion constante en que se hallan los dos cuerpos (oxígeno y ázoe) que principalmente forman el aire, en los diversos puntos del globo, hizo

sospechar si seria una combinacion química; pero se ha comprobado con multitud de razones que es una simple mezcla de estos dos cuerpos, lo prueban:

1.º El que el aire disuelto en el agua tiene diferente composicion que el libre; siendo más rico en oxígeno por ser éste mas soluble.

2.º El que su poder refringente corresponde al de la mezcla de estos gases en igual proporcion.

3.º El que el oxígeno y ázoe no están en relacion de sus equivalentes, ni en la de sus múltiplos.

4.º El que los volúmenes en que entran ó forman el aire no están en una relacion sencilla.

5.º El que hecha una mezcla de oxígeno y ázoe en las proporciones convenientes, se obtiene un cuerpo igual al aire atmosférico, sin que haya el más leve indicio de combinacion.

71. **Otros cuerpos existentes en el aire.**—Aunque el aire atmosférico normal se compone de los cuatro cuerpos que hemos indicado, existen con frecuencia en él rastros ó pequeñas porciones de otros muchos como son el hidrógeno carbonado, hidrógeno sulfurado (ácido sulhídrico), amoniaco, ácido nítrico, alcohol y otros, producidos por reacciones locales, ó descomposiciones de cuerpos orgánicos. Además multitud de cuerpos miasmáticos, ó gérmenes orgánicos que segun MM. Pasteur y Cláudio Bernard, engendran los desarrollos de fermentos y seres microscópicos de las últimas escalas orgánicas, vegetal y animal.

CAPITULO V.

Compuestos oxigenados del ázoe.

72. **Série de las combinaciones del oxígeno con el ázoe.**
 —Las combinaciones formadas por estos dos metalóides, dan un ejemplo característico de la ley de las proporciones múltiples, á saber:

Protóxido de ázoe...	Az O
Deutóxido de ázoe...	Az O ²
Acido nitroso...	Az O ³
Acido hiponítrico	Az O ⁴
Acido nítrico	Az O ⁵

Los dos primeros son cuerpos neutros, y ácidos, como indican sus nombres, los tres últimos; siendo el más fijo el ácido hiponítrico, por cuya razon los otros cuatro, al descomponerse, producen ácido hiponítrico y ázoe, ó ácido hiponítrico y oxígeno, segun sus grados de oxidacion. Por igual causa de ser el más estable, se forma directamente el ácido hiponítrico haciendo pasar una série de chispas eléctricas (por medio de una bobina de Ruhmkorff) á través de la mezcla de oxígeno y ázoe.

PROTOXIDO DE ÁZOE=Áz O ó NO.

Descubierto en 1772 por Priestléy.

Equivalente=22

Densidad=1.527.

73. **Propiedades físicas y químicas.**—Al protóxido de ázoe ó de nitrógeno se ha llamado sucesivamente *óxido nitroso*, *óxidulo de ázoe*, *gas de la risa* ó *gas hilarante*.

Es un gas sin color ni olor, de un sabor ligeramente azucarado. Sometido á la doble accion de un gran descenso de temperatura y de una fuerte presion, ha podido licuarse y solidificarse, presentando entonces el aspecto de copos de nieve. Es soluble en el agua, próximamente á volúmen igual, á 5° de temperatura.

El protóxido de ázoe aviva la combustion á la manera del oxígeno y puede respirarse algun tiempo, segun se dirá, produciendo una especie de embriaguez, provocando la risa; de aquí uno de sus nombres; lo que sí es evidente que aspirado en cantidad suficiente afecta el sistema nervioso hasta producir la *anestesia* ó insensibilidad; por cuya razon suele usarse en medicina, aunque hay que administrarlo con precaucion.

Gran número de metales y metalóides le descomponen, apoderándose de su oxígeno y dejando en libertad al nitrógeno.

74. **Composicion.**—Para analizar el protóxido de ázoe se coloca un fragemento de potasio ó de sulfuro de bario dentro de una campana encorbada que contenga el gas, y que reposa sobre el mercurio (*Fig. 28*). El potasio ó el sulfuro de bario se apoderan del oxígeno, dejando libre el ázoe, que ocupa un volúmen igual al de protóxido de ázoe.

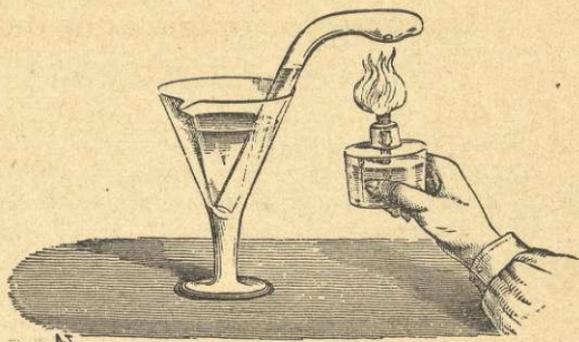
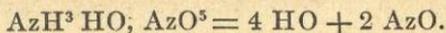


Fig. 28.

Se observa despues del análisis que un volúmen de protóxido de ázoe está formado por un volúmen de ázoe y medio de oxígeno; y en peso de 14 de ázoe y 8 de oxígeno.

75. **Preparacion del protóxido de ázoe.**—Se le prepara por la descomposicion del nitrato de amoniaco, producida por el calor segun la siguiente fórmula.



es decir, que esta sal sometida á la accion del calor en un aparato igual al empleado para la obtencion del oxígeno (*Fig. 5*) se descompone en agua y protóxido de ázoe.

BIOXIDO DE AZOE = Az O^2 ó NO^2

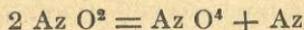
Descubierto por Hales y estudiado por Preistley, Davy y Gay-Lussac.

Equivalente = 30.

Densidad = 1.039.

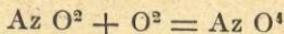
76. **Propiedades físicas y químicas.**—Es un gas incoloro, poco soluble en el agua, que ha recibido los nombres de *gas nitroso*, *óxido nitroso*, *óxido nítrico*.

El calor descompone el deutóxido de ázoe en ácido hiponítrico y ázoe.



Es impropio para la combustion y la respiracion; sin embar-

go, arden en él los cuerpos muy ávidos de oxígeno, como el carbon, fósforo, potasio. Su propiedad más característica es la que presenta al contacto con el aire, transformándose en un gas *rutilante* (es decir, de color rojo), á causa de su transformacion en ácido hiponítrico, por oxidacion en contacto con el aire.



por cuya razon no se conoce ni su olor ni su sabor.

El análisis ha hecho conocer que un volúmen de bióxido de ázoe contiene medio volúmen de oxígeno y otro medio de ázoe.

77. Preparacion.—El bióxido de ázoe no existe en la naturaleza: se le obtiene por la accion del ácido nítrico sobre el cobre ó el mercurio en un aparato idéntico al que se emplea para la produccion del hidrógeno (F. 29) conforme á las siguientes reacciones.

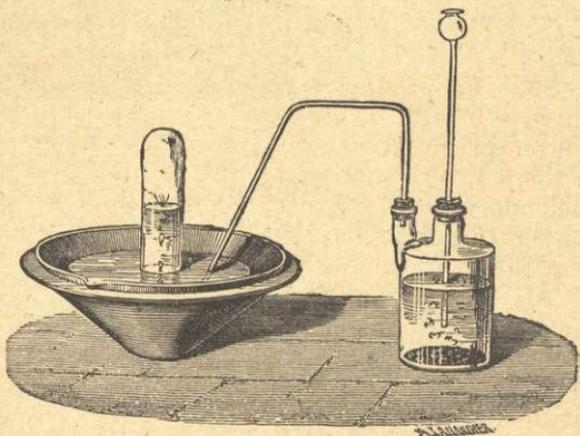
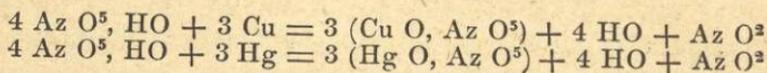


Fig. 29.



Es decir, que una parte del oxígeno del ácido nítrico se combina con el cobre ó con el mercurio, para formar óxido de cobre ó de mercurio, que se combinan con el ácido no descompuesto, formando nitrato de cobre ó de mercurio, dejando libre un equivalente de bióxido de ázoe, y el agua del ácido nítrico que no entra en reaccion.

ACIDO NITROSO.— Az O^3 ó NO^3 .

78. Propiedades físicas y químicas.—Es un cuerpo casi desconocido sino es en combinacion. Es líquido, de color azul, muy fluido y muy volátil; pues hierva á temperatura inferior á cero. Se descompone fácilmente por la accion del calor, en bióxido de ázoe y ácido nítrico.

79. **Preparacion.**—Se obtiene el ácido nitroso ó azotoso, haciendo pasar por un tubo en forma de U rodeado de una mezcla refrigerante, una mezcla de 4 volúmenes de bióxido de azoe, con una de oxígeno. La combinacion se verifica directamente; pero hay que tener presente que en el momento que la temperatura es algo mayor, este cuerpo se descompone, como dejamos antes dicho.

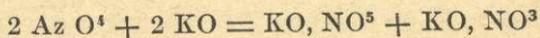
ACIDO HIPONÍTRICO.=Az O⁴ ó NO⁴.

Descubierto en 1225 por Raimundo Lulio.

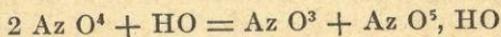
Equivalente=46. Densidad=1,452.

80. **Propiedades físicas.**—Es un líquido amarillento (entre —9° y 22°), muy cáustico. Se solidifica y cristaliza á —9° en prismas incoloros, que van tomando color á medida que su temperatura sube hasta 22°, en que entra en ebullicion, produciendo vapores rojos (rutilantes) de hermoso color; aunque á temperaturas más bajas ya produce estos vapores que poseen un olor fuerte y característico.

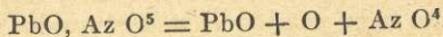
81. **Propiedades químicas.**—Es un cuerpo irrespirable, fuertemente venenoso, mancha la piel de amarillo y la desorganiza. Enrojece la tintura de tornasol, pero no se combina con las bases; pues que en presencia de estas se desdobla y forma nitratos y nitritos, á saber:



por cuya razon algunos lo consideran como una combinacion del ácido nitroso con el nítrico anhidro, lo que parece comprobar la cualidad química más saliente de este cuerpo, que es su descomposicion en estos dos ácidos, luego que se pone en contacto con el agua á la temperatura ordinaria:



82. **Medio de obtenerlo.**—El ácido hiponítrico ó hipozótico no se encuentra libre en la naturaleza. Se le obtiene descomponiendo por el calor el nitrato de plomo bien desecado:



Se forma óxido de plomo, oxígeno y ácido hiponítrico.

En una retorta colocada al fuego en un hornillo (*Fig. 30*) vá la sal de plomo, y el tubo de desprendimiento de la retorta

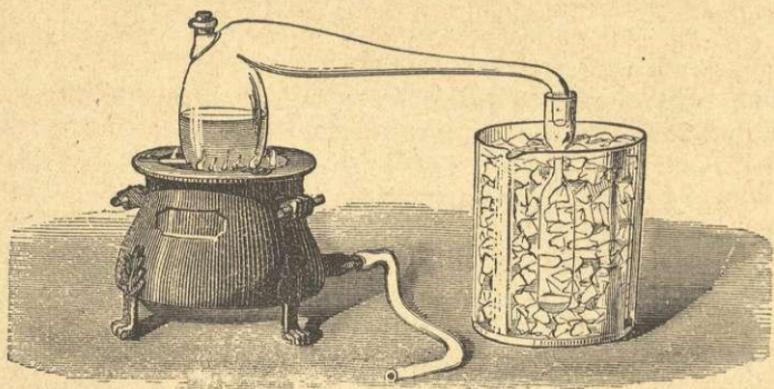


Fig. 30.

se une á otro tubo ó recipiente rodeado de hielo. El óxido de plomo queda en la retorta, el oxígeno se desprende, y el ácido hiponítrico se condensa en el recipiente.

El ácido hiponítrico no tiene uso.

ACIDO NITRICO= $Az O^5$ ó NO^5

Descubierto por Raimundo Lulio en 1225, estudiado por Cavendish en 1784.

83. **Propiedades físicas.**—Ha sido designado este ácido con los nombres de *espíritu de nitro*, *agua fuerte*, *ácido azótico*.

Al estado *anhidro*, como lo descubrió Saint-Claire-Deville, es sólido, y cristaliza en prismas romboidales incoloros, fundiéndose á 30 grados é hirviendo á 47. Si se eleva algo más la temperatura se descompone en ácido hiponítrico y oxígeno. A tal estado no es susceptible de combinarse con las bases, á menos que no se apodere de un equivalente de agua, que toma inmediatamente que se pone en contacto con este líquido produciendo una elevación de temperatura y pasando al estado de ácido *hidratado*, que cuando ménos tiene un equivalente de agua $Az O^5, HO$, y se dice *monohidratado*; pero que puede contener mayor número siendo comun en el comercio hallarlo con cuatro equivalentes, es decir: ácido nítrico *cuatridratado*. $Az O^5, 4HO$. Es un líquido incoloro, cuando está puro, pero el del comercio tiene un color amarillo á causa de una porción de ácido hiponítrico.

nítrico que tiene en disolución. Despide al aire abundantes humos blancos, debidos á su gran avidez por el agua, cuyo vapor condensa, por eso se dice que es *fumante*, hierve á 86 grados y se congela á — 50°; siendo su densidad 1'52.

Cuando se halla cuatridratado ($\text{Az O}^5, 4\text{HO}$) no es apenas fumante hierve á 123° y su densidad es 1, 422.

84. **Propiedades químicas.**—El ácido azótico ó nítrico es uno de los más enérgicos, enrojece fuertemente la tintura tornasol, mancha la piel de amarillo y la corroe si la accion se prolonga, é igual efecto produce en la mayor parte de las sustancias orgánicas. El calor y la luz pueden descomponerlo cuando está concentrado ($\text{Az O}^5, \text{HO}$) en oxígeno y ácido hiponítrico.

El carbon y el fósforo descomponen en frío al ácido nítrico, á una temperatura más elevada el azufre, el arsénico y el iodo; y á la temperatura del rojo el hidrógeno. En todos estos casos los cuerpos se apoderan de una parte ó de todo el oxígeno del ácido, siendo en tal concepto, un cuerpo eminentemente oxidante.

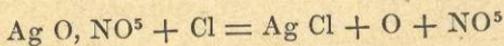
El oxígeno, cloro, bromo y ázoe no ejercen accion sobre el ácido nítrico.

La mayor parte de los metales descomponen este ácido, apoderándose del oxígeno para oxidarse y combinándose el ácido que resulta con el ácido no descompuesto, para formar nitratos que, siendo solubles, quedan disueltos. Por eso se dice que el ácido nítrico *disuelve los metales*. Para que la accion sea eficaz es preciso que el ácido esté diluido en agua.

No produce reaccion sobre el oro, el platino, el rodio, el iridio y el rutenio.

85. **Estado natural.**—Sabemos que el ácido nítrico se forma en la atmósfera en los tiempos tempestuosos. Excepcion hecha de esta circunstancia jamás se encuentra libre en la naturaleza; pero es muy abundante al estado de combinacion con la potasa, la sosa, la cal y la magnesia.

86. **Procedimiento de extraccion.**—El ácido nítrico anhidro (no tiene uso) se obtiene descomponiendo el nitrato de plata calentado á una temperatura de 60 grados por una corriente de cloro seco.

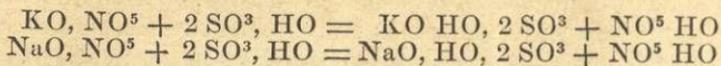


resulta cloruro de plata, oxígeno y el ácido anhidro que se recoge cristalizado en un tubo. Es preciso reservarlo de la accion del aire; pues inmediatamente se disuelve en el vapor de agua de la atmósfera: tal es su avidez para con este cuerpo.

El ácido hidratado se puede obtener de cualquier nitrato, por la acción en caliente del ácido sulfúrico; que desaloja al ácido nítrico; pero generalmente se usa el nitrato de potasa (nitro ó salitre) ó el nitrato de sosa (nitro de Chile) que es más barato.

Si se quiere obtener el líquido concentrado (NO^5 , HO) es preciso desecar el nitrato y usar del ácido sulfúrico monohidratado (SO^3 , HO) que marca 66° al areómetro de Baumé:

Las fórmulas de las reacciones son como sigue:



es decir, que se pone un equivalente de nitrato de potasa ó de sosa para dos de ácido sulfúrico, y se forma bisulfato de potasa ó de sosa, y ácido nítrico monohidratado.

En los laboratorios se emplea una retorta de vidrio (Fig. 31) calentada por un hornillo, en la que va la mezcla del nitra-

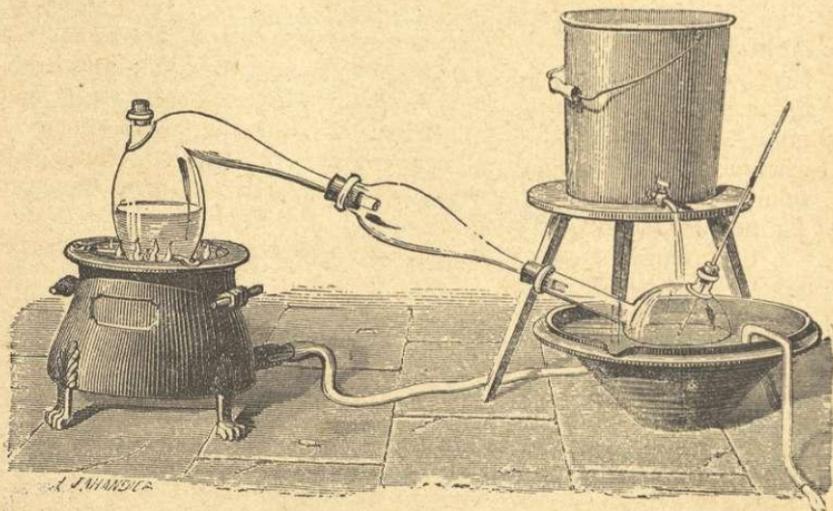


Fig. 31.

to con el ácido sulfúrico; el cuello de la retorta entra en un matraz refrigerante en el que se condensa el ácido obtenido.

Al principio y al fin de la operación se observan vapores rutilantes debidos al ácido hiponítrico que se forma; ácido que disuelto en el nítrico le dá color.

En la industria se prepara el ácido azótico por medio de

grandes cilindros de fundicion (*Fig. 32*) colocados en hornos de tiro, y en los que vá el nitrato. Por un tubo en forma de

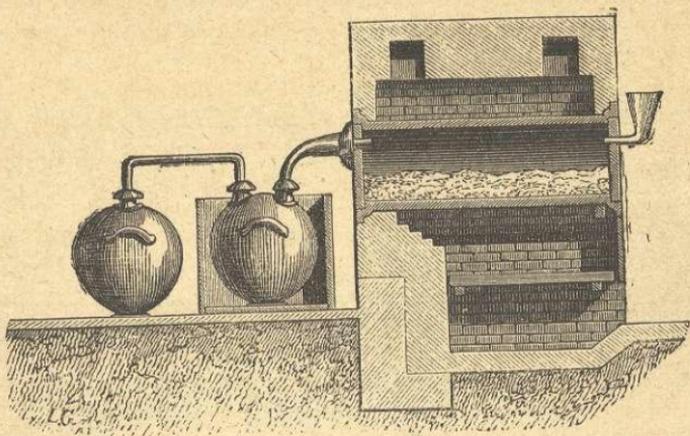


Fig. 32.

embudo situado en uno de los extremos del cilindro se vierte el ácido sulfúrico; y por el otro extremo salen los productos de la reaccion (ácido nítrico, ácido hiponítrico, pequeñas porciones de ácido sulfúrico y agua), mediante á una especie de alargadera de vidrio que permite observar la marcha de la operacion, y que lleva estos productos ó una série de grandes recipientes en los que se condensan.

Suelen reemplazarse los cilindros de fundicion por grandes calderas (*Fig. 33*) en el aparato que la figura indica, el que está dispuesto tambien á *blanquear el ácido*; esto es á privarle de la mayor parte del ácido hiponítrico, que le dá color. Para ello la série de vasijas en que se condensa el ácido nítrico, se hallan colocadas sobre un canal inferior, calentado por el calor perdido del horno. De este modo los primeros recipientes condensadores se calientan y el ácido hiponítrico (más volátil que el nítrico) se separa del líquido por destilacion.

Cuando se quiere el ácido nítrico al estado de pureza, hay necesidad de tratarlo por el nitrato de plata que precipita las pequeñísimas porciones de cloro que contiene, formadas por las impurezas de las primeras materias, despues atacarlo con nitrato de barita que precipitará las porciones de ácido sulfúrico arrastradas mecánicamente, ó por el calor de la reaccion, y por último destilarlo para que se separe de estos precipitados y del ácido hiponítrico.



87. Usos del ácido azótico.—Son muy numerosos tanto en la medicina como en la industria. Se emplea como un cáus-

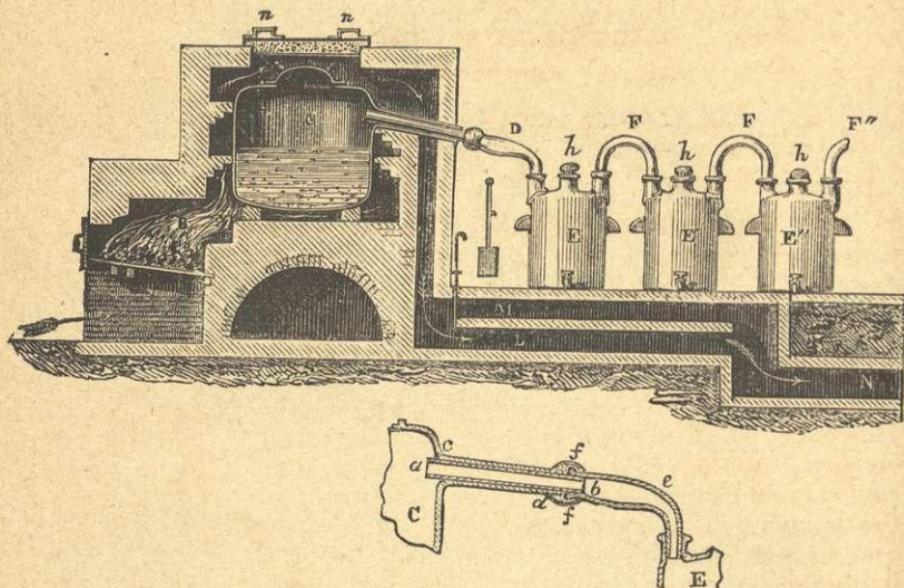
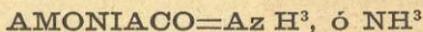


Fig. 33.

tico enérgico y como materia corroyente. En la industria se utiliza para los ensayos del oro, en la preparación del algodón pólvora, para oxidar los metales y formar muchos nitratos, en la preparación de muchos ácidos, para el grabado en cobre y otros usos que sería prolijo enumerar.

CAPITULO VI.

Amoniaco y amonio.



Conocido de muy antiguo y analizado por Berthollet en 1785.
Equivalente = 17. Densidad = 0.597.

88. **Propiedades físicas.**—El gas amoniaco ha sido designado con los nombres de *alcáli volátil*, *espíritu de sal amoniaco* y *azoturo de hidrógeno*. Es un cuerpo gaseoso de un olor vivo y picante que irrita fuertemente las fosas nasales y produce lagrimeo. A la presión ordinaria se licua á -40° , y á siete atmósfera de presión á 10° .

Faraday lo licuó por un medio muy sencillo. Haciendo pasar una corriente de amoniaco sobre cloruro de plata, sustancia sólida que absorbe gran cantidad de este gas; é introduciendo despues esta sustancia en la rama mayor de un tubo curbo que despues se cierra á la lámpara (Fig. 34). Calentándolo ligeramente la rama A, el amoniaco se desprende y encerrado en el pequeño espacio de la rama B, por su misma presión se licua.

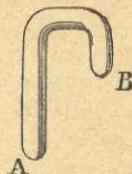


Fig. 34.

Es sumamente soluble en el agua, pues un litro puede disolver á cero grados hasta 1.000 litros de amoniaco. Se demuestra esta propiedad de una manera visible llenando un frasco de amoniaco bien seco, cerrado por un tapon atravesado por un tubo cerrado á la lámpara. Se introduce este en el agua (Fig. 35) y con

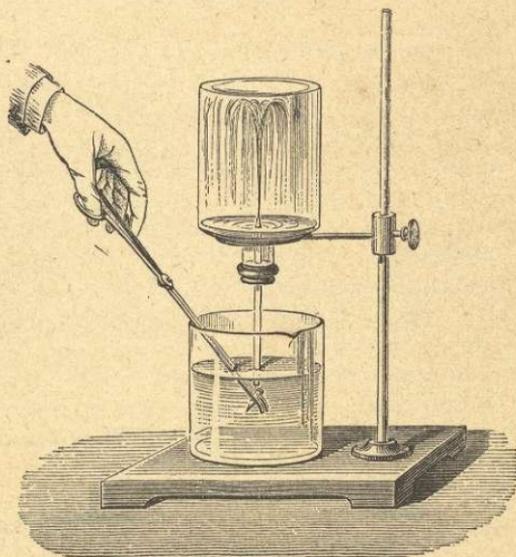


Fig. 35.

unas tenazas se rompe la punta del tubo: el agua se lanza dentro del frasco y le llena completamente á causa del vacío que se produce.

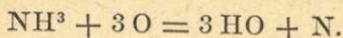
Por igual razon un pedazo de hielo, puesto en contacto con el amoniaco, se disuelve con rapidez.

La disolucion acuosa de gas amoniaco se llama, aunque impropriadamente *amoniaco liquido*, su densidad es de 0,85, es muy caústica y posee el mismo olor y propiedades químicas del amoniaco. Cuando se calienta á 60 ó más grados, pierde todo el amoniaco, y tambien lentamente por su contacto con el aire.

89. **Propiedades químicas.**—El amoniaco es una base alcalina muy fuerte, á semejanza de la potasa, la sosa, la cal, etc. Pone verde el jarabe de violeta y devuelve el color azul á la tintura de tornasol enrojecida por un ácido, combinándose con los ácidos cuando está hidratado ($\text{NH}_3 \text{HO}$) para formar sales.

El oxígeno, el carbono, el cloro, el iodo, el bromo, el calor y la electricidad descomponen el amoniaco.

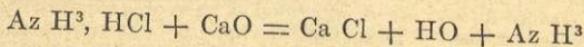
Una mezcla de tres volúmenes de oxígeno y cuatro de amoniaco, detona fuertemente si se hace pasar por ella una chispa eléctrica, ó se toca con un cuerpo encendido, formándose agua y ázoe, á saber:



El iodo, bromo y cloro, se apoderan del ázoe formando ioduros, bromuros y cloruros de ázoe, respectivamente; compuestos detonantes en grado sumo, y peligrosos de manejar.

90. **Estado natural.**—Se forma naturalmente el amoniaco en la descomposicion de muchas materias orgánicas, siendo arrastrado por el aire atmosférico, de donde lo toman las aguas llovedizas. La descomposicion de las materias animales, produce constantemente el carbonato de amoniaco y la de las orinas el fosfato de la misma base.

91. **Extraccion del amoniaco.**—Se puede obtener este gas de cualquier sal amoniacal descompuesta por la cal, la potasa, la sosa, etc., cuyas bases siendo más fijas que el amoniaco lo desalojan; pero se emplea principalmente en los laboratorios la llamada *sal de amoniaco*, (clorhidrato de amoniaco) y la cal viva, conforme á la siguiente reaccion:



es decir, que se forma cloruro de calcio, agua y amoniaco.

Aunque la reaccion se verifica en frio, se hace más activa por la accion del calor; por cuya razon el matraz que lleva las primeras materias, vá colocado sobre un hornillo (*Fig. 36*). El

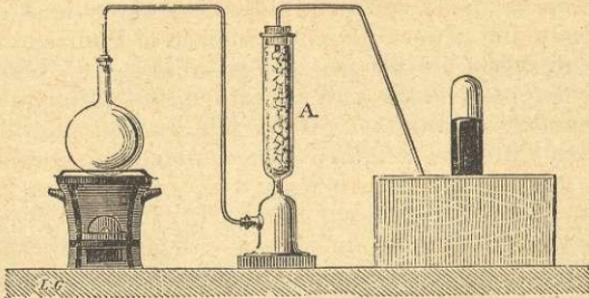


Fig. 36.

tubo aductor del gas está en comunicacion con un grueso tubo A que contiene cal viva y potasa bien seca, para desecar el gas que se recoje en campanas colocadas en la cuba hidrargirio-neumática.

En la industria se emplea el amoniaco disuelto en agua, que se prepara por un aparato de *Woolf* (*Fig. 37*). El matraz de

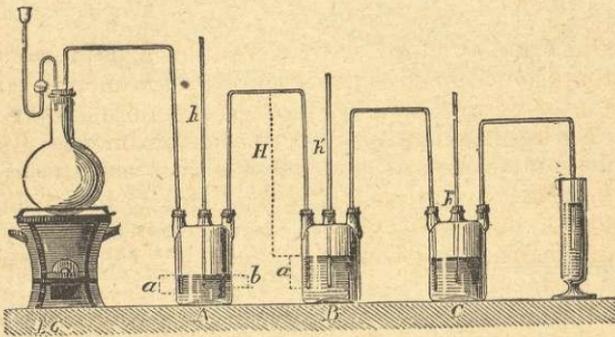


Fig. 37.

produccion lleva un *tubo de seguridad* llamado de S ó de *Welter*; (*) el tubo aductor del matraz comunica con una série de

(*) El empleo de los *tubos de seguridad* es necesario siempre que se produce un gas que es muy soluble en un líquido y que, por tanto, pueden haber grandes diferencias de presion. Para comprender su objeto supongamos un matraz (*Fig. 38*) del que se desprende un gas ó vapor que vá por un tubo aductor á una masa líquida. Mientras que la presion sea superior á la de la atmósfera más la

frascos de tres bocas: una para recibir el gas y que penetra hasta el fondo del agua, otra que lleva un tubo recto en medio, sumergido tambien en el líquido, y que sirve de tubo de seguridad, y la tercera de donde parte el tubo que ha de llevar el gas al frasco siguiente. El número de frascos depende de la cantidad de disolucion que se desea obtener. El primero de todos lleva una pequeña porcion de agua para retener los vapores que se desprenden del matraz, y el último comunica con un recipiente que contenga un ácido para absorber el amoniaco no disuelto.

En la industria se obtiene el amoniaco aprovechando las

de la columna de líquido, desde la extremidad inferior hasta el nivel (P+p), el gas ó vapor se disolverá en el líquido ó saldrá del tubo; pero si esta presion es

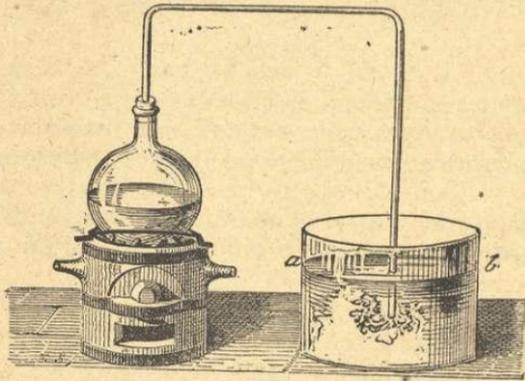


Fig. 38.

menor el líquido subirá por el tubo, y si la diferencia de presion es suficiente

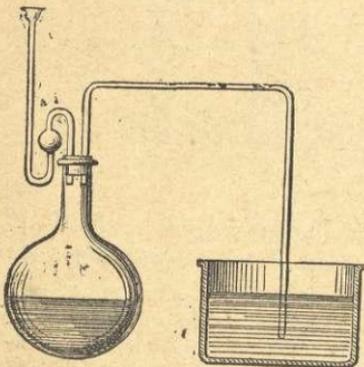


Fig. 39.

llegará al punto más alto, y de allí se proyectará en el matraz, verificándose lo que se llama una *absorción*; con grave daño, á veces, pues pone en contacto una masa de líquido frio, con el matraz que se halla á una temperatura elevada, y además un cuerpo nuevo, con los que estaban en reaccion; pero si al matraz se colocase un tubo de Welter (Fig. 39), y en la parte inferior de su curvatura un líquido, que generalmente es el que ha de emplearse para la reaccion, tendríamos que cuando la presion aumentara la columna de líquido subiría en la rama vertical del tubo de seguridad, y cuando disminuyera bajaría la columna de líquido, montaría por la rama más corta y en último extremo caería dentro del matraz, antes que el del recipiente llegara á éste y se produjera la absorcion.

aguas amoniacaes producidas en las fábricas de gas del alumbrado.

92. **Usos del amoniaco.**— Disuelto en el agua se emplea como cáustico; en tintorería para preparar algunas materias colorantes; en la fabricacion de perlas falsas, mediante una emulsion con las escamas de ciertos peces; en los laboratorios se usa con frecuencia como reactivo, y en el aparato de Carré para fabricar el hielo artificial. (Física, 2.^a edicion, página 339.)

93. **Teoría del amonio.**— La gran analogía de las sales amoniacaes con las de potasa y sosa, ha hecho sospechar si el amonio hidratado ($Az H^3, HO,$) único que se combina con los ácidos, no seria el óxido de un *radical compuesto* (un cuerpo compuesto que haga igual oficio químico que un cuerpo simple) siendo la verdadera fórmula del amoniaco $Az H^4 O,$ esto es, el protóxido de un cuerpo $AzH^4,$ llamado *amonio*; y aunque tal cuerpo no ha podido hasta el dia aislarse, se ha conseguido obtener una amalgama del mismo. En efecto, si en una pequeña cavidad abierta en la superficie de un pedazo de cloruro de potasio, ligeramente húmedo, se vierte una gota de mercurio; poniendo en comunicacion el réforo negativo de una pila con el mercurio, y el positivo con el cloruro de potasio, se nota que el mercurio aumenta de volúmen, y se obtiene una amalgama de potasio.

Si en vez del cloruro de potasio, se pone clorhidrato de amoniaco, ($Az H^3, H Cl,$) se nota igual fenómeno, obteniéndose una amalgama de amonio, de consistencia de manteca; pero que no es posible aislarlo; pues se descompone en mercurio y una mezcla de un volúmen de ázoe y cuatro de hidrógeno: de aquí la fórmula $Az H^4,$ con que se representa este radical hipotético.

CAPITULO VII.

Carbono y carbones.

CARBONO = C.

Conocido desde la más remota antigüedad como producto de las materias orgánicas. Reconocido en el diamante en 1773, y en el grafito en 1779.

Equivalente = 6. Densidad en el diamante = 3,50.

94. Propiedades físicas y químicas del carbono puro.

—Es un cuerpo sólido, insípido, inodoro, infusible é insoluble. Sin embargo, á elevadísima temperatura se ha conseguido el reblandecerlo, y en el hierro fundido se disuelve en pequeñas porciones. Respecto á sus otras propiedades físicas, como el color, dureza, densidad, combustibilidad, etc., son variables, según las diferentes especies que despues estudiaremos.

A la temperatura ordinaria, es inalterable al aire; pero se combina con el oxígeno á elevadas temperaturas, produciendo óxido de carbono C O, ó ácido carbónico C O²; según las cantidades relativas de carbon y aire. Otros cuerpos se combinan con él, siendo los principales el hidrógeno, cloro, ázoe y hierro.

95. **Variedades del carbono.**—Se presenta en la naturaleza, ó se obtiene en la industria bajo muy diversos aspectos. Los carbones naturales son: el *diamante*, la *hulla*, el *grafito*, la *antracita*, el *lignito* y la *turba*. Los artificiales, ó productos de la industria, son: el *carbon vegetal*, *carbon animal*, el *cok*, el *carbon de retortas* y el *negro de humo*.

96. **Diamante.**—Es el más duro de todos los cuerpos. Se presenta cristalizado bajo diferentes formas, siendo las más comunes el tetraédro regular y el dodecaédro romboidal. Generalmente es límpido é incoloro; algunas veces sonrosado, amarillento, azulado ó verdoso y aun negro. Cuando está perfectamente negro, tiene mayor valor. Arde en el oxígeno sin dejar residuo á una temperatura elevada, produciendo ácido carbónico, lo que demuestra que es carbono puro.

Se encuentra el diamante en las arenas de aluvion en la India, Brasil, Siberia y los montes Urales.

La unidad de peso para el diamante es el *quilate* (unos veinte centigramos), creciendo los precios de los diamantes segun los cuadrados de los pesos; y todavia para los muy grandes se multiplica el precio por un *coeficiente de rareza*.

Siendo más duro que ningun cuerpo, no se puede pulimentar sino es con su propio polvo amasado con aceite, extendido sobre una plataforma horizontal de acero

Se talla el diamante en tres formas, que se llaman: *diamante tabla* (no se usa en el dia), *diamante rosa* y *brillante*. El primero tiene la forma general de una pirámide truncada, en que la base mayor sirve para fijar la piedra ó *montarla*: el segundo tiene una forma piramidal con mayor ó menor número de caras ó facetas laterales; y el brillante viene á ser como dos pirámides truncadas unidas por su base mayor.

Además de su empleo en joyeria, se usa el diamante para montar los ejes de las ruedas de los relojes, grabar las piedras duras y cortar el vidrio.

El mayor diamante conocido es el del rajah de Borneo, pesa 300 quilates. El *regente* de la corona de Francia, está tallado en brillante y pesa 137; vale de 8 á 10 millones.

97. **Hullas.**—La *hulla* ó *carbon de piedra*, es un cuerpo negro, opaco, de superficie brillante, á veces irisada. Se compone de carbon mezclado con compuestos bituminosos, sulfurados y salinos. Arde con llama y humo.

Se clasifican las hullas en *grasas* y *duras*, estas se emplean principalmente para la metalurgia; *las grasas de llama larga* se usan para la fabricacion del gas del alumbrado; *las hullas grasas de forja*, se emplean para el trabajo del hierro; *las hullas secas de llama larga* como combustible.

Todas ellas sometidas, en vaso cerrado, á una temperatura elevada, que se dice *destilacion seca*, dejan de residuo un producto carbonoso llamado *cok*, de distinta calidad, segun la clase de hulla.

98. **Grafito.**—Se le designa tambien con los nombres de *plombagina* y *lapis-plomo*, aunque no tiene nada de este metal.

Es el menos combustible de todos los carbones; untuoso al tacto, mancha la piel y el papel, de aquí su uso para la fabricacion de los lápices. Se halla generalmente cristalizado en hojillas brillantes oscuras ó negras. Se le encuentra y explota en Inglaterra, Francia, Siberia, isla de Ceilan y otras localidades.

Por conducir bien la electricidad, se emplea para metalizar los moldes en galvanoplastia; tambien se usa para disminuir los rozamientos de los ejes de las máquinas y para preservar á los objetos de hierro y otros metales de la oxidacion.

99. **Antracita.**—Se parece bastante á la hulla, de la que se diferencia en que no contiene materias bituminosas, por lo que arde casi sin llama ni humo, y tambien por su menor combustibilidad. Está formada por carbon casi puro, con pequeñas porciones de aluminio, silicio y hierro oxidado. Se halla en los terrenos de sedimento anteriores á los carboníferos.

100. **Lignito.**—El lignito, como la antracita, la hulla y la turba, proviene de vegetales que han sido carbonizados en el interior de la tierra, despues de sepultados á consecuencia de movimientos en la costra terrestre; pero el lignito es el mas moderno, ó el menos carbonizado, de estos carbonos llamados *fósiles*; pues aun conserva la forma y estructura de los vegetales que le dieron origen, teniendo el aspecto del carbon de leña obtenido en la industria.

Sin embargo, hay variedades de lignito, que son compactos y duros, y pueden ser tallados y pulimentados; y á estos se llaman *azabaches*, muy usados para diversos objetos de adorno.

101. **Turba.**—Se halla formada por los restos, mas ó menos bien carbonizados naturalmente, de las plantas pantanosas, descompuestas bajo el agua. Es un mal combustible, pues produce mucho humo y poco calor; pero puede prepararse con ella y el cok aglomerados con alquitran, carbonos moldeados en ladrillos ó cilindros que se utilizan en la industria, como un buen combustible.

102. **Carbon vegetal ó de leña.**—Es el residuo que se obtiene de la combustion incompleta de los vegetales. Estos formados principalmente de oxígeno, hidrógeno y carbon, por la accion del calor se descomponen, dando multitud de productos y dejando como más fijo el carbon, con algunas porciones de hidrógeno, y como materias fijas el silicio, óxido de hierro y sales de potasa y sosa, que constituyen las cenizas cuando arde completamente este combustible.

El carbon vegetal es negro, insípido inodoro, frágil, poroso y mal conductor del calor y la electricidad; buen combustible, y como tal se le utiliza muy especialmente para la economía doméstica y para ciertas industrias. Una de sus propiedades más características es la absorcion de los gases; así un trozo de carbon incandescente apagado con rapidez en mercurio, absorbe instantáneamente el amoniaco, ácido clorhídrico, ácido sulfhídrico y otros gases, en mayor ó menor cantidad, segun su naturaleza; llegando á absorber hasta 90 veces su volúmen del primero de dichos gases.

Se utiliza en la industria esta propiedad del carbon vegetal para purificar las aguas corrompidas por gases infectos, y para la conservacion de algunas materias orgánicas.

Los filtros de carbon tan usados en el dia, están fundados en esta propiedad.

En el campo se pueden purificar las aguas imitando estos filtros del siguiente modo. En un tonel de doble fondo agujereado (*Fig. 40*) se coloca entre dos capas de arena fina carbon vegetal molido. Sumergido el tonel en el agua, ésta filtra de abajo hácia arriba atravesando las capas, y saliendo ya privada de todo gas infeccioso.

El carbon vegetal se obtiene por dos procedimientos. Uno es el usado en los bosques que se llama *carboneo*; otro por la calcinacion de la leña en vasija cerrada: *destilacion seca*.

En los bosques se prepara el carbon de leña situando verticalmente cuatro maderos clavados en tierra, que dejen un hueco central que va á hacer officio de chimenea. A su alrededor se colocan pedazos de troncos y ramas superpuestos de manera que formen una pirámide truncada ó pila (*F.^a 41*). Se cubre todo con una ligera capa de tierra amasada con agua, y se dejan algunos conductos para que puedan circular el aire y los gases; despues se prende fuego, echando por la chimenea carbones y ramas encendidas. Cuando ya se

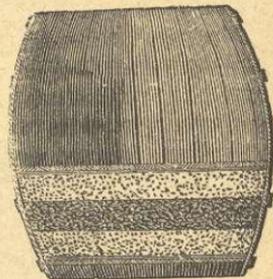


Fig. 40.

ha propagado el fuego lo suficiente, y se ve que los humos que salen por la chimenea no son blancos, se tapan todas las aberturas para impedir la entrada de aire y sofocar la combustion. Se obtiene por este procedimiento un 18 por 100 de carbon, cantidad que no es mas que la mitad próximamente, del que tiene el vegetal.

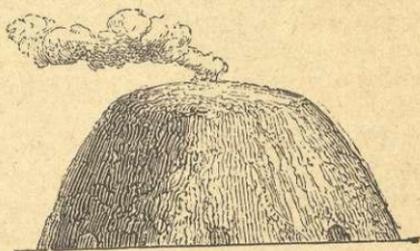


Fig. 41.

Como el calor no puede ser igual en todos los puntos de la pila, resulta en algunos sitios que se ha quemado una parte de carbon útil, mientras que en otros ha quedado sin carbonizar lo suficiente la leña, quedando al estado de *tizos* ó *carbones rojos*, que dan mucho humo al arder.

Cuando se quieren aprovechar algunos de los productos de la destilacion en seco de la leña (ácido piroleñoso, alquitran vegetal, gases inflamables etc.) y obtener el producto más unifor-

memente carbonizado, se hace la operacion en hornos, sobre los que se colocan grandes cajas de hierro, que sirven de vasos desfilatorios (*Fig. 42*) y en cuyo interior se pone la leña convenientemente cortada en pedazos. Llevan dichas cajas en su parte superior un tubo de desprendimiento, por el que salen los gases y vapores que han de condensarse en aparatos propios pa-

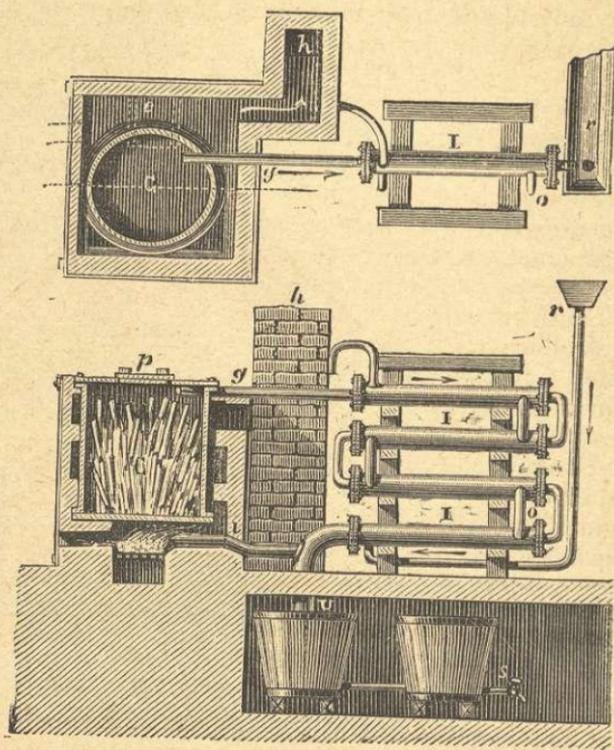


Fig. 42.

ra recogerlos y utilizarlos. Este procedimiento se emplea, con especialidad, para obtener el carbon destinado á la fabricacion de la pólvora.

103. **Negro de humo.**—Es el polvo de carbon que resulta de la combustion incompleta de muchas sustancias, tales como el aceite, el sebo y otras grasas, las resinas, etc.; es ese polvillo de carbon que se deposita cuando se toca con un cuerpo frio la llama de una bugia. Toma los nombres particulares de *humo de pez*, *negro de lámpara* y *negro de bugia*, segun que se

obtenga respectivamente de la resina, del aceite ó de las materias grasas animales. El más usado es el primero.

Para obtenerle se queman sustancias resinosas en un horno (Fig. 43), que comunica con una gran cámara cubierta de telas y que termina en una abertura con una válvula que regula el tiro. Los espesos humos que se producen y que llenan el espacio, se condensan sobre la tela, de la que se separan por medio de un cono movable de palastro que se hace descender y cuyos bordes inferiores roza con ella.

El carbon así obtenido se haya impregnado de hidrógeno carbonado y otras sustancias que se escapan de la combustion. Se utiliza en la pintura, para los charoles y betunes, y para fabricar la tinta de China.

104. **Cok y carbon de retorta.**—El cok ya sabemos que es el residuo que resulta de la hulla que se emplea para el gas del alumbrado. Es ligero, gris negruzco, poroso y menos combustible que la hulla, ardiendo sin llama y produciendo gran calor. El carbon de retorta ó *grafito artificial*, se forma en el interior de las retortas de fabricacion del gas. Es sumamente duro, conduce bien la electricidad y se emplea para las pilas de Bunsen y otras, y para los carbones que se usan en la luz eléctrica.

105. **Carbon animal.**—Se llama tambien *negro de huesos*, *negro de marfil* y *negro animal*, y se le obtiene de la calcinacion de los huesos en vasos cerrados. Se le emplea generalmente reducido á polvo y aunque se llama carbon no tiene más que un 12 p. % de este metaloide, componiendo el resto el fosfato y el carbonato de cal.

La principal propiedad de este cuerpo es su poder absorben-

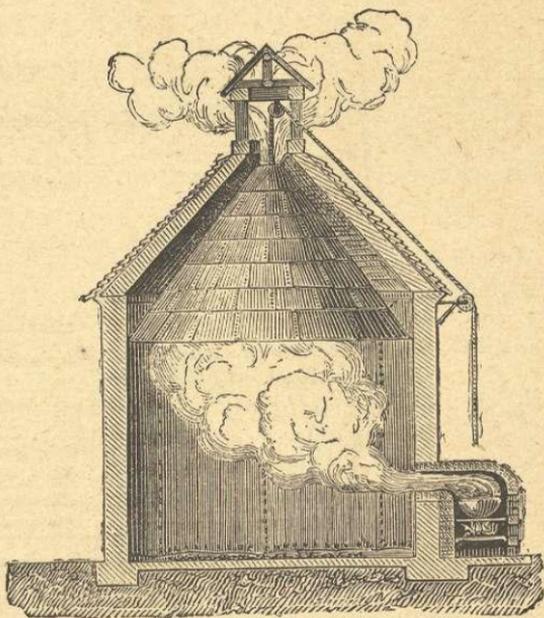


Fig. 43.

te para con las materias colorantes, así es que se utiliza en la industria para despojar de su materia colorante á una porcion de productos orgánicos, pero especialmente al azúcar.

CAPITULO VIII.

Acido carbónico y óxido de carbono.

ACIDO CARBONICO= CO^2 .

Lavoisier determinó su composición en 1781.

Equivalente=22. Densidad=1,529.

106. **Propiedades físicas.**—Se ha llamado al ácido carbónico *aire fijo*, *aire mefítico*, *aire cretoso*. Es un gas incoloro, inodoro y de un sabor ligeramente ácido. Es salubre en el agua ó volúmen igual, lo que hace que se disuelva en este líquido proporcionalmente á la presión á que se somete.

A la temperatura de 0° y presión de 36 atmósferas se liquida; y si se deja evaporar produce una baja de temperatura que se calcula de 70° bajo cero. Recibiendo el vapor sobre una caja metálica, se solidifica en forma de copos de nieve. Puesto en

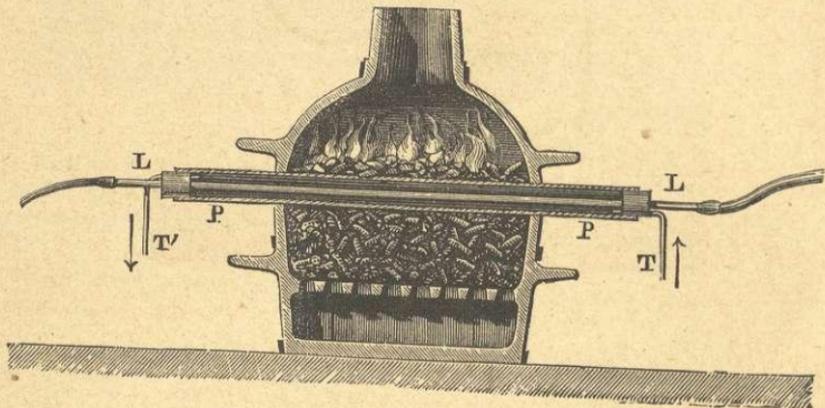


Fig. 44.

contacto el ácido carbónico sólido con la piel, produce una sensación como la de una quemadura.

107. **Propiedades químicas.**—Es un ácido débil, por lo

que colora de rojo vinoso la tintura de tornasol. Apaga los cuerpos en combustion y no sirve para la respiracion. El hidrógeno y el carbono le descomponen á elevada temperatura. A unos 1.500° tambien se descompone por medio de la disociacion (*Figura 44*). El hierro, el zinc y otros metales le quitan la mitad de su oxígeno á una elevada temperatura, reduciéndolo á óxido de carbono.

108. **Estado natural.**—Se halla muy esparcido en la naturaleza, formando parte del aire atmosférico, en disolucion en varias aguas minerales, de las que la de Seltz es la más usada, y al estado de pureza se encuentra en la Gruta del Perro, en Nápoles.

Al estado de combinacion con la cal es muy abundante, formando los mármoles, la creta, las conchas de los moluscos, todas las piedras calcáreas y parte de los huesos de los animales.

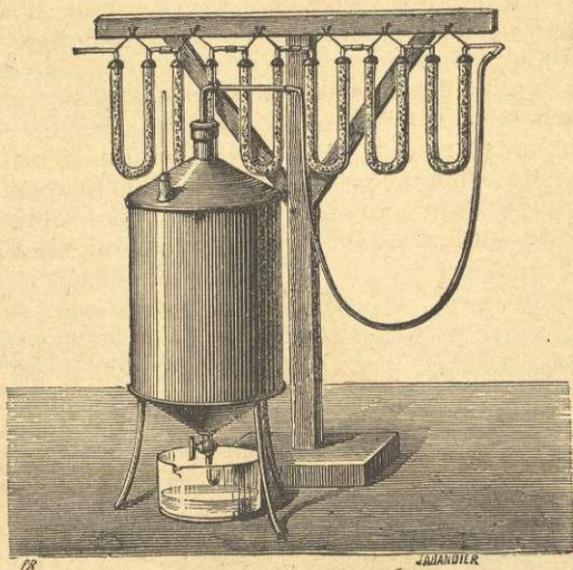


Fig. 45.

También existe en combinacion con otras bases, como la extronciana, la barita, los óxidos de cobre y de hierro.

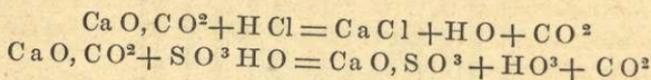
La existencia del ácido carbónico en el aire se demuestra fácilmente por medio de una disolucion de cal ó de barita que en contacto con la atmósfera, á poco se enturbia y dá un precipitado blanco de carbonato de cal ó de barita.

Para determinar el peso de ácido carbónico contenido en un volúmen de aire, se hace pasar por medio de un aspirador (*Figura 45*) un volúmen de aire por una série de tubos. Los que reciben primeramente el aire, llevan piedra pómez empapada en ácido sulfúrico, y los siguientes potasa cáustica, y los más próximos al aspirador contienen tambien piedra pómez con ácido sulfúrico. El aumento de peso que despues de la experiencia sufran los tubos que llevan la potasa cáustica nos dará el peso del ácido carbónico contenido en el aire que ha pasado.

109. **Preparacion del ácido carbónico.**—El ácido carbónico se produce en la combustion del carbon, la madera y otros combustibles; en la fermentacion alcohólica, en la descomposicion de materias orgánicas y en la respiración de los animales.

Es más cómodo, sin embargo, obtenerlo por la accion de un ácido enérgico sobre un carbonato, pues así dicho ácido desaloja al ácido carbónico del carbonato.

Las dos reacciones más usadas son las siguientes:



Es decir, la accion del ácido clorhídrico sobre el carbonato de

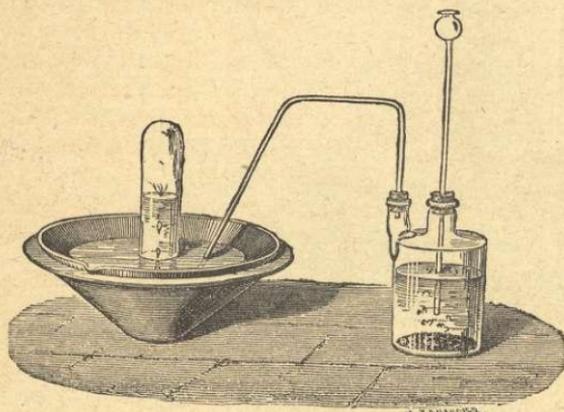


Fig. 46.

cal (mármol ó creta), que produce cloruro de calcio, agua y ácido carbónico; ó la accion del ácido sulfúrico sobre el mismo carbonato que forma sulfato de cal, agua y ácido carbónico.

El aparato usado (*Fig. 46*) es igual al que se emplea para el hidrógeno.

En la segunda reaccion el sulfato de cal formado se deposita sobre los fragmentos de mármol ó creta, formando una costra que detiene la reaccion. Es preciso, pues, agitar la mezcla durante la reaccion.

110. **Usos del ácido carbónico.**—Se utiliza para la fabricación de las aguas de Seltz artificiales, y de todas las gaseosas, que no son más que bebidas acuosas, que llevan en disolución ácido carbónico comprimido.

OXIDO DE CARBONO = CO.

Descubierto por Priestley á fines del siglo último.
Equivalente = 14. Densidad = 0,967.

111. **Propiedades físicas y químicas.**—Es un gas sin color, olor ni sabor, muy poco soluble en el agua y susceptible de licuarse á una gran presión.

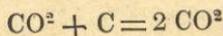
Es un cuerpo neutro, arde en contacto con el aire con una llama azul de poco brillo y se transforma en ácido carbónico. En virtud de esta propiedad se emplea en metalurgia como agente reductor ó desoxidante. El cloro se combina con él formando el *ácido cloroxicarbónico* (CO Cl.) de fórmula análoga á la del ácido carbónico, en el que un equivalente de oxígeno ha sido sustituido por otro de cloro.

Los demás metaloides no ejercen acción sobre él, ni tampoco los metales.

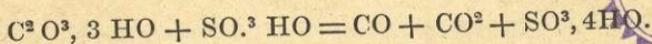
El óxido de carbono es muy venenoso. La asfixia producida por el carbon en combustión, es debida principalmente á los efectos tóxicos del gas. Así, por ejemplo, las estufas de hierro fundido cuando están á temperaturas elevadas, dejan transpirar este gas, que vicia el aire de las habitaciones, produciendo á veces dolor de cabeza, vértigos, náuseas y otros síntomas.

112. **Preparacion.**—El óxido de carbono puede obtenerse por muchas reacciones. Las principales son:

1.º Haciendo pasar una corriente de ácido carbónico sobre carbonos contenidos en un tubo de porcelana calentado hasta el rojo:



2.º Por la acción del ácido sulfúrico sobre el ácido oxálico (C²O³, 3 HO) segun la ecuación:



es decir, que el ácido sulfúrico se apodera del agua del ácido oxálico, y este se desdobra en óxido de carbono y ácido carbónico, el que es absorbido por un frasco que contiene una disolución



de potasa (*Fig. 47*), dirigiéndose el óxido de carbono á la probeta donde ha de ser recogido. Es el procedimiento más usado.

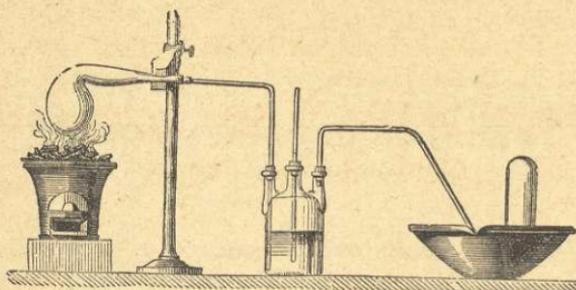


Fig. 47.

3.º Reduciendo un óxido metálico por el carbon. El más usado es el óxido de zinc. Para ello se introduce en una retorta de arcilla refractaria colocada en un horno de reverbero, el óxido de zinc pulverizado con carbono. (*Fig. 48*)

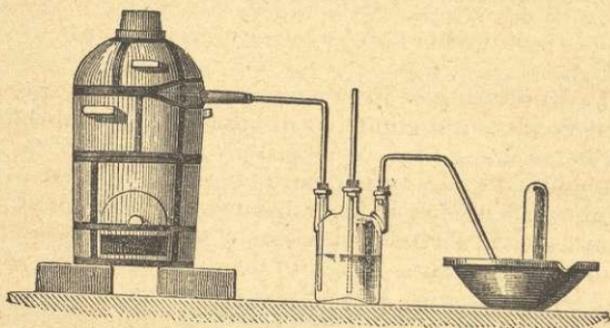
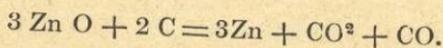


Fig. 48.

Se forma óxido de carbono y ácido carbónico; pero este último queda en la disolución de potasa del frasco, como en el caso anterior.



El óxido de carbono se *desasocia*, es decir, que se reduce á sus elementos á una elevada temperatura.

CAPITULO IX.

Carbueros de hidrógeno. Gas de alumbrado.

Combustion y llama.

113. **Combinaciones del carbono con el hidrógeno.**—A numerosos cuerpos dá origen la combinacion de estos dos metaloides, en su mayor parte pertenecientes al reino orgánico, tales como varios aceites fijos, esencias, el petróleo, la gutapercha, el cautchouc, etc.

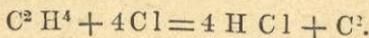
De estos compuestos, son de más importancia en la química mineral el *hidrógeno protocarbonado* y el *hidrógeno bicarbonado*.

HIDROGENO PROTOCARBONADO = C² H⁴.

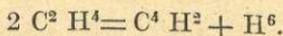
Equivalentente = 16. Densidad = 0.559.

114. **Propiedades.**—Este cuerpo llamado tambien *gas de los pantanos*, es incoloro, inodoro, insípido y poco soluble en el agua.

Arde en contacto con el aire con una llama amarillenta, formándose agua y ácido carbónico. Mezclado con cloro detona violentamente por la accion de los rayos solares, produciéndose ácido clorhídrico y carbon.



A temperatura elevada y por la influencia de una série de chispas eléctricas, se descompone en hidrógeno y un cuerpo llamado acetileno.



Mezclado con el aire ó con el oxígeno, detona violentamente.

115. **Estado natural.**—Se halla en el cieno de los pantanos y en muchas aguas estancadas, formado á causa de la descomposicion de las materias orgánicas; por igual causa se desprende de algunas grietas de la tierra, en las minas de hulla,

formando parte del *gas grisú*, que detona con violencia al ponerse en contacto con un cuerpo incandescente, y tambien suele encontrarse en las minas de sal gemma.

Todas las sustancias ricas en hidrógeno y carbon, como la leña, los cuerpos grasos, las resinas, la hulla, la bencina, etc., producen el hidrógeno protocarbonado (y el bicarbonado) por su descomposicion á elevada temperatura.

116. **Obtencion.**—Puede obtenerse el hidrógeno protocarbonado, agitando el cieno de los pantanos, del que se desprende, y recogiéndolo en un frasco invertido lleno de agua, provisto de un gran embudo (*Fig. 49*); aunque no se halla puro, pues le acompañan el ázoe y el ácido carbónico.

En los laboratorios se le prepara calentando suavemente en una retorta de vidrio, una parte de acetato de sosa cristalizado, otra de sosa cáustica y parte y media de cal viva. Esta última no entra en reaccion, y no tiene otro objeto que el de facilitar la combinacion. La siguiente igualdad manifiesta el resultado:

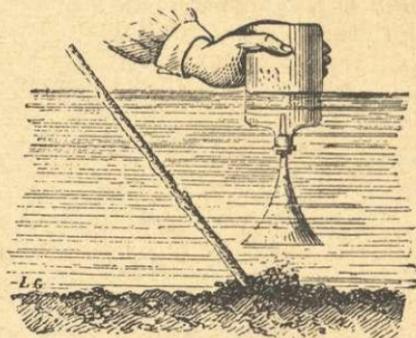
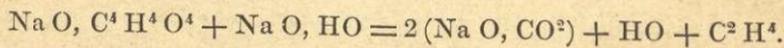


Fig. 49.



Es decir, que se forman dos equivalentes de carbonato de sosa, uno de agua y otro de hidrógeno protocarbonado.

Este cuerpo no tiene usos al estado de pureza; pero forma parte del gas de alumbrado, del que nos ocuparemos en breve.

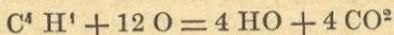
HIDROGENO BICARBONADO = C⁴H⁴

Equivalente = 28. Densidad = 0'970.

117. **Historia y propiedades.**—Fué descubierto á fines del siglo último, por químicos holandeses. Se llamó tambien *bicarbonuro de hidrógeno*, *etilena* y *gas oleificante*; este último nombre porque con el cloro forma un compuesto de aspecto oleaginoso, llamado *licor de los holandeses*.

Es un gas incoloro, insípido ó inodoro, cuando está perfectamente puro; pero casi siempre tiene un olor empireumático y

etéreo, debido á pequeñas porciones de un carburo líquido y muy volátil que le acompaña. Es poco soluble en el agua, es muy combustible, arde en el aire con una llama viva, produciendo vapor de agua y ácido carbónico:



La mezcla de este gas con el aire, detona fuertemente, y más aun la del mismo con el oxígeno.

El azufre, al calor rojo, descompone el hidrógeno bicarbonado, formándose ácido sulfhídrico y quedando libre el carbon.

Mezclado con un volúmen igual de cloro y expuesta la mezcla á la luz difusa, se produce un líquido oleoso volátil y de olor etéreo, que es el llamado licor de los holandeses ($C^4 H^1 Cl^2$)

118. **Preparacion.**—Se obtiene en los laboratorios calentando hasta la ebullicion en un matraz de vidrio (*Fig. 50*) una

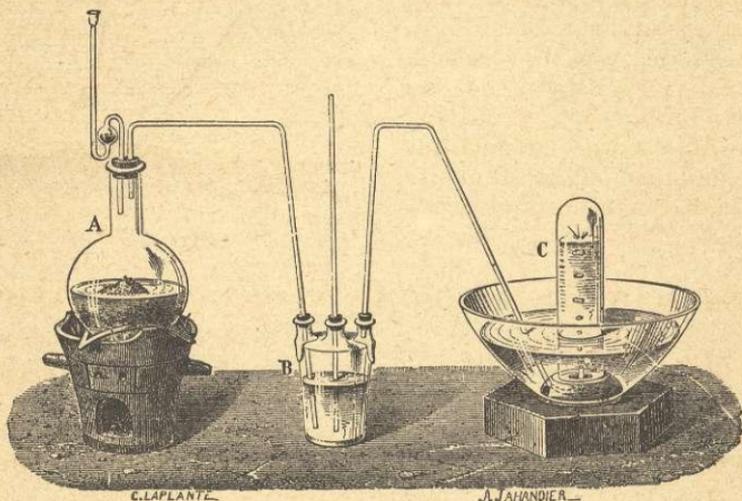
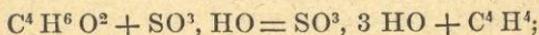


Fig. 50.

parte de alcohol ($C^4 H^6 O^2$) con cuatro de ácido sulfúrico concentrado. La reaccion es como sigue:



esto es, que el ácido sulfúrico toma dos átomos de oxígeno y otros dos de hidrógeno del alcohol para formar agua de la que se apodera, quedando el alcohol reducido á hidrógeno bicarbonado.

En esta reaccion se forman pequeñas porciones de éter, vapor de agua, ácido sulfuroso y ácido carbónico, por lo que es preciso hacer pasar el gas por un frasco lavador que contenga una disolucion de potasa cáustica que absorbe y se combina con los dos ácidos; y aun suele agregarse otro frasco con ácido sulfúrico, para que se apodere de las porciones de éter formado, y de los vapores de alcohol que se desprenden del matrás.

El hidrógeno bicarbonado forma parte del gas de alumbrado, y en tal concepto su estudio es de gran importancia práctica, siéndolo tambien bajo el aspecto teórico, por servir de base á la teoría de los alcoholes y éteres.

Fabricacion del Gas del alumbrado.

119. **Historia.**—A Felipe Lebon, ingeniero francés, se debe el descubrimiento del gas de alumbrado; pues que en un escrito que publicó en 1801, demostró que destilando en seco (ó sea en vasija cerrada y privada del acceso de aire) la madera, las materias grasas y otras, se podia obtener un gas inflamable y que produjera una luz intensa.

Lebon, como otros inventores, no tuvo la suerte de ver realizados sus proyectos; pero Inglaterra supo aprovechar este descubrimiento, y ya en 1810 habia fábricas en Birmingham, y en 1810 en Lóndres. En Francia no se utilizó este procedimiento de alumbrado hasta 1818.

120. **Preparacion.**—Puede fabricarse el gas del alumbrado, de todas las maderas, de las resinas, de los aceites, de los residuos de las jabonerías, de los orujos de las aceitunas y de otras sustancias; pero generalmente se emplean las hullas, por medio de una destilacion en seco en grandes retortas de fundicion ó de arcilla refractaria dispuestas horizontalmente en grupos sobre hornos de gran tiro que producen una temperatura elevada. (*Fig. 51*).

La destilacion dura de cinco á seis horas, dejando como residuo cok que se retira de las retortas, y produciendo multitud de cuerpos que se desprenden, siendo los principales:

Hidrógeno protocarbonado.
" bicarbonado.
Hidrógeno libre.
Oxido de carbono.
Azoe.
Sulfuro de carbono.
Acido sulfhídrico.

Carbonato de amoniaco.
Sulfidrato de amoniaco.
Sulfito de amoniaco.
Hiposulfito de amoniaco.
Carburos de hidrógeno.
Aceites empireumáticos.
Alquitran.

El alquitran es una mezcla de una porcion de cuerpos, unos líquidos y otros sólidos, entre los que se encuentran la bencina, la parafina, anilina, la toluena y el ácido fénico.

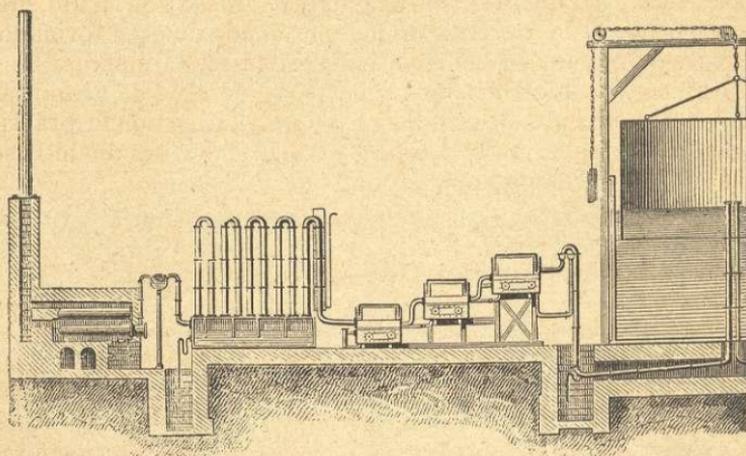


Fig. 51.

Todos los productos de la destilacion ascienden por los tubos montantes que llevan las retortas en su parte anterior, y llegan

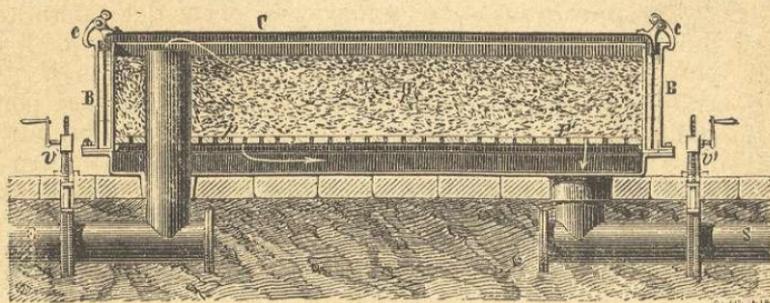


Fig. 52.

á un tubo de gran calibre medio lleno de agua que ocupa toda la parte superior del cuerpo de hornos; allí se condensan gran parte de los productos; despues continúan, los no condensa-

dos, por una série de tubos de hierro, encorbados, que se llama *tubos de órgano*, en donde se condensa todo el alquitran, y parte de las sales amoniacaes que se depositan en una cisterna.

Desde los aparatos condensadores se dirigen los gases á los *purificadores ó depuradores* que tienen por objeto retener el ácido carbónico, el ácido sulfhídrico y el amoniaco. Son grandes cajas ó recipientes rectangulares (*Fig. 52*) con dobles fondos, cargadas de las materias que han de servir para la purificación. Estas materias pueden ser, ó la cal apagada, ó el óxido de hierro hidratado (limonita).

La cal se combina con el ácido carbónico y con el ácido sulfhídrico formando respectivamente carbonato de cal, y oxisul-

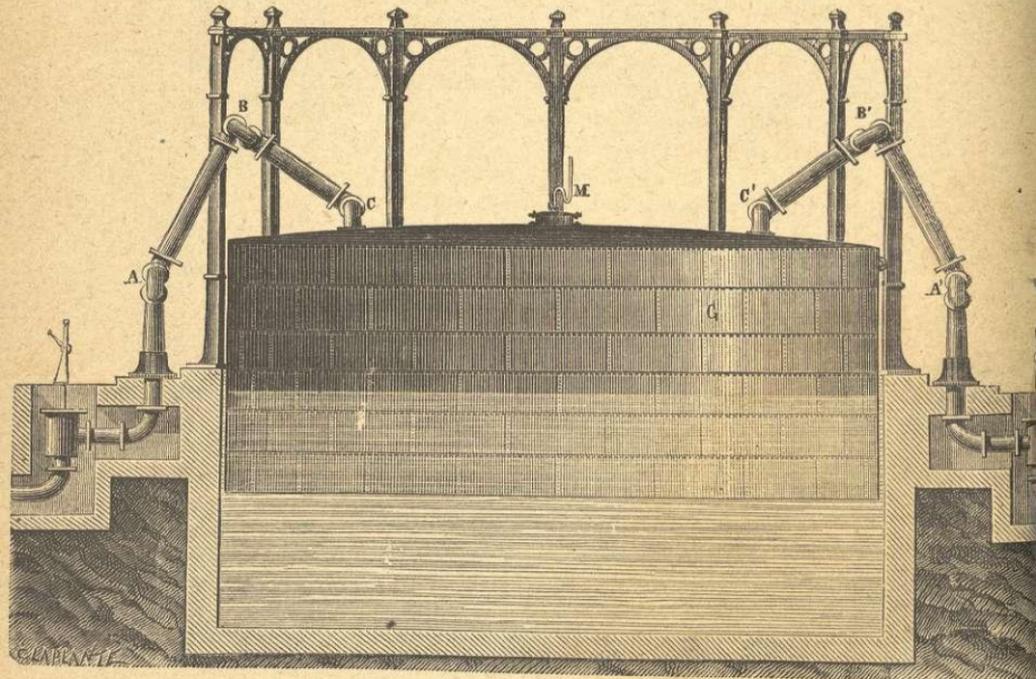


Fig. 53.

furo de calcio, pero deja libre el amoniaco, que llega al agua de la cuba del gasómetro, donde se disuelve.

La limonita se apodera del ácido carbónico y descompone

el ácido sulfhídrico formando carbonato de hierro y sulfuro de hierro.

En fin, el gas ya purificado pasa al *gasómetro*, inmensa campana construida de hojas de hierro (palastro), suspensa sobre una cisterna llena de agua (*Fig. 53*). El gasómetro ejerce presión sobre el gas que es conducido á las habitaciones por medio de una red tubular, colocada en el subsuelo de la via pública.

Llama, telas metálicas y lámpara de seguridad.

121. **Combustion.**— Sabemos que la combustion [47] es el fenómeno que resulta de la combinacion de dos ó más cuerpos, con desprendimiento de calor y luz; mas cuando se verifica la combustion viva de uno ó más gases, estos al arder forman la *llama* (*Fig. 54*). La temperatura que se produce en la combustion, no es proporcional al poder iluminante; pues que este depende en mucho de los cuerpos que se hallan en ella.

Cuando la llama no contiene ninguna materia sólida, adquiere poco brillo; tales son las llamas producidas por la combustion del hidrógeno, del óxido de carbono, del azufre y otros; pero si en el interior de aquellas existen cuerpos sólidos incandescentes, la luz adquiere gran intensidad. Por tal razon, los cuerpos ricos en carbon, como el gas del alumbrado, las grasas y otros arden produciendo una luz brillante; por igual causa puede tener gran brillo la llama de hidrógeno colocando en su interior cuerpos sólidos poco fusibles, como la cal, el amianto ó el platino.

Observando con atencion la llama de una bugía, se nota en la parte inferior una porcion de un azul oscuro, que resulta de la combustion del hidrógeno carbonado y del óxido de carbono. En el centro hay un cono oscuro algo amarillento A, en el que la combustion es casi nula por falta de oxígeno. Alrededor de esta parte oscura se halla la zona mas luminosa B, en donde la combustion es mas viva, encontrándose en ella partículas de carbon al estado incandescente. Por último, esta zona se halla envuelta por otra poco luminosa C, y cuyo mayor espesor está en el vértice, siendo allí la combustion completa y la temperatura muy elevada.

Se utilizan mucho en mineralogía y en química las propie-



Fig. 54.

dades de la llama para hacer los *andlisis por la via seca*, ó sea por medio del *soplete*, pequeño instrumento muy conocido, formado esencialmente de un tubo curvo, por el que se inyecta aire en la llama, á fin de activar la combustion. Si se utiliza la parte exterior de la llama (rica en ácido carbónico) se dice *llama de oxidacion, llama oxidante, fuego de oxidacion*, porque puede oxidar los metales ú otros cuerpos: pero si se emplea la zona luminosa (rica en carbon y óxido de carbon) se denomina *llama reductora, llama de reduccion, fuego de reduccion*, porque sirve para desoxidar ó *reducir* algunos cuerpos oxidados.

122. **Efecto de las telas metálicas.**—El enfriamiento

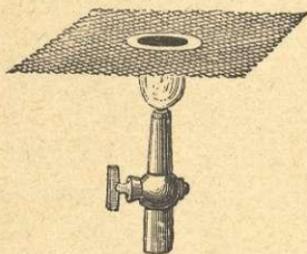


Fig. 55.

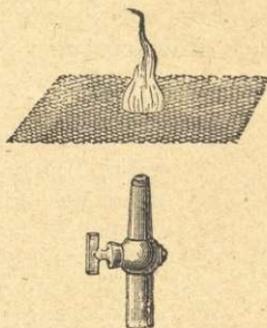


Fig. 56.

que producen las telas metálicas, debido á su gran conductibilidad para el calor hace, el que ninguna llama pueda atravesar una tela metálica de mallas estrechas. Si se coloca esta en el interior de la llama (*Fig. 55*), la materia gaseosa se enfria y salen los gases sin arder al través de la malla de hilos metálicos, aunque estén incandescente en las parte inferior; pero si por la parte superior se aplica un cuerpo encendido, los gases arden en ambas regiones, quedando cortada la llama por la tela metálica (*Fig. 56*).

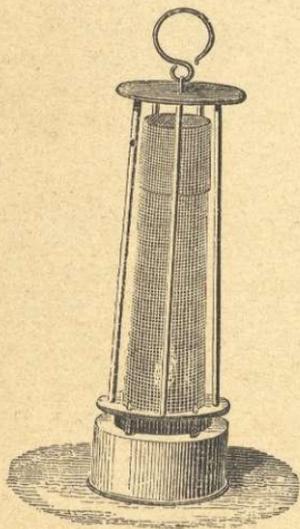


Fig. 57.

123. **Lámpara de seguridad.**—Se ha utilizado la propiedad que acabamos de indicar, para la *lámpara de seguridad* ó *lámpara de minero*, inventada por H. Devy, al propósito de evitar las explosiones del gas grisou

en el interior de las minas de hulla; riesgo que corren los trabajadores al ponerse este gas, mezclado con el aire, en contacto directo con las luces que necesitan para alumbrar el interior de las galerías.

Se compone este pequeño aparato de una lámpara de aceite (*Fig. 57*), rodeada de una tela metálica, que por el enfriamiento que produce, impide que en el caso de explosión en el interior de la lámpara, se propague al exterior.

Suele llevar además un hilo de platino en forma de espiral en el interior de la llama; para que en cuando se apague, á causa de la pequeña explosión de los gases del interior, quede algún tiempo incandescente, pudiendo servir así su luz al trabajador para guiarse.

LIBRO III.

SEGUNDO GRUPO DE LOS METALOIDES.

AZUFRE, FÓSFORO, ARSÉNICO, SELENIO Y TELURO.

CAPITULO I.

Azufre.— Acido sulfuroso.—Acido sulfúrico.
Acido sulfhidrico.—Sulfuro de carbono.

A Z U F R E = S.

Conocido desde la mas remota antigüedad.
Equivalentente = 16. Densidad media = 2,045.

123. **Propiedades físicas.**—Es sólido á la temperatura ordinaria, de color amarillo limon, insípido é inodoro; pero cuando se le frota adquiere olor, el del ozono, y se electriza negativamente. Es muy friable, mal conductor de la electricidad y del calor; cuando se tiene algun tiempo una barra de azufre en la mano, la parte exterior se calienta y dilata, mientras que la interior no; resultando de aquí el desequilibrio entre las moléculas, por consecuencia pequeños crujidos, y por último, á veces, la ruptura de la barra.

El azufre es insoluble en el agua; poco soluble en el alcohol y el éter, bastante en la esencia de trementina y otros aceites esenciales, y muy particularmente en el sulfuro de carbono; en donde puede cristalizar en forma de octaedros. Por la fusion cristaliza en prismas oblicuos de base romboédrica, es decir, que es dimorfo.

El azufre funde á 111 grados, formando un líquido de color cetrino, y á tal estado tiene mas densidad que cuando está sólido, pues en el acto de la fusion los pedazos aun no fundidos quedan en el fondo del líquido. Si la temperatura se eleva hasta 220 grados, se espesa el líquido adquiriendo un color oscuro parecido á la brea. A unos 300 grados recobra su fluidez, pero no el color claro. Si á tal estado se enfria rápidamente, vertiéndole en el agua, queda elástico como el cautchouc, pero no reco-

bra su color amarillo, si no es pasado mucho tiempo, y entonces se hace otra vez quebradizo. A unos 400 grados entra en ebullicion.

124. **Propiedades químicas.**—A 260 grados se combina con el oxígeno del aire ardiendo con una llama azulada de poco brillo, formando el ácido sulfuroso, que despidе un color vivo y penetrante. Forma con el oxígeno varios compuestos que enumeraremos despues. Tambien se combina con el hidrógeno, el cloro, bromo, iodo, carbono, y con casi todos los metales; la combinacion con algunos de estos es tan rápida que desprende calor y luz.

El azufre, químicamente considerado, tiene grandes analogías con el oxígeno.

125. **Estado natural y extraccion.**— Se encuentra el azufre al *estado nativo*, es decir, libre de toda combinacion, en los terrenos volcánicos, ó en minas diseminado entre las rocas, y tambien cristalizado en hermosos cristales octaédricos. Al estado de combinacion se encuentra con muchos metales, formando sulfuros y sulfatos, y tambien constituye parte de varias sustancias orgánicas.

Para extraer el azufre en Sicilia, y en otros puntos en donde se halla al estado nativo, mezclado con las tierras en las lavas volcánicas, se introduce en grandes vasijas de barro AA, (*Fig. 58*) colocadas en dos filas en un horno rectangular. El



Fig. 58.

azufre funde, viniendo á caer al fondo de las vasijas las impurezas, y, elevándose más la temperatura, destila condensándose los vapores en vasijas de barro de iguales dimensiones B, colocadas fuera del horno y de allí á depósitos D, en donde se solidifica. Así se obtiene el *azufre en bruto*, que tiene todavía un 10 p. % de materias terrosas.

Se purifica por medio de otra destilacion. Se ejecuta esta

en un aparato algo parecido al empleado en la extraccion del negro de humo. Consta de una gran cámara de mampostería (Fig. 59) que comunica con una retorta en la que cae un chorro de azufre fundido, del azufre en bruto colocado en una vasija superior, que está calentada con el calor perdido del hogar. Los vapores de azufre llegan á la gran cámara de condensacion por una abertura que se puede á voluntad abrir más ó ménos con una placa de hierro que sirve de registro, y que se mueve mediante á una cadena de hierro de la que pende un contrapeso.

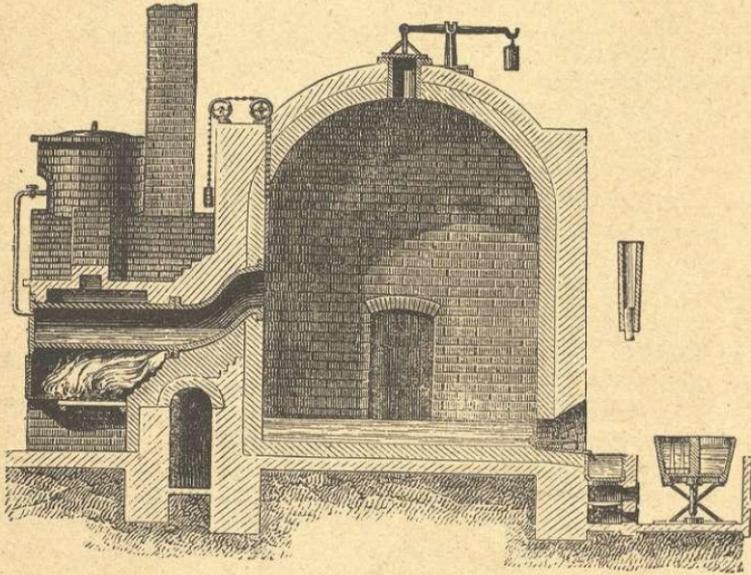
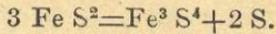


Fig. 59.

Los vapores se condensan sobre las paredes de la cámara rápidamente (teniendo cuidado que la temperatura de ella no llegue á 111 grados) formando un polvillo ténue que se denomina *flor de azufre*; pero si se deja calentar mas la cámara, el azufre funde, viene á la parte inferior ó suelo del horno que está en plano inclinado, de donde se saca por un canal convenientemente dispuesto, cayendo en una caldera calentada que lo mantiene líquido, y se le moldea en barras un poco cónicas, por moldes de madera. Así preparado se llama *azufre en canutillo*.

En Sajonia y en otros puntos se aprovecha el mineral llamado *pirita marcial* ó *pirita blanca*, que es un bisulfuro de hierro, el cual se descompone por el calor (á la manera del man-

ganeso, para obtener el oxígeno) dando azufre libre, según la ecuación química:



Para ello se coloca la pirita marcial en grandes retortas prismáticas A A situadas en plano inclinado en un horno (Figura 60). El azufre sale por los tubos b, y se condensa en los recipientes fríos C.

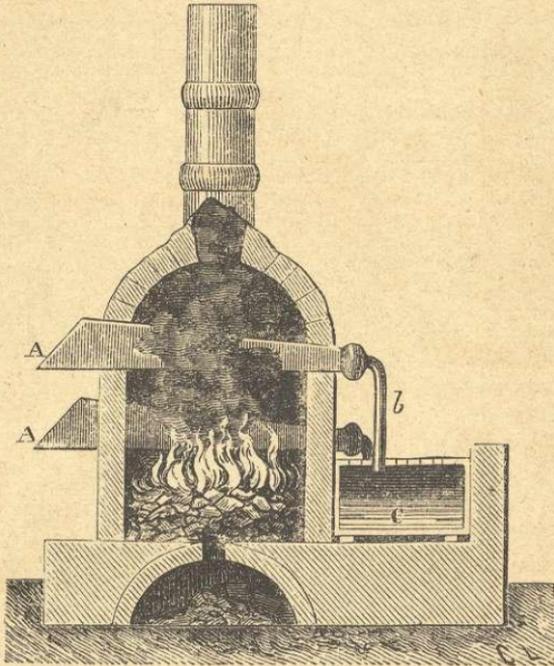


Fig. 60.

126. **Usos del azufre.**—Se emplea en medicina para las enfermedades cutáneas, en la fabricación del ácido sulfúrico, en la de la pólvora, en la de las cerillas fosfóricas, en la del ácido sulfuroso. Para la agricultura en el azufrado de las viñas, para moldear, para preparar el caucho vulcanizado, y el endurecido llamado *ebonita*.

CAPITULO II.

Acido sulfuroso.—Acido sulfúrico.

127. **Compuestos oxigenados de azufre.**—El azufre forma con el oxígeno muchas combinaciones, todas ácidas, á saber:

1.º	Acido hiposulfuroso.....	S ² O ²
2.º	„ sulfuroso.....	S O ²
3.º	„ hiposulfúrico	S ² O ⁵
4.º	„ hiposulfúrico monosulfurado	S ³ O ⁵
5.º	„ „ bisulfurado	S ⁴ O ⁵
6.º	„ „ trisulfurado	S ⁵ O ⁵
7.º	„ sulfúrico	S O ³
8.º	„ hipersulfúrico	S ₂ O ⁷

Todavía considerando como nuevos ácidos al sulfúrico monohidratado (SO³, HO) y al *fumante* ó de *Sajonia* (2 S O³, HO) podría decirse que son diez los compuestos oxigenados del azufre.

Los ácidos 3.º, 4.º, 5.º y 6.º forman lo que se llama la *série tiónica*, de *thion* azufre en griego, y atendiendo al número de equivalentes de azufre que los forman se llaman respectivamente *ditiónico*, *tritiónico*, *tetratiónico* y *pentatiónico*.

Nos ocuparemos tan solo del ácido sulfuroso y del sulfúrico, por ser lo más importante.

ACIDO SULFUROSO=SO².

Equivalente = 32.

Densidad = 2,34

128. **Propiedades físicas.**—Es gaseoso, incoloro, de un sabor picante, su olor es el del azufre cuando arde. Es irrespirable, en pequeña cantidad provoca la tos irritando fuertemente los órganos de la respiración.

Es un gas sumamente soluble en el agua: puede disolver este líquido más de 50 veces su volúmen de ácido sulfuroso.

Se licua por el enfriamiento á —10°, á la presión ordinaria, ó también á cero grado á dos atmósferas. Para ello se adapta al matraz de desprendimiento del ácido sulfuroso un frasco lavador (*Fig 61*) que retiene las porciones de ácido sulfúrico que mecánicamente son arrastradas, despues pasa el ácido sulfuroso por

un tubo de desecacion, viniendo á condensarse, por último, en un tubo rodeado de una mezcla frigorífica formada con hielo y sal marina.

El ácido sulfuroso líquido se evapora rápidamente al aire,

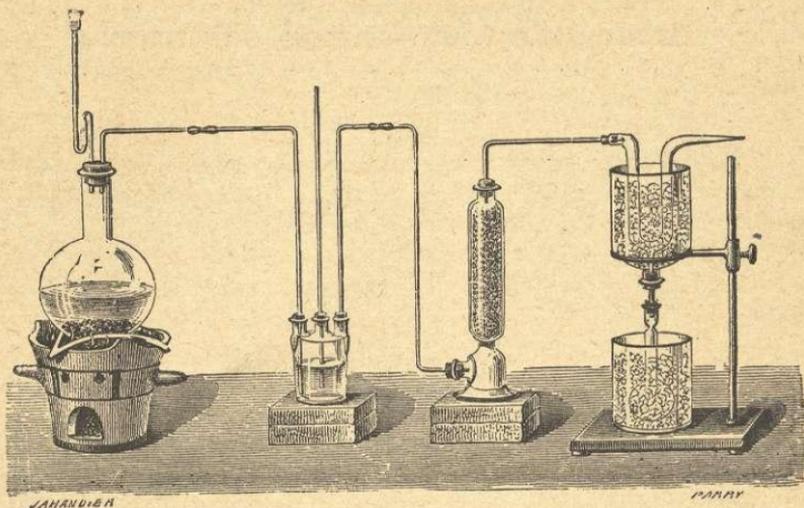


Fig. 61.

produciendo un gran descenso de temperatura, capaz de solidificar el mercurio. Se puede hacer esta experiencia introduciendo un tubo grueso, cerrado en uno de sus extremos, por la boca de un frasco (F. 62), provisto de un tapon con tres agujeros. Por el de enmedio pasa un pequeño tubo que contiene tres ó cuatro centímetros cúbicos de mercurio, por otro penetra otro que llega casi al fondo, y por el tercer agujero un tubo que solamente atraviesa el tapon y que se une por medio de otro de cautchoué á un aspirador.

Dispuesto así el aparato, se introduce rápidamente en el grueso tubo (envolvente de los otros tres) ácido sulfuroso líquido y se abre la llave de comunicación con el aspirador.

El ácido sulfuroso se evapora rápidamente, produciendo un descenso de

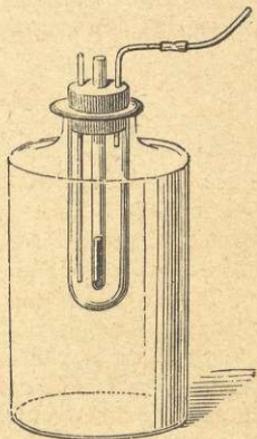
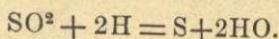


Fig. 62.

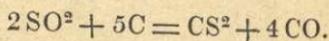
temperatura que puede llegar hasta -68° , solidificándose el mercurio. Desmontando el aparato, se obtiene una barra de mercurio que se puede trabajar por medio del martillo y que permanece sólido bastante tiempo.

129. Propiedades químicas.—Es un ácido poco energético, es impropio para la respiración y para la combustión, decolora algunas sustancias vegetales, y es el más estable de los compuestos oxigenados del azufre.

El hidrógeno á elevada temperatura se apodera de su oxígeno y deja libre el azufre:

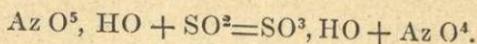


El carbono también lo descompone á una temperatura elevada:



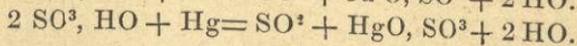
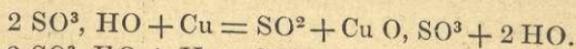
El cloro también ejerce acción sobre este ácido.

El ácido nítrico hidratado transforma al ácido sulfuroso en ácido sulfúrico con desprendimiento de ácido hiponítrico, reacción que se aprovecha para fabricar el ácido sulfúrico inglés ó monohidratado.



130. Estado natural y extracción.—Se encuentra este ácido en el estado de libertad en los alrededores de los volcanes, en las minas de azufre y donde quiera que hay azufre en combustión. Rara vez se halla al estado de combinación con las bases.

En la industria se extrae quemando el azufre, y en los laboratorios calentando en un matraz ácido sulfúrico concentrado sobre limaduras de cobre, ó mercurio, según las ecuaciones:



el gas hay que recogerlo en la cuba de mercurio.

También puede obtenerse por la acción del azufre sobre el peróxido de manganeso, auxiliado del calor: ó por la desoxidación del ácido sulfúrico producida por el carbono.

131. Usos.—Se emplea en fumigaciones para combatir ciertas enfermedades cutáneas. Se utiliza en la industria para

lavar y blanquear algunas telas, la paja, el paño, las esponjas y otras; y para quitar las manchas producidas por el zumo de muchas frutas.

ACIDO SULFÚRICO.

132. **Estados del ácido sulfúrico.**—Este ácido, puede presentarse en tres estados; á saber: 1.º el *ácido sulfúrico anhidro* (anhídrido sulfúrico) cuya fórmula es SO^3 . 2.º *Acido sulfúrico monohidratado* (SO^3 , HO), llamado tambien *ácido sulfúrico inglés*, *ácido sulfúrico comun* y *aceite de vitriolo*. 3.º *Acido sulfúrico de Sajonia* (HO , 2 SO^3) conocido tambien con los nombres de *ácido sulfúrico fumante*, de *Norhausen* y *aleman*.

133. **Acido sulfúrico anhidro.**—Es un cuerpo sólido, blanco, cristalizado en agujas sedosas como el amianto. Su densidad es 1,97; funde á 18º y se volatiliza á poco más de 30º. Tiene gran avidez para el agua, la que toma del aire al ponerse en contacto con la atmósfera, disolviéndose en aquel líquido instantáneamente, y produciendo un ruido semejante al de un hierro incandescente si se sumerge en ella.

No se combina con las bases, ni enrogece la tintura de tornasol, sino es despues de hidratarse, por cuya razon no lo consideran algunos químicos como ácido, y le designan con el nombre de anhídrido sulfúrico.

Se le obtiene por la descomposicion del ácido sulfúrico fumante, por la accion de la esponja de platino sobre una mezcla de oxígeno y ácido sulfuroso, ó descomponiendo por el calor el bisulfato de potasa.

El ácido sulfúrico anhidro no tiene uso en la industria, y para conservarle en los laboratorios es preciso encerrarlo en un tubo de vidrio cerrado á la lámpara, á fin de que no se apodere del vapor de agua del aire atmosférico.

134. **Acido sulfúrico de Norhausen.**—Es bajo tal estado como se conoció primeramente el ácido sulfúrico (2SO^3 , HO.) y se considera actualmente por los químicos como una disolucion del ácido sulfúrico anhidro en el monohidratado.

Es un líquido incoloro, de aspecto oleaginoso, de ahí su nombre de aceite de vitriolo. Su densidad es 1,90. Da vapores en contacto con el aire, que provienen de que se volatiliza el ácido sulfúrico anhidro que contiene y atrae el vapor de agua que lo condensa á la manera del ácido nítrico concentrado.

Se le obtiene por la descomposicion del sulfato de hierro (vitriolo verde) mediante á la accion del calor.

El ácido sulfúrico fumante, disuelve perfectamente el índigo, formando un compuesto llamado *ácido sulfo-indigótico* que sirve para dar los colores azules en tintorería; pues aunque el ácido monohidratado ó comun del comercio disuelve tambien el añil, toma un tinte menos vivo y no pueden darse los hermosos azules denominados de Sajonia.

135. **Propiedades físicas del ácido sulfúrico monohidratado.**—Es líquido, incoloro, inodoro y de consistencia tambien oleaginosa. Su densidad es 1,84, se solidifica y cristaliza en prismas exagonales á -30° , entra en ebullicion á 325° y entonces puede destilarse. Para evitar en los laboratorios la ruptura de la vasija de vidrio, á causa de las diferencias de temperatura, se usa la *regilla Lemerrier* (Fig. 63), colocándose en

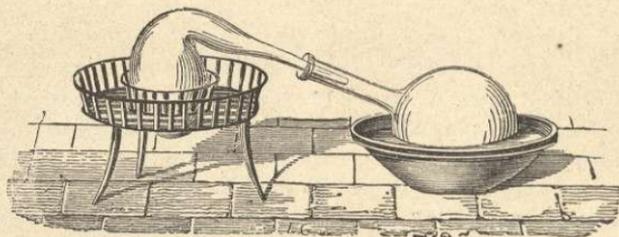


Fig. 63.

ella al rededor carbones encendidos, lo que produce un caldeo más igual.

136. **Propiedades químicas.**—Se descompone por la acción del calor en ácido sulfuroso, oxígeno y agua; el hidrógeno á la temperatura del rojo le descompone tambien, ya en ácido sulfuroso y agua, ya en agua y ácido sulfhídrico, segun las proporciones en que se hallan los dos cuerpos. El carbon y el azufre tambien ejercen acción sobre este ácido. La mayor parte de los metales son atacados, formándose sulfatos.

El indio, el rodio, el platino y el paladio, no ejercen acción sobre el ácido sulfúrico.

Altera y destruye á la mayor parte de las sustancias organizadas; apoderándose del oxígeno y del hidrógeno de ellas que forman agua, la que se combina con el ácido, y dejando libre una porcion de carbon: por eso se dice que *carboniza* á las sustancias orgánicas.

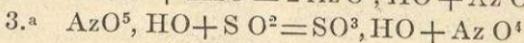
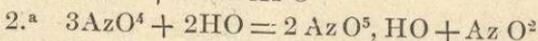
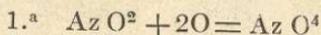
Al mezclar con el agua el ácido, se eleva la temperatura, á veces hasta 100 grados, y hay contraccion en el volumen de

la mezcla. El hielo mezclado con este ácido produce un aumento ó una disminucion de temperatura, segun las proporciones de la mezcla. Así 4 partes de hielo para una de ácido producen calor, mientras en proporciones inversas originan frio.

137. **Estado natural.**—En el estado de libertad raras veces se halla en la naturaleza; en pequeñas porciones existe disuelto en algunas aguas, como en el rio vinagre en América. Es muy abundante al estado de combinacion formando sulfatos, especialmente los de cal, magnesia, alumina, estronciona, baryta, etc.

138. **Fabricacion del ácido sulfúrico.**—Por mucho tiempo se fabricó el ácido monohidratado agregando agua al ácido sulfúrico fumante; pero por tal medio salia excesivamente caro.

Desde 1746 se puso en práctica, en Birmingham el procedimiento de las *cámaras de plomo*, que es el usado desde entonces para la fabricacion industrial de este ácido. Está fundado en las tres reacciones que expresan las siguientes fórmulas químicas:



Que traducido al lenguaje ordinario dice:

1.^a Que el deutóxido de ázoe en presencia del oxígeno del aire, se transforma en ácido hipoazótico.

2.^a Que el ácido hipoazótico en presencia del agua (en determinadas condiciones) se convierte en ácido nítrico y deutóxido de ázoe.

3.^a Que el ácido azótico oxida al ácido sulfuroso, resultando *ácido sulfúrico* (es lo que se desea fabricar) y ácido hipoazótico, regenerándose despues el ácido nítrico conforme á la segunda ecuacion química.

Estas reacciones se demuestran en los laboratorios, mediante á un aparato que consta de un gran globo de vidrio al que se hace llegar una corriente de bióxido de ázoe y otra de ácido sulfuroso. Se nota la formación de vapores rutilantes (ácido hipoazótico); despues se decoloran los vapores (formacion de ácido nítrico) y se notan despues, gotas que se deslizan por las paredés interiores del globo de vidrio. Reproduciendo estos fenómenos sucesiva y periódicamente. Recogido el líquido que se acumula en el fondo de la vasija, se reconoce por sus propiedades que es ácido sulfúrico.

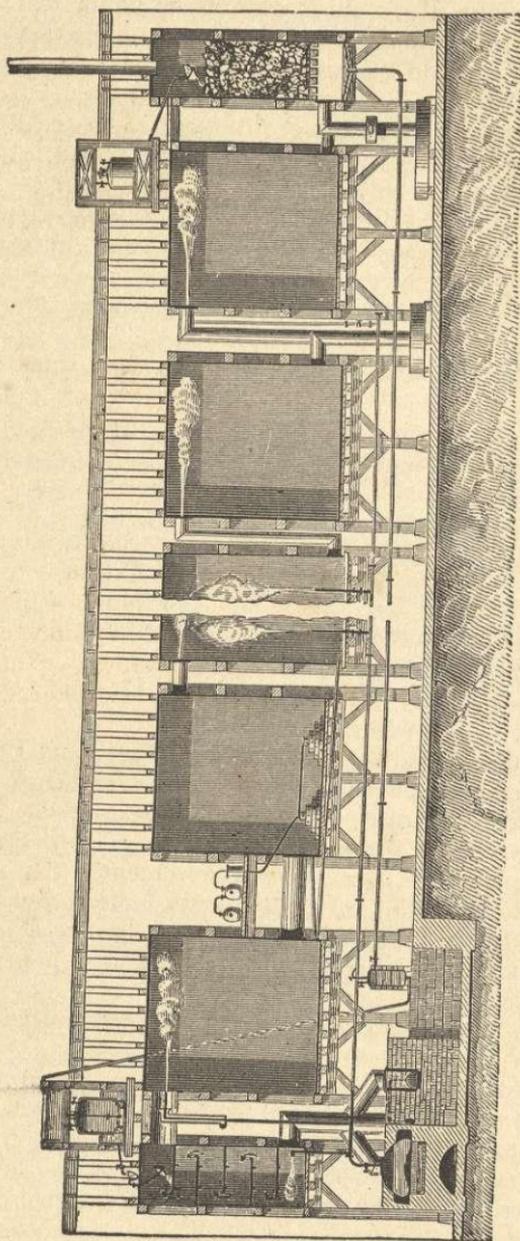


Fig. 64.

Este aparato además de servir como demostracion de la teoría antes indicada, puede emplearse en los laboratorios para la fabricacion de pequeñas porciones de ácido sulfúrico.

Para la produccion en grande escala se emplean grandes cámaras forradas por dentro de plomo (*Fig. 64*) en número generalmente de cinco. Las dos primeras y las dos últimas son más pequeñas y se llaman cámaras de cabeza y de cola respectivamente; suele alcanzar cada una, una capacidad de 500 metros cúbicos, y la del centro, ó *gran cámara*, hasta más de 1.000, formándose en ella la mayor parte del ácido. A tales dimensiones corresponde una produccion diaria de unos 3.000 kilogramos de ácido, en los que se consumen 1.000 de azufre.

El aparato de produccion está formado de las siguientes partes que describimos de izquierda á derecha:

1.º Un doble horno que lleva dos calderas de vapor, calderas por la combustion del azufre que se quema en los hogares, transformándose en ácido sulfuroso. Un tubo colocado todo á lo largo y por debajo de las cámaras, provisto de varios surtidores de vapor sirve para inyectar el necesario á las reacciones que en el interior de ellas se verifican.

2.º El ácido sulfuroso que sale del horno vá por un grueso tubo á una capacidad forrada de plomo llamada *tambor* y en la que existen compuestos nitrosos recogidos del último aparato, ó *tambor de cola*, merced á la accion del ácido sulfúrico que disuelve estos productos, como despues diremos. Todas estas sustancias mezcladas pasan á la primer cámara.

3.º En esta se inyectan chorros de vapor de agua que se mezclan con los anteriores gases y vapores, es decir que existen allí el ácido sulfuroso, aire, vapor de agua y ácido hipoazótico; por cuya razon, y segun las reacciones ya esplicadas, se forman pequeñas porciones de ácido sulfúrico que se depositan en el fondo de esta cámara. Pasan todos los productos gaseosos á la segunda cámara, en donde hay un aparato que recibe un chorro de ácido nítrico de algunos recipientes que se hallan colocados entre las dos primeras. Este ácido sale por muchos pequeños orificios, en forma de regadera, y esparce abundantes vapores que se mezclan con todas las demás sustancias, formándose otra porcion de ácido sulfúrico que vá al fondo de la cámara.

4.º Todos estos cuerpos (aire, vapor de agua, ácido sulfuroso, ácido hiponítrico, deutóxido de ázoe y ácido nítrico) impulsados por la corriente de gases y vapores, penetran en la gran cámara, en donde varios surtidores de vapor en direcciones opuestas, forman grandes remolinos que producen una mezcla homogénea. En esta cámara es donde, como hemos dicho, se forma la mayor parte del ácido sulfúrico, mediante á las tres reacciones que sucesivamente se reproducen y que hemos explicado anteriormente.

5.º En las dos últimas cámaras se terminan estas reacciones y se forma tambien una porcion de ácido.

En algunas fábricas dejaban escapar los últimos residuos en un tubo chimenea; pero prontamente se vió que llevaban compuestos nitrogenados que podian aprovecharse. A este fin, como se vé en la figura, se colocó el último tambor, que lleva un falso fondo y vá lleno de pedazos de cok. Un chorro de ácido sulfúrico descende á través de ellos y disuelve los compuestos nitrogenados que salen de la última cámara.

El líquido que así se obtiene es el que, en forma de casca-

da, cae en el primer tambor mezclándose con el ácido sulfuroso que sale de los hornos.

139 Concentraci3n del ácido recogido en las cámaras.—La gran avidez de este ácido para combinarse con el agua, y la necesidad de emplear el vapor de este líquido como elemento necesario de la fabricaci3n, hacen que el ácido sulfúrico obtenido contenga una cantidad escesiva de agua; de suerte que en vez de los 66° del are3metro de Beaumé que marca cuando está monohidratado, al salir de las cámaras, suele tener unos 45 á 50.°

Se empieza la concentraci3n calentándolo suavemente en cajas de plomo; así puede llegar hasta 60°. La operaci3n se concluye en un gran alambique de platino (*Fig. 65*), del que se saca, mediante á un sif3n del mismo metal.

Empieza á usarse en esta fabricaci3n en vez del azufre, la

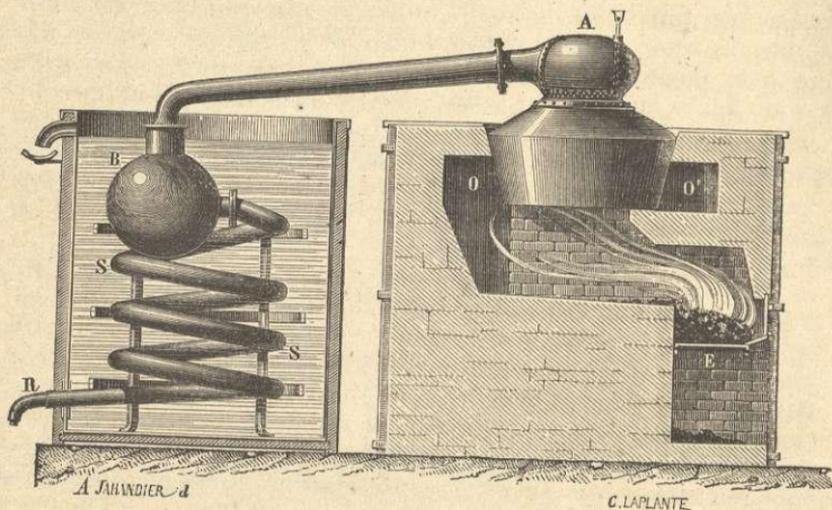


Fig. 65.

pirita de hierro, que quemada dá tambien ácido sulfuroso á precio más bajo.

Así obtenido contiene siempre impurezas que alcanzan término medio á un 3 por 100.

140. Usos del ácido sulfúrico.—Son muchos é importantes y sería prolijo enumerarlos. Los principales son: las fabricaciones de los ácidos sulfuroso, clorhídrico, carb3nico, nítrico, del oxígeno, f3sforo, hidrógeno, éteres y sulfatos; de la

glucosa, del algodón pólvora, de las bugías esteáricas y de los colores azules de índigo. En la extracción del sebo, purificación de los aceites, carbonización de las maderas para cimentación, preparación de las pieles, afinación del oro, carga de las pilas eléctricas, etc.

CAPITULO III.

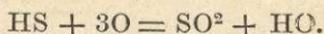
ACIDO SULFHIDRICO=HS.

Descubierto por Beaumé y estudiado por Scheele.

Equivalente=17. Densidad=1,191.

141. **Propiedades físicas.**—Se ha llamado también al ácido sulfhídrico *aire fétido*, *hidrógeno sulfurado* y *ácido hidrosulfúrico*. Es un gas incoloro, de un olor hediondo que recuerda al de los huevos podridos. A la presión de 15 atmósferas se liquida, y después por un gran descenso de temperatura se solidifica. Es soluble en el agua y en el alcohol: el primer líquido disuelve unos tres volúmenes, y el segundo ocho.

142. **Propiedades químicas.**—Arde al contacto del aire con una llama azulada, resultando de la combustión ácido sulfuroso y agua.



El calor descompone al ácido sulfhídrico produciendo hidrógeno y azufre libres.

A la temperatura ordinaria descomponen á este ácido el cloro, el bromo y el iodo, formándose respectivamente ácido clorhídrico, bromhídrico y iodhídrico respectivamente, quedando libre el azufre, el que puede á su vez á combinarse con aquellos metaloides, si están en exceso, produciendo cloruro, bromuro y ioduro de azufre.

El carbono á una temperatura elevada también ejerce acción sobre este ácido, resultando de la reacción sulfuro de carbono é hidrógeno.

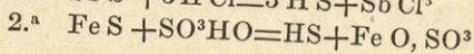
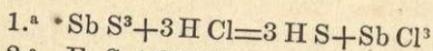
Casi todos los metales, unos en frío y otros bajo la acción del calor, descomponen á este ácido para formar sulfuros.

El ácido sulfhídrico es un veneno muy activo; á él son debidos los accidentes que ocurren á los obreros en la limpieza de letrinas, madronas y albañales. Se combate la intoxicación de

este gas por medio del cloro que le descompone, según acabamos de decir en azufre y ácido clorhídrico. Es un ácido débil.

143. **Estado natural y preparacion.**—Todas las materias orgánicas en descomposicion que contienen azufre, tales como las materias fecales, los huevos, el cieno de los pântanos, las letrinas etc. producen ácido sulfhídrico. También se encuentra en disolucion en las aguas sulfurosas.

Se puede obtener este gas por muchos medios; los más usados son los que expresan las dos siguientes reacciones:



Esto es, la accion del ácido clorhídrico sobre el sulfuro de antimonio, produciéndose ácido sulfhídrico y cloruro de antimonio, ó la accion del ácido sulfúrico sobre el sulfuro de hierro, de la que resulta ácido sulfhídrico y sulfato de hierro. Generalmente se le emplea en disolucion en el agua, por lo que el aparato productor comunica con una serie de frascos, como hemos explicado para la disolucion de amoniaco. (*Fig. 66*).

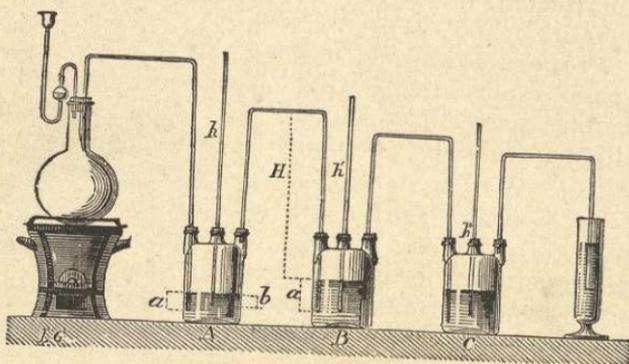


Fig. 66.

144. **Usos.**—Se emplea como reactivo para el análisis de las disoluciones metálicas y en medicina para combatir algunas enfermedades de la piel.

CAPITULO IV.

SULFURO DE CARBONO = CS_2 .

Equivalente = 38. Densidad = 1,293.

145. **Propiedades físicas.**—El sulfuro de carbono, es conocido tambien con los nombres de *alcohol de azufre* y de *licor de Lampadio*.

Es un líquido incoloro, de un olor fétido que recuerda el de las coles podridas, insoluble en el agua; soluble en el alcohol y el éter. Hierve á 45° y evaporado en el vacío produce un descenso de temperatura que puede llegar hasta -60° . Disuelve al fósforo, al azufre, al cautchoué, las grasas y los aceites.

146. **Propiedades químicas.**—Es combustible, ardiendo al contacto con el aire, con una llama azul y transformándose en ácido sulfuroso y ácido carbónico.

El vapor del sulfuro de carbono mezclado con el aire forma mezclas fuertemente detonantes. Varios metales se sulfuran en contacto con él.

147. **Preparación.**— Se obtiene este líquido en pequeño haciendo pasar vapor de azufre por carbones calentados hasta el rojo. Se emplea para ello, y se coloca en un horno algo inclinado (*Fig. 67*), un tubo de porcelana lleno de pequeños pedazos

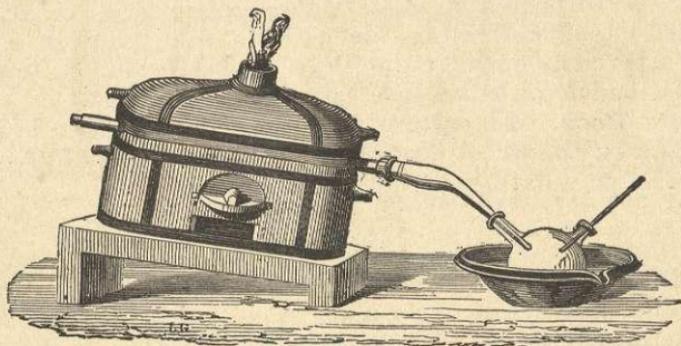


Fig. 67.

de carbon. La extremidad más alta del tubo está cerrada por un tapon de corcho y en la otra lleva una alargadera que

comunica con un recipiente frio en donde van á condensarse los vapores del sulfuro de carbono. Cuando la temperatura ha llegado al rojo vivo, se echa por la extremidad superior del tubo pedazos de azufre cuyo vapor en contacto con las brasas de carbon, se combina formándose dicho cuerpo.

Para extraerlo en grande escala se reemplaza el tubo de porcelana por grandes cilindros de fundicion colocados en un horno de mampostería (*Fig. 68*). Cada cilindro lleno de carbon

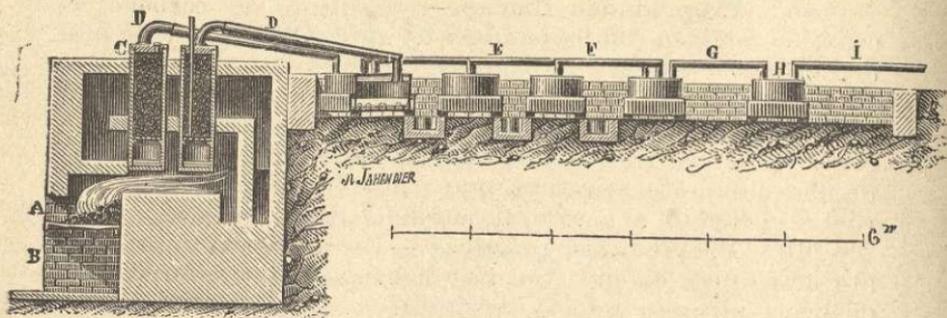


Fig. 68.

va provisto de un tubo que llega hasta el fondo y por donde se arroja el azufre necesario á la reaccion. De la parte superior de estos aparatos salen tubos D, D, que llevan los vapores de sulfuro de carbono á las cajas condensadoras E, F, G, H.

Así obtenido el sulfuro de carbono sale coloreado á causa de una porcion de azufre que lleva en disolucion. Se le purifica destilándole al baño María en retortas de vidrio.

148. **Usos.**—El sulfuro de carbono se emplea en la industria para *vulcanizar* el cautchouc; para disolver el fósforo y el azufre, y para extraer las materias grasas.

CAPITULO V.

FOSFORO = Ph.

Descubierto en 1669 por Brand y despues por Kunkel en la orina.

En 1769 por Gahn y Scheel en los huesos.

Equivalente=31. Densidad=1,84.

149. **Propiedades físicas.**—El fósforo es sólido á la temperatura ordinaria, blando, amarillento, algo trasluciente, luminoso en la oscuridad (de aquí su nombre que significa en griego *llevo luz*), y dotado de un olor aliáceo, es decir á ajos. Es insoluble en el agua, algo soluble en el éter y el alcohol, más en los aceites grasos y esenciales y muy soluble en el sulfuro de carbono. Esta última disolucion llamada *fuego feniano*, hace arder la madera y otros cuerpos combustibles impregnados de ella: en ella puede cristalizar el fósforo comun; este funde á 44° y entra en ebullicion á 290°.

Bajo la influencia de los rayos solares y privado del contacto con el aire, sufre una modificacion molecular; se pone rojo y no es susceptible de cristalizar; por tales hechos se denomina *fósforo rojo* y *fósforo amorfo*.

A tal estado es algo más denso que el fósforo comun, se hace insoluble en el sulfuro de carbono, se oxida muy lentamente, no es venenoso, no produce luz ó *fosforescencia* en la oscuridad, y disminuyen en general sus energías químicas.

Se obtiene rápidamente la transformacion del fósforo comun en rojo, sometiéndolo en vaso cerrado á una temperatura de 240°.

150. **Propiedades químicas del fósforo comun.**—El fósforo tiene gran afinidad para el oxígeno. A la temperatura ordinaria en contacto con el aire despidе vapores que son luminosos en la oscuridad, formándose ácido fosforoso (Ph O³). A 60 grados, ó por un fuerte rozamiento, arde con luz vivísima produciendo ácido fosfórico (Ph O⁵).

Se inflama el fósforo en contacto con el cloro, y tambien con el bromo, el iodo y el azufre, este á la temperatura de su fusion. Tambien le hace arder el ácido nítrico concentrado.

Es muy venenoso, utilizándose esta propiedad para la destruccion de las ratas, mediante una pasta de harina cocida mezclada con fósforo.

Por mucho tiempo se creyó que la fosforescencia dependía de una oxidacion lenta; pero esta cualidad del fósforo se nota igualmente en el ázoe, en el hidrógeno y hasta en el vacío; y lo que es más notable pierde el poder fosforescente en una atmósfera de oxígeno puro. La verdad es que no se conoce la causa real de la fosforescencia que posee este metaloide.

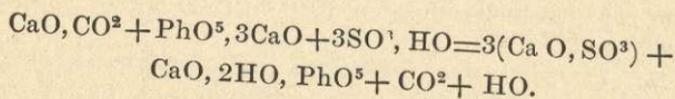
Para que no se oxide es preciso conservar el fósforo dentro de agua hervida.

151. **Estado natural.**—Al estado de libertad no existe. Se encuentra en combinacion en la orina de los animales (fosfato de amoniaco y de sosa); en los huesos, en los granos cereales, en las sustancias nerviosas, en muchos peces, y al estado mineral, formando los fosfatos de cal, de hierro, de plomo, etc.

152. **Extraccion del fósforo.**—Primeramente en 1669, se obtuvo de la orina. Un siglo despues Gahn lo extrajo de los huesos de los animales. Para ello se someten primeramente los huesos á la calcinacion en contacto con el aire para que se quemé la materia animal. Despues de esta operacion quedan blancos, ligeros, porosos y friables; compuestos ya tan solo de unas 80 partes de fosfato tribásico de cal $\text{PhO}^3, 3\text{CaO}$ y de 20 de carbonato de cal CaO, CO^2 ; ambos insolubles en el agua.

Se pulverizan los huesos y se va agregando poco á poco ácido sulfúrico diluido, dejando la mezcla dos ó tres dias.

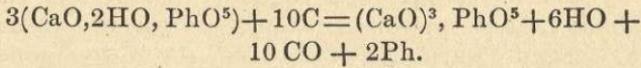
El ácido sulfúrico se apodera de la cal del carbonato, desprendiéndose el ácido carbónico, y de dos equivalentes de cal de los tres del fosfato, formándose sulfato de cal que se precipita y quedando disuelto el fosfato resultante; todo segun se expresa en la siguiente ecuacion:



Se filtra por una tela espesa, se concentra el líquido hasta consistencia de jarabe, y se mezcla con carbon en polvo, calentando la parte que así resulte en un horno hasta el rojo sombrío.

Se retira de este horno la masa negra de carbon y fosfato de cal, se la machaca y se introduce en retortas de grés dispuestas en dos filas en un horno de construccion (*Fig. 69*). Los cuellos de las retortas K K salen á traves del muro del horno y comunican con unos recipientes frios E, E, que contienen agua, en los que se condensa el vapor de fósforo.

A la temperatura del rojo se verifica la reaccion siguiente entre el fosfato de cal y el carbon:



Esto es, que se forma fosfato de cal tribásico (que queda

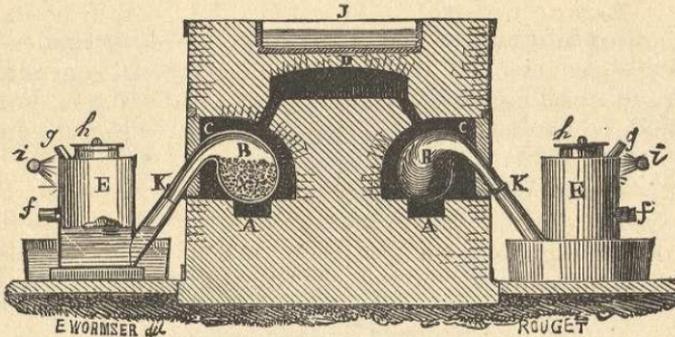


Fig. 69.

en la retorta) agua y óxido de carbono (que se desprenden) y fósforo al estado de vapor que se condensa en los recipientes.

La masa de fósforo que se recoje está mezclada con polvillo de carbon que le dá un aspecto negruzco. Se purifica filtrándolo por una piel de gamuza, que se oprime colocada en el interior de agua á más de 50°.

153. **Usos del fósforo.**—Se emplea para la fabricacion del ácido fosfórico y de algunos fosfuros, para el análisis del aire y con especialidad en la fabricacion de las cerillas fosfóricas.

CAPITULO VI.

COMPUESTOS OXIGENADOS DEL FOSFORO.

154. **Combinaciones del fósforo con el oxígeno.**—Todas las combinaciones del fósforo con el oxígeno son ácidas; pues aunque se habia admitido la existencia del óxido de fósforo (Ph^2O), se ha demostrado despues que tal supuesto óxido era el fósforo rojo.

Los ácidos del fósforo son:

Acido hipofosforoso		PhO ;
„ fosforoso		PhO^2 ;
„ fosfórico (anhidro)		PhO^3 ;
„ „ monohidratado		PhO^3, HO ;
„ „ bihidratado		$\text{PhO}^3, 2\text{HO}$;
„ „ trihidratado		$\text{PhO}^3, 3\text{HO}$.

Los equivalentes de agua de los tres últimos ácidos hacen oficio de bases, así que el primero es monobásico, bibásico el segundo y tribásico el último. Estos equivalentes de agua pueden ser sustituidos, en todo ó en parte, por otros tantos de una base propiamente dicha.

155. **Acido fosforoso.**—Es el producto que resulta de la oxidación lenta del fósforo en una atmósfera húmeda. Se le prepara disponiendo bajo una campana de vidrio por la que circula aire (*Fig. 70*) un frasco que lleve un embudo, y en este una porcion de tubos de vidrio en cada uno de los que se coloca una barra de fósforo humedecido. El ácido fosforoso que se va formando por la oxidacion directa del oxígeno del aire, se disuelve en el agua, y gota á gota cae en el frasco. Este cuerpo no tiene importancia en la industria.

156. **Acido fosfórico anhidro.**—El ácido fosfórico anhidro es un cuerpo sólido, blanco, sin olor y de un sabor fuertemente ácido. Es excesivamente ávido de agua; por lo que supuesto al aire absorbe instantáneamente la humedad y se liquida. Cuando se echa en el agua, produce un ruido semejante al de un hierro candente que se sumergiera en este líquido.

A la manera que los ácidos sulfúricos ó nítrico anhidros no se combina con las bases, hasta que se hidrata.

Se obtiene el ácido fosfórico anhidro haciendo arder el

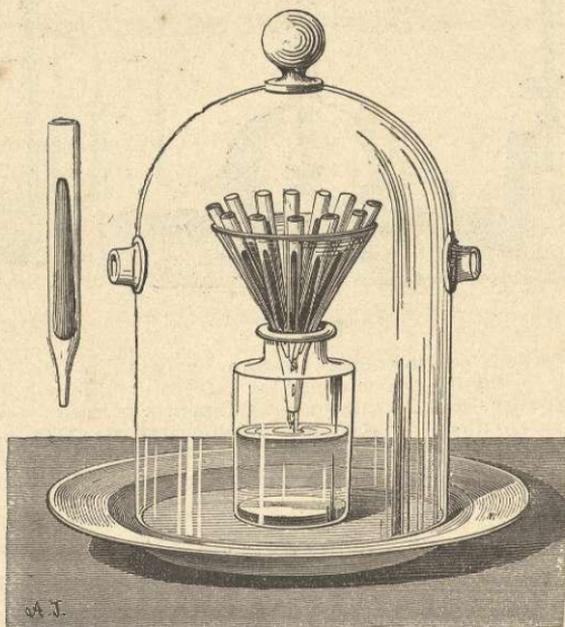


Fig. 70.

fósforo en una atmósfera de aire bien seco. Para ello se emplea el aparato que indica la (*Fig. 71*), y cuya leyenda nos evita dar más explicaciones.

El ácido formado se deposita sobre las paredes del recipiente en forma de copos blancos. Cuando está concluida la operación se separan con una espátula, de platino, y se le encierra en un frasco bien desecado que se tapa perfectamente.

157. **Ácidos fosfóricos hidratados.**—Como ya sabemos hay tres. El comun es el *trihidratado*. Es incoloro, de un sabor ácido muy marcado, enrojece fuertemente la tintura de tornasol y cristaliza en prismas romboidales. No coagula la albumina y da con el nitrato de plata un precipitado amarillo.

Se prepara este ácido calentando una mezcla de fósforo y

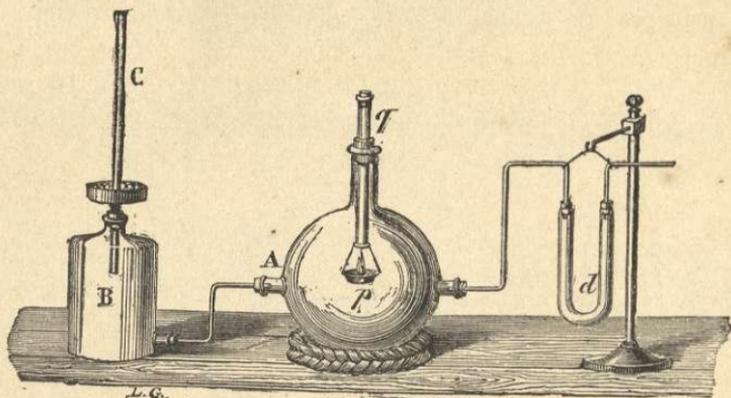


Fig. 71.

A, esfera dentro de la que se quema el fósforo.—p, capsulita que contiene el fósforo.—q, tubo para introducir los pedazos de fósforo.—B, gran frasco aspirador.—c, tubo que hace de chimenea y provoca el tiro para que pase el aire.—d, tubo desecante que contiene en su interior cloruro de calcio.

de ácido nítrico (Fig. 72) en una retorta de vidrio, cuyo cuello comunica con un recipiente frio. El fósforo se apodera

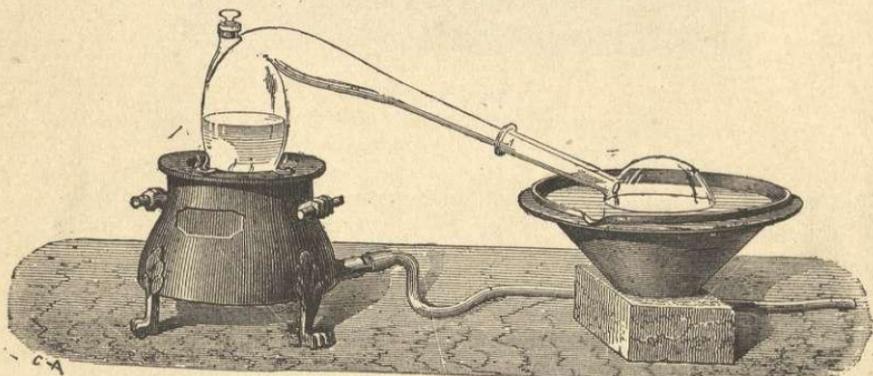
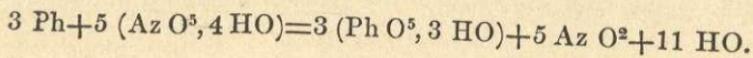


Fig. 72.

de una porcion de oxígeno del ácido nítrico, de donde resulta ácido fosfórico trihidratado, dentoxido de ázoe y agua, conforme indica la siguiente ecuacion:



Se obtiene el ácido fosfórico monohidratado, sometiendo á la accion del calor el trihidratado, el cual pierde dos equivalentes de agua. Es sólido, incristalizable y de apariencia vítrea. Coagula tambien la albúmina, pero el precipitado que da con el nitrato de plata es blanco.

El ácido fosfórico bihidratado es sólido, incoloro, cristalino. No coagula la albúmina y da precipitado blanco con el nitrato de plata.

CAPITULO VII.

COMPUESTOS HIDROGENADOS DEL FÓSFORO.

158. **Fosfuros de hidrógeno.**—Hay tres que se distinguen por su estado físico, á saber:

Hidrógeno fosforado sólido.....	Ph ² H;
” ” líquido.....	Ph H ² ;
” ” gaseoso....	Ph H ³ .

Este último es el que se denomina comunmente hidrógeno fosforado. Se disuelve en pequeña cantidad en el agua, es más soluble en el alcohol, el éter y los aceites esenciales. Tiene un olor aliáceo característico y su densidad es de 1,185.

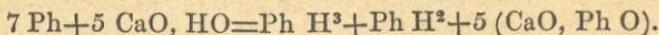
Es espontáneamente inflamable en contacto con el aire, cuando se halla mezclado con pequeñas porciones del fosforo de hidrógeno líquido; produciéndose ácido fosfórico que forma hermosas coronas de humo blanco; si el gas sale burbuja á burbuja.

La electricidad, el calor, lo descomponen en sus elementos: fósforo é hidrógeno.

En la naturaleza se produce espontáneamente el hidrógeno fosforado, en la descomposicion de las sustancias animales que contienen fósforo: en el desprendimiento de este gas en los cementerios y terrenos pantanosos, originando los fuegos fátuos que han sido objeto de tantas leyendas.

159. **Preparacion del hidrógeno fosforado.**—Se le obtiene calentando en una matraz (*Fig.* 73) una mezela de pedacitos de fósforos con cal hidratada. Se forma hidrógeno fos-

forado gaseoso, fósforo líquido é hipofosfito del cal, conforme la siguiente ecuacion:



Todavía más fácilmente puede prepararse echando algunos fragmentos de fósforo de calcio, ó de fosforo de potasio en agua.

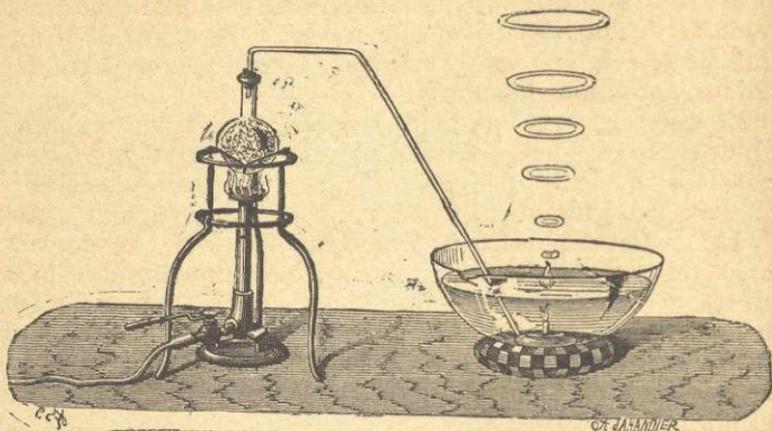


Fig. 73.

Tanto en uno como en otro caso, cada burbuja de gas que se escapa, da una luz viva al ponerse en contacto con el aire, y los espesos humos blancos de que hemos hablado anteriormente.

CAPITULO VIII.

Arsénico. Acido arsenioso. Acido arsénico.
Hidrógeno arsenical.—Selenio.—Teluro.

ARSÉNICO=As.

Algunos de sus compuestos son conocidos desde la más remota antigüedad.
Equivalente=75. Densidad=5,75.

160. **Propiedades físicas y químicas.**—Por sus propiedades físicas el arsénico parece un metal: pues es sólido, de color gris de acero, muy brillante, cristalizable y bastante fria-

ble para reducirse á polvo. Al calor rojo se volatiliza, sin liquidarse, en cuyas circunstancias, al enfriarse, puede cristalizar.

Por sus propiedades químicas se asemeja al ázoe, y más aun al fósforo. Proyectado sobre carbones encendidos se combina con el oxígeno del aire formando ácido arsenioso As O^3 y despidiendo un fuerte olor aliáceo.

El arsénico arde en contacto del cloro bien seco, formándose cloruro de arsénico As Cl^3 . Igualmente se combina con el yodo y bromo, formando respectivamente ioduro y bromuro de arsénico; tambien se combina con el azufre y con la mayor parte de los metales, formando arseniuros.

El arsénico, ó cualquiera de sus compuestos, se combina con el hidrógeno al estado naciente para dar origen al *hidrógeno arsenical* As H^3 , de composicion análoga al hidrógeno fosforado. El ácido nítrico oxida al arsénico formándose ácido arsénico As O^5 .

161. **Estado natural y extraccion.**—Se encuentra algunas veces al estado nativo; pero principalmente al estado de sulfuro y arseniuro. Se extrae del mineral llamado *mispikel* (arseniuro y sulfuro de hierro). Este mineral calentado en una retorta de hierro deja libre el arsénico que se volatiza, condensándose en un tubo de barro, colocado en la parte exterior del horno.

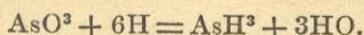
ÁCIDO ARSENIOSO= AsO^3

162. **Propiedades físicas.**—El ácido arsenioso es sólido, blanco, inodoro, de sabor acre que provoca la salivasion. Es ligeramente soluble en el agua y puede cristalizar por volatilizacion en prismas romboidales. Es muy venenoso.

Presenta dos estados isómericos, que se denominan *ácido arsenico vítreo* y *porcelánico*, por sus aspectos semejantes al de estos dos cuerpos.

El ácido vítreo abandonado por mucho tiempo, pierde su transparencia y se transforma en ácido porcelánico. La densidad de este es 3,666; mientras que la del primero es un poco mayor.

163. **Propiedades químicas.**—Es un ácido débil que se descompone por la accion del calor y el carbon: tambien lo descompone el hidrógeno, en agua é hidrógeno arsenical.



El ácido nítrico convierte al ácido arsenioso en ácido arsénico.

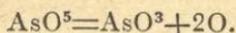
164. **Preparacion y usos.**—Se prepara el ácido arsenioso

calentando en una corriente de aire los sulfos-arseniuros de níquel ó de cobalto. El azufre y el arsénico arden convirtiéndose en ácido sulfuroso que se desprende, y ácido arsenioso que se condensa en cámaras ó recipientes frios. El níquel ó el cobalto quedan al estado de óxidos que despues se reducen para obtener estos metales; de suerte que el ácido arsenioso viene á ser un residuo de la extraccion de estos dos cuerpos.

Se aplica el ácido arsenioso en medicina, en muy pequeña dosis; en la industria sirve para la fabricacion del verde de Schéele (arsenito de cobre) y para matar las ratas, á cuyo fin se le mezcla con materias grasas ó feculentas.

ÁCIDO ARSÉNICO = AsO^5 .

165. **Propiedades físicas y químicas.**—Es sólido, blanco, susceptible de cristalizar tomando tres equivalentes de agua ($AsO^5, 3HO$), calentado el ácido arsénico pierde esta agua de cristalización, y al rojo blanco se reduce á ácido arsenioso, dejando libre dos equivalentes de oxígeno:



El carbon y el hidrógeno reducen el ácido arsénico, dejando en libertad á este metalóide. Este ácido es mas venenoso aun que el ácido arsenioso.

166. **Preparacion y usos.**—Se obtiene este ácido poniendo á un calor suave en una retorta ácido arsenioso con ácido nítrico, al que se agrega una pequeña porcion de ácido clorídrico.

Se aplica en la industria en la fabricacion del rojo de anilina.

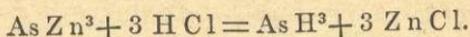
HIDRÓGENO ARSENICAL = AsH^3

167. **Propiedades físicas y químicas.**—El hidrógeno arsenical es un gas incoloro, neutro, de un olor fétido parecido al de los ajos. Es fuertemente venenoso y su densidad igual á 2,69. No tiene usos en la industria.

A una temperatura algo inferior al rojo se descompone en sus dos elementos.

Arde con llama lívida, produciendo agua y ácido arsenioso; pero si se enfria la llama deja un depósito de arsénico metálico sobre el cuerpo que produce el enfriamiento; á la manera que los combustibles carbonosos dejan una mancha de carbon.

168. **Extraccion.**— El hidrógeno arsenical se produce siempre que el hidrógeno naciente se halla en contacto con un compuesto oxigenado de arsénico, de igual modo que el amoníaco se forma siempre que el hidrógeno naciente está en contacto con un compuesto oxigenado de ázoe. Generalmente se le prepara por medio del arseniuro de zinc y el ácido clorídrico, en un aparato igual al de la obtencion del hidrógeno, según la ecuacion:



169 **Aparato de Marsh.**—La facilidad con que puede adquirirse en el comercio el ácido arsenioso, bajo la forma de un polvo inodoro, insípido, parecido á la harina, explica su uso en los envenenamientos. Para descubrir su presencia se emplea el *aparato de Marsh*, llamado tambien *de la Academia* por haber sido modificado por la de ciencias de París.

Se compone de un frasco productor de hidrógeno (*Fig. 74*):

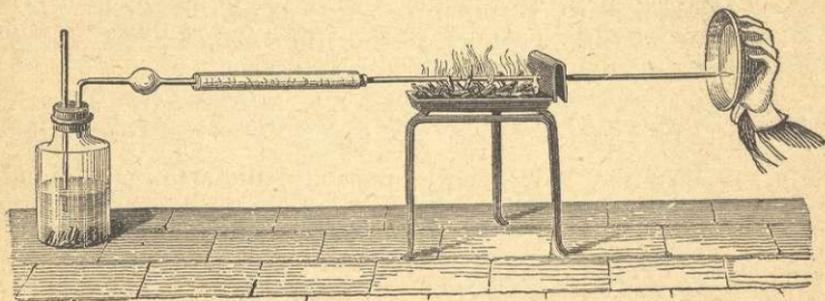


Fig. 74.

cuyo tubo abductor comunica con otro de mayor diámetro lleno de amianto, destinado á retener cualquier sustancia líquida ó sólida arrastrada por la corriente gaseosa: se une á este tubo otro más delgado envuelto en parte por una cubierta metálica y terminado en punta; el que se calienta por medio de un hornillo de palastro ó una lámpara de alcohol.

Las vísceras que se sospecha han de hallarse infectas por el ácido arsenioso (como el estómago, el hígado) son tratadas primeramente por el ácido sulfúrico, ó por el cloro, á fin de destruir la materia orgánica. Despues, el residuo de la operacion se ataca con ácido nítrico que transforma el ácido arsenioso en ácido arsénico; y el licor así obtenido se introduce por pequeñas porciones en el aparato de Marsh, el que ya se tiene prepa-

rado y en accion, produciendo *hidrógeno puro*, pues el agua, el zinc y el ácido sulfúrico empleados deben ser químicamente puros.

Si la materia sospechosa, ya introducida en el aparato, contiene algun compuesto de arsénico, con el hidrógeno al estado naciente dará hidrógeno arsenical, el que se depositará en la parte de tubo calentado al rojo, y en una cápsula de porcelana que se pone en contacto con la llama, dando en ella manchas negras, y en el tubo un anillo negro, ambos de arsénico metálico. La llama, además, se alarga y se pone lívida.

Es preciso cerciorarse bien que el aparato no da tales manchas antes de introducir la materia objeto del ensayo; para lo que se tiene el aparato funcionando dos ó tres horas antes, como se dice, *en blanco*.

Estas manchas pudieran confundirse con las que darian otros cuerpos en las mismas circunstancias; especialmente con las de los compuestos de antimonio. Para distinguir las se tratan por el ácido nítrico, se satura el producto por el amoniaco, evaporando hasta sequedad. Si se vierte una gota de nitrato de plata dará un precipitado de color rojo ladrillo, (arseniato de plata) mientras que con el antimonio el precipitado es blanco.

Se combate el envenenamiento por el arsénico provocando primero los vómitos, y despues con la magnesia calcinada desleida en agua.

Forma el arsénico dos sulfuros de alguna importancia en la industria. El bisulfuro AsS_2 de color anaranjado llamado *realgar*, y el trisulfuro AsS_3 de color amarillo claro, denominado *oropimente*; ambos se emplean como materias colorantes, y el primero tambien en pirotecnia para preparar el fuego indio.

SELENIO = Se.

Descubierto en 1817 por Berzelius.

Equivalentente = 40.

Densidad = 4,3.

170. **Propiedades.**—Es sólido, insoluble en el agua, funde á unos 212° y hierve á unos 700° , dando un vapor amarillento. Cuando se obtiene el selenio por precipitacion, aparece bajo la forma de un polvo rojo, que fundido y enfriado lentamente se convierte en un cuerpo negro de aspecto vidrioso, que visto por transparencia es rojizo.

El selenio arde en el aire con llama azulada, despidiendo un olor fétido, propio del ácido selenioso SeO_2 , que se forma en la combustion.

El hidrógeno forma con el selenio el ácido selenhídrico HSe, aun más venenoso que el ácido sulfhídrico. Se combina el selenio con varios metales formando seleniuros.

171. **Estraccion y usos.**—Se obtiene el selenio exponiendo al aire una disolucion de seleniuro de potasio: este metal se combina con el oxígeno del aire para formar potasa que queda en disolucion, y el selenio se precipita.

El selenio cristalizado, posee la singular propiedad de cambiar su resistencia eléctrica bajo la influencia de la luz. En ella está fundado el instrumento llamado *fonógrafo* que hemos descrito en la física, y fué inventado en 1881 por Graham Bell.

TELURO = Te.

Descubierto por Müller en 1817.

Equivalente = 64. Densidad = 6,25.

172. **Propiedades.**—Es sólido, color gris de acero, textura cristalina y fácil de pulimentar. Conduce mal el calor y la electricidad, se funde á unos 500° y hierve á la temperatura del rojo.

Por su aspecto parece un metal; pero atendiendo á sus propiedades químicas, tiene muchas analogías con el selenio y con el azufre. Así forma con el oxígeno los ácidos teluroso y telúrico (TeO^2 y TeO^3) semejantes á los ácidos sulfuroso y sulfúrico; y con el hidrógeno se combina produciendo el ácido teluhídrico de composicion y propiedades homólogas con el ácido sulfhídrico.

173. **Estraccion.**—El teluro se halla al estado nativo, ó combinado con el oro, el bismuto, el plomo, en ciertos minerales. En los laboratorios se le obtiene exponiendo á la accion del aire una disolucion de telururo de potasio, que, por la absorcion del oxígeno, produce potasa que queda disuelta y teluro que se precipita, á la manera que hemos dicho para el selenio.

Este cuerpo no tiene usos hasta el dia.

LIBRO IV.

TERCER GRUPO DE LOS METALOIDES.

CLORO, BROMO, IODO Y FLUOR.

CAPITULO I.

Cloro y sus compuestos oxigenados.

CLORO = CL.

Descubierto en 1774 por Scheele, que lo consideró como cuerpo compuesto.

En 1809 Gay-Lussac y Thenard reconocieron ser un cuerpo simple.

Equivalente = 35,5. Densidad = 2,44.

174. **Propiedades físicas.**—Al cloro se habia considerado como un compuesto de ácido muriático (ácido clorhídrico) y oxígeno; por lo que se llamó *ácido muriático oxigenado*.

Es un gas amarillo verdoso, de aquí su nombre, *cloro*, que en griego quiere decir verde. Tiene un olor característico, fuerte y sofocante; pues provoca la tos y causa sofocacion al ser aspirado. Es soluble en el agua: á 8° es más soluble que á ninguna otra temperatura: tres volúmenes para uno de agua. Esta disolucion tiene el carácter de producir á 2° ó 3° bajo cero un compuesto cristalino de *hidrato de cloro* (Cl, 10 HO).

El cloro se liquida bajo una presion de 4 atmósferas, á la temperatura ordinaria.

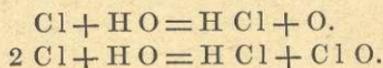
175. **Propiedades químicas.**—El cloro no se combina directamente con el oxígeno; aunque forma con este gas cinco combinaciones: el cuerpo con quien presenta más afinidad es el hidrógeno.

El cloro y el hidrógeno pueden permanecer mezclados mucho tiempo en la oscuridad sin que entren en combinacion; á la luz difusa se combinan lentamente; pero expuesta la mezcla á la luz solar, ó haciendo pasar una chispa eléctrica por ella, ó

un cuerpo incandescente, provocan la combinacion con extraordinaria violencia; formándose en todos los casos ácido clorhídrico (HCl).

Es tan grande la afinidad del cloro para con el hidrógeno, que se apodera de este metaloide, descomponiendo muchos cuerpos minerales, de los que lo contienen y casi todas las sustancias orgánicas hidrogenadas.

Por tal razon, la disolucion de cloro en agua se descompone, formándose en la oscuridad ácido clorhídrico y oxígeno; y si se expone la disolucion á los rayos solares, resulta ácido clorhídrico y ácido hipocloroso, conforme á las siguientes fórmulas:



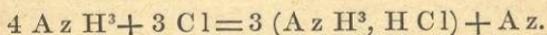
De aquí la necesidad de conservar la disolucion acuosa de cloro en la oscuridad.

El azufre se combina directamente con el cloro; un pedazo de fósforo arde en una atmósfera de cloro bien seco; el arsénico en polvo arde igualmente.

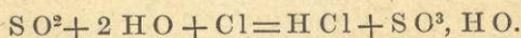
Casi todos los metales se combinan con el cloro; algunos, como el potasio y el antimonio, proyectados en una atmósfera de cloro, arden á la temperatura ordinaria. La disolucion acuosa de cloro ataca al oro y al platino.

Vemos, pues, que el cloro posee enérgicas afinidades para casi todos los cuerpos simples.

El amoniaco se inflama espontáneamente en contacto con el cloro.



El cloro actuando sobre el ácido sulfuroso hidratado, produce ácido sulfúrico y ácido clorhidrico:



En esta y otras reacciones, el cloro actúa de un modo indirecto, como un cuerpo eminentemente oxidante; pues apoderándose del hidrógeno del agua, deja en libertad el oxígeno al estado naciente.

176. **Poder decolorante y desinfectante del cloro.**— El cloro destruye casi todas las sustancias de origen orgánico. Unas veces se apodera del hidrógeno de estas sustancias, otras descompone el agua que las mismas contienen, dejando el oxígeno en libertad al estado naciente. Es decir, unas veces actúa

como cuerpo deshidrogenante, otras como cuerpo oxidante: en ambos casos las materias orgánicas se transforman en otras.

Por las razones indicadas, las materias colorantes de origen orgánico se decoloran por la acción del cloro; y muchos cuerpos miasmáticos, al descomponerse en contacto del cloro, se transforman en sustancias inofensivas. Se duda, sin embargo, de la eficacia del cloro para la destrucción de algunos miasmas pútridos.

177. **Estado natural.**—Al estado libre no se encuentra el cloro en la naturaleza; pero se halla muy abundantemente al estado de cloruro, especialmente el cloruro de sodio, ó *sal marina*, disuelta en el agua de mar y en otras, y formando masas en gran cantidad en el seno de la tierra: *sal gemma*.

178. **Estracción del cloro.**—Se obtiene el cloro por los dos procedimientos que indican las siguientes ecuaciones:

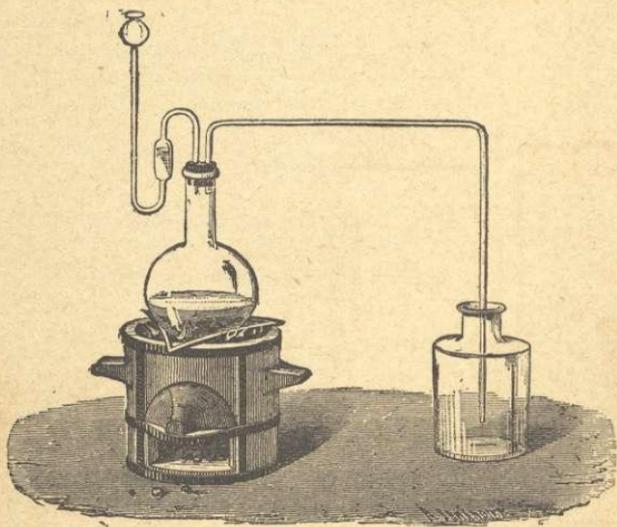
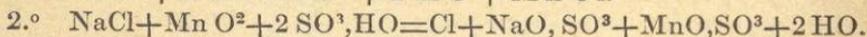
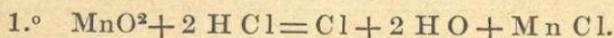


Fig. 75.

La primera ecuación nos dice que atacado el peróxido de manganeso con ácido clorhídrico, se forma cloro, agua y cloruro de manganeso; y la segunda nos manifiesta que el cloruro de sodio, el peróxido de manganeso y el ácido sulfúrico, reaccio-

Segun las cantidades relativas entre el cloro y el azufre ó fósforo, así se obtienen unos ú otros de dichos cloruros.

179. **Usos del cloro.**—Se emplea en la industria para blanquear las telas de algodón y de lino, la pasta de papel, y en general, para destruir las materias colorantes y borrar las manchas de tinta. Se usa para desinfectar, y para destruir los efectos tóxicos del ácido sulfhídrico.

COMPUESTOS OXIGENADOS DEL CLORO.

180. **Combinaciones del cloro con el oxígeno.**—Las combinaciones de estos dos metaloides son numerosas y poco estables: pues todas se descomponen por el calor, algunas con explosion. Por tal causa todos son cuerpos oxidantes en sumo grado: su composicion es como sigue:

Acido hipocloroso	Cl O.
„ cloroso.....	Cl O ³ .
„ hipoclorico	Cl O ⁴ .
„ clórico.....	Cl O ⁵ .
„ perclórico.....	Cl O ⁷ .

Estudiaremos tan solo al ácido clórico por ser el cuerpo mas importante.

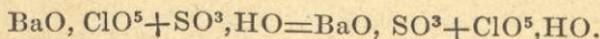
181. **Acido clórico.**—Este ácido al estado de mayor concentracion contiene siempre un equivalente de agua (ClO⁵, HO). Es un líquido de aspecto oleoso, amarillo, soluble en todas proporciones en el agua, excesivamente cáustico y que decolora la tintura de tornasol, despues de enrojecerla. Se destruyen y queman instantáneamente las materias orgánicas que se ponen en su contacto, y se inflama el alcohol inmediatamente si se vierten unas gotas de ácido en una pequeña cantidad de aquel líquido.

Por el calor se descompone en cloro, oxígeno y ácido perclórico:



Se combina con todas las bases para formar cloratos, siendo el más importante el clorato de potasa.

Para obtener el ácido clórico se vierte lentamente ácido sulfúrico en una disolucion de clorato de barita. Se forma sulfato de barita que se precipita, y el ácido clórico queda disuelto en el agua.



Se evapora el líquido en el vacío para obtenerle al mayor grado de concentracion.

CAPITULO II.

Acido clorhídrico.—Agua regia.

ACIDO CLORHIDRICO=HCl.

Glauber, químico aleman, lo dió á conocer. Gay-Lussac y Tenard demostraron su composicion.

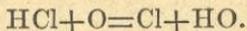
182. **Propiedades físicas.**—Es un gas sin color, de un sabor muy ácido y de un olor fuerte y picante. Se ha llamado tambien *espíritu de sal*, *ácido muriático* y *ácido marino*. Su densidad es de 1.247.

El ácido clorhídrico produce humos blancos (vapor de agua condensado) en contacto con el aire, enrojece fuertemente la tintura de tornasol y apaga los cuerpos en combustion. A una presión de 40 atmósfera se licua, y á—80° se solidifica. Es extraordinariamente soluble en el agua, la que puede disolver hasta 460 veces su volúmen á 0°, ó sea, á poco más ó menos, las tres cuartas partes de su peso.

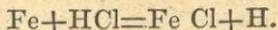
Es tal la fuerza de absorcion del agua para este gas, que cuando una probeta con ácido clorhídrico seco se pone en contacto con ella, se produce un vacío, elevándose el agua que, al chocar con el fondo de la vasija, suele producir su ruptura.

La disolucion acuosa saturada de ácido clorhídrico es la que se vende en el comercio y se usa en la industria, con el nombre de *ácido clorhídrico líquido*, llamado así, aunque impropiamente. Tiene las mismas propiedades químicas que el gas clorhídrico.

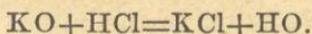
183. **Propiedades químicas.**—Se descompone el ácido clorhídrico por la acción del calor, ó por una sucesion de chispas eléctricas. El oxígeno actua sobre este ácido á una temperatura elevada y se produce cloro y agua:



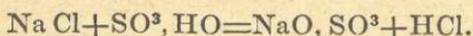
Todos los metales que descompone el agua, descomponen tambien al ácido clorhídrico, formándose cloruro de aquel metal é hidrógeno:



Los óxidos metálicos forman con el ácido clorhídrico, cloruros y agua:



184. **Preparacion.**—El ácido clorhídrico, no se encuentra libre en la naturaleza, sino es en pequeñas porciones en las proximidades de los volcanes en ignicion. Se le obtiene atacando el cloruro de sodio, ó *sal marina*, con el ácido sulfúrico, en un aparato igual al que sirve para extraer el ácido nítrico. Fórmase en esta reaccion ácido clorhídrico y sulfato de sosa.



Si se le quiere obtener en seco es preciso recogerlo en la cuba de mercurio, y si en disolucion se monta un aparato de Woolf.

En grande escala para la industria, se emplean los mismos hornos y aparatos que para obtener el ácido nítrico.

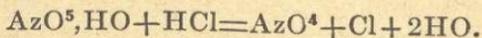
185. **Aplicacion.**—Se le utiliza en análisis químico como reactivo, en medicina se emplea como cáustico, y en las artes principalmente para la obtencion del cloro, los cloruros é hipocloritos; entrando tambien á formar parte del

AGUA REGIA.

186. **Composicion del agua regia.**—Es una mezcla de una parte de ácido azótico para tres ó cuatro de ácido clorhídrico, calentada á unos 86°.

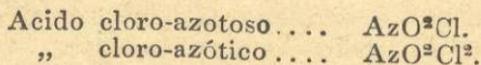
Disuelve el oro y el platino, que no son atacados ni por el ácido nítrico, ni por el clorhídrico separadamente: por disolver el oro se le dió á esta mezcla el nombre que lleva, considerando al oro como el rey de los metales.

Es un líquido de un color rojizo en cuyo seno existen cloro y ácido hiponítrico al estado naciente:



Por tal circunstancia los metales sometidos á su accion se transforman en cloruros, escepcion hecha del rodio y el iridio.

Segun Baudrimont se forman tambien en el agua regia los cuerpos intermediarios siguientes:



El primero es un gas de color anaranjado, el segundo es rojo y ambos fácilmente liquidables por un descenso de temperatura de -5° y -7° , respectivamente.

CAPITULO III.

Iodo.—Bromo.—Fluor.

IODO=I.

Descubierto en 1817 por Courtois. Reconocido como cuerpo simple por Gay-Lussac.

Equivalente=127. Densidad=4,95.

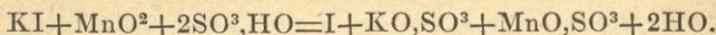
187. **Propiedades físicas.**—Es un cuerpo sólido, cristalizado en laminillas romboidales, de un gris de acero, con brillo metálico; funde á 107° y hierve á 175° , dando unos vapores de color rojo violeta muy hermosos, á lo que debe su nombre que en griego significa color *violeta*. Estos vapores tienen una densidad que alcanza á 8,716, y se producen en pequeñas porciones á todas las temperaturas; de aquí el olor que despide el iodo, fuerte y penetrante, parecido al del cloro.

Es poco soluble en el agua; pero se disuelve bien en el alcohol, en la benzina y en el éter, produciendo una coloracion de un rojo oscuro. El iodo colora de amarillo la piel, el papel y muchas sustancias orgánicas; estas manchas no son permanentes, pues van desapareciendo á medida que se volatiliza.

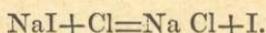
188. **Propiedades químicas.**—Sus afinidades químicas son muy parecidas á las del cloro; aunque menos enérgicas. Con el hidrógeno forma el *ácido iodhídrico* HI, con casi todos los metales ioduros, y con el oxígeno los ácidos iódico IO^5 y periódico IO^7 . Cuando se pone el iodo en contacto con el almidon en disolucion en el agua, se forma un compuesto de un color azul intenso al que se ha dado el nombre de ioduro de almidon. Esta reunion se verifica lo mismo en el almidon crudo, que en el cocido, que se denomina *emplasto de almidon*; pero el color desaparece si se calienta á unos 80° ; reapareciendo cuando se enfría. La reaccion es sensible aun para muy pequeñas porciones de iodo; por lo que se emplea este como reactivo para reconocer la presencia del almidon, ó recíprocamente.

189. **Estado natural y preparacion.**—Se halla el iodo en combinacion con el sodio en muchas plantas marinas (algas, fucus), en las esponjas, en muchos moluscos y peces y en ciertas aguas minerales. El Sr. Chatain parece haber encontrado que existen vestigios de iodo en el aire y en el agua.

En los laboratorios se obtiene el iodo calentando en una retorta una mezcla de ioduro de potasio, peróxido de manganeso y ácido sulfúrico, en un aparato igual y por medio de una reaccion exactamente homóloga á la de la obtencion del cloro, á saber:



En las fábricas se utilizan las aguas madres de la extraccion de la sosa, que provienen de la incineracion de las algas marinas, y que contienen ioduros de sodio y de magnesio los que se descomponen, dejando libre el iodo, mediante á la accion de una corriente de cloro, conforme la ecuacion que sigue:

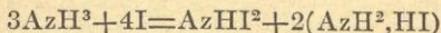


Esto es, se forma cloruro de sodio que queda en disolucion y el iodo se precipita: despues se recoje y se purifica por una destilacion, ó sublimacion, que se lleva á efecto en una retorta de grés calentada convenientemente.

190. **Usos del iodo.**—Se emplea en medicina para combatir las enfermedades de origen escrofuloso, y en fotografia se consume en grandes cantidades para preparar el colodion fotográfico.

191. **Ioduro de ázoe.**—Vertiendo una solucion concentrada de amoniaco sobre iodo reducido á polvo, y dejando la mezcla como un cuarto de hora, se obtiene un polvillo negro, que separado del líquido por filtracion y lavado en el mismo filtro con agua, constituye el ioduro de ázoe $AzHI^2$.

La reaccion que se verifica es como indica la siguiente ecuacion:



esto es, que se forman ioduro de ázoe y dos equivalentes de iodhidrato de amoniaco.

El ioduro de ázoe bien seco, es un cuerpo eminentemente detonante: un ligero choque, el rozar de una barba de pluma, una pequeña elevacion de temperatura, son suficientes para provocar una violenta detonacion. Tal es su instabilidad, por lo que no debe prepararse más que en pequeñas porciones.

BROMO=Br.

Descubierto por M. Balard en 1826 en las aguas marinas.

Equivalente=80. Densidad=2.97.

192. **Propiedades físicas.**—Es líquido á la temperatura ordinaria, de un color rojo muy oscuro, (casi negro en grandes masas), de un olor fuerte y nauseabundo, de aquí su nombre que en griego significa mal olor. Se solidifica á—22° en hojitas cristalinas de color plomizo; hierve á 63° y su vapor tiene una densidad de 5,54.

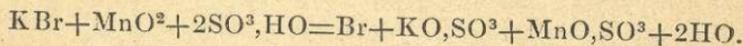
El bromo se disuelve ligeramente en el agua y es muy soluble en el alcohol y el cloroformo.

193. **Propiedades químicas.**—El bromo tiene con el hidrógeno gran afinidad, y forma con él un ácido gaseoso HBr, ácido bromhídrico, semejante al clorhídrico y sulfúrico. Con el oxígeno forma tres ácidos:

El ácido hipobromoso.....	BrO;
„ „ brómico.....	BrO ² ;
„ „ perbrómico.....	BrO ⁷ .

El bromo se combina con muchos metales, destruye las materias colorantes y ataca á todas las sustancias orgánicas hidrogenadas. Con el amoniaco forma un compuesto detonante como el iodo; esto es, el bromuro de amoniaco.

194. **Preparacion y usos.**—Se extrae el bromo del bromuro de potasio, mediante una reaccion igual á la que se verifica para la preparacion del iodo; colocando en una retorta dicho cuerpo con peróxido de manganeso y ácido sulfúrico:



El bromo se emplea en fotografia, lo mismo que el iodo, para el colodion y en medicina para curar la angina membranosa. Al estado de bromuro de potasio se le emplea para combatir varias enfermedades del sistema nervioso.

FLUOR = Fl.

Equivalente=19.

195. **Fluor.**—Es un cuerpo simple análogo al cloro, al bromo y al iodo. Forma con los metales fluoruros y con el hidró-

[RUBIO Y DIAZ.—Química.]

geno el ácido fluorhídrico; pero hasta el dia no ha podido aislarse, porque ataca fuertemente los vasos de vidrio, platino, arcilla, ó de cualquier otra sustancia. M. Fremy ha podido obtener, descomponiendo por la pila eléctrica el fluoruro de potasio, un gas odorífico en el polo positivo; pero que instantáneamente se combina con el hidrógeno del agua, por lo que no ha podido ser recogido. Se admite, pues, que es gaseoso á la temperatura ordinaria.

Se encuentra el fluor en la naturaleza al estado de fluoruro de calcio (*espató fluor ó fluorina*), ó combinado con el aluminio y el sodio (*criolita*). Tambien se halla, en pequeñas porciones, en algunos silicatos y aguas minerales.

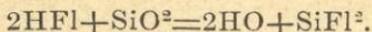
ACIDO FLUORHÍDRICO=HFl.

196. **Propiedades físicas y químicas.**—Este ácido se puede presentar anhidro ó hidratado.

El ácido fluorhídrico anhidro es gaseoso á la temperatura ordinaria, muy soluble en el agua, la que absorbe del aire, produciendo humos blanquecinos. Se liquida á -20°

El ácido fluorhídrico hidratado, que es el comun ú ordinario, es un líquido incoloro, fumante, escesivamente cáustico y de un olor penetrante. Su densidad es 1,06: hierve á 20°

Ataca rápidamente á todos los metales, pero su propiedad característica es la accion enérgica que ejerce sobre la sílice SiO^2 , con la que forma agua y fluoruro de silicio:



Por tal razon corroe rápidamente el vidrio, el metal, la porcelana y los barros que son compuestos silíceos. Es un veneno muy violento.

197. **Preparacion.**—Se obtiene el ácido fluorhídrico atacando el fluoruro de calcio con ácido sulfuroso ordinario:

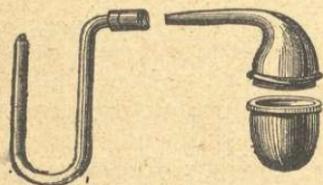
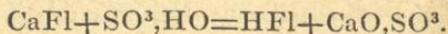


Fig. 77.

La operacion se ejecuta en una retorta de plomo formada de dos piezas (*Fig. 77*) la que comunica con un tubo de condensacion tambien de plomo, que se rodea de hielo; y donde el ácido que se desprende en la reaccion,

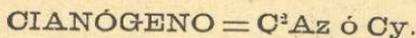
se licúa. De este modo se obtiene el ácido fluorhídrico ordinario, ó sea el hidratado.

Para obtenerlo anhidro, es preciso descomponer por el calor el fluorhidrato de fluoruro de potasio cristalizado y bien seco. Así lo ha extraído M. Fremy.

198. **Usos del ácido fluorhídrico.**—El más importante es el grabado sobre vidrio y cristal, fundado en la reaccion que ejerce este ácido sobre la sílice ó ácido silíceo. Para ello se cubre el vidrio con una capa de barniz, formado con tres partes de cera y una de esencia de trementina (*aguarrás*); despues con un punzon se trazan los ragos que quieren grabarse, teniendo cuidado de poner bien al descubierto el vidrio. Entonces se vierte ácido diluido en agua sobre el dibujo, ó se expone este á la accion de los vapores del mismo ácido. En ambos casos queda corroido el vidrio en los puntos de contacto, á consecuencia de la reaccion del ácido sobre la sílice que forma parte de la composicion de los vidrios y cristales.

CAPITULO IV.

Cianógeno.—Acido cianhídrico.



Fué descubierto en 1815 por Gay-Lussac.

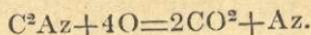
Equivalente=26. Densidad=1,806.

199. **Historia.**—El descubrimiento del cianógeno hizo época en los anales de la química; pues dió á conocer un cuerpo compuesto con todos los caracteres de un cuerpo simple; á semejanza del cloro, bromo, iodo y fluor, pues da origen á compuestos isoméricos con los que forman estos metaloides; esto es, que con los metales produce *cianuros* y con el hidrógeno, el ácido *cianhídrico*. Por eso se consideró como un *radical compuesto*, y no se le designó con un nombre conforme á nomenclatura, *azoturo de carbono* C^2Az , sino con el de cianógeno Cy (engendrador de azul), pues que forma parte del azul de Prusia.

200. **Propiedades físicas.**—Es un gas incoloro, de un olor fuerte y penetrante, solidificable á -20° , en un líquido mas ligero que el agua, en la que es bastante soluble (unos 4 volúmenes), y más aun en el alcohol que puede disolver hasta 25 volúmenes.

201. **Propiedades químicas.**—El cianógeno arde en el

aire con llama de color púrpura, produciendo ácido carbónico y ázoe:



Si la combustion no es completa, deja un residuo de carbon, á la manera de los combustibles carbonosos. Con el oxígeno forma una mezcla detonante.

Con varios metaloides se combina por medios indirectos, y con el oxígeno forma el ácido ciánico, $\text{CyO} = \text{C}^2\text{AzO}$. Con el hidrógeno ya sabemos que forma el ácido cianhídrico HCy .

Con el potasio y el sodio forma directamente cianuros, y con otros metales tambien, por medios indirectos. No lo descompone el calor y sí una série de chispas eléctricas.

202. **Produccion del cianógeno.**—Siempre que el carbono y el ázoe se hallan al estado naciente, en presencia de una base alcalina, ó de un carbonato de esta base, se produce el cianógeno. Se obtiene en los laboratorios por medio del cianuro de mercurio calentado á unos 300° . Para ello se introduce el compuesto en un matraz colocado sobre un hornillo: (*Fig. 78*) el

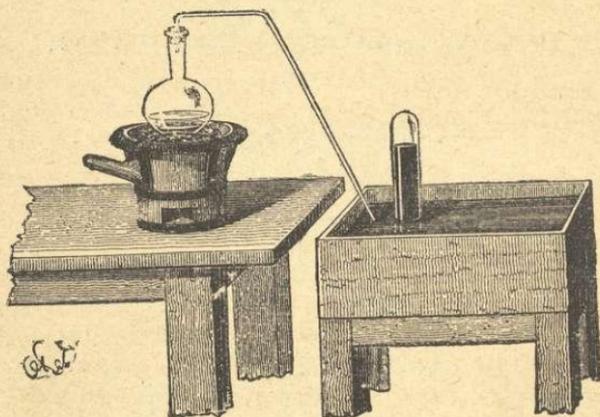


Fig. 78.

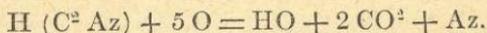
cianuro se descompone en cianógeno que se recoge en una cuba de mercurio, y este metal que queda en el recipiente ó se condensa, en parte, en la cuba. Además se forman pequeñas porciones de un cuerpo oscuro y pulverulento, que tiene la misma composición del cianógeno y al que se ha dado el nombre de *paracianógeno*.

ACIDO CIANÍDRICO=H (C²Az) ó HCy.

203. **Propiedades físicas.**—Este ácido forma con el hierro un cianuro especial que se conoce con el nombre de *azul de Prusia*, por cuya circunstancia se denomina tambien *ácido prúsico*. Es líquido, incoloro, de un olor parecido al de las almendras amargas; hierve á 26°, se solidifica á —15°, siendo su densidad 0,69.

El ácido cianhídrico es el más violento de los venenos: produce la muerte instantáneamente. Un pájaro que se coloque encima de un frasco, de manera que aspire el vapor de este ácido, muere como herido por un rayo; y unas cuantas gotas bastan para matar á un hombre, ó á un animal de gran talla.

204. **Propiedades químicas.**—Por sus propiedades químicas se parece mucho al ácido clorhídrico. Si se le calienta con cualquier metal alcalino, se forma cianuro y el hidrógeno queda libre. Se descompone fácilmente por la acción de la luz, por lo que hay que conservarlo en frascos oscuros. Arde en contacto con el aire con llama violácea, produciendo agua, ácido carbónico y ázoe:



205. **Estado natural y extraccion.**—Se encuentra el ácido cianhídrico disuelto en la sávia de muchos vegetales, es-

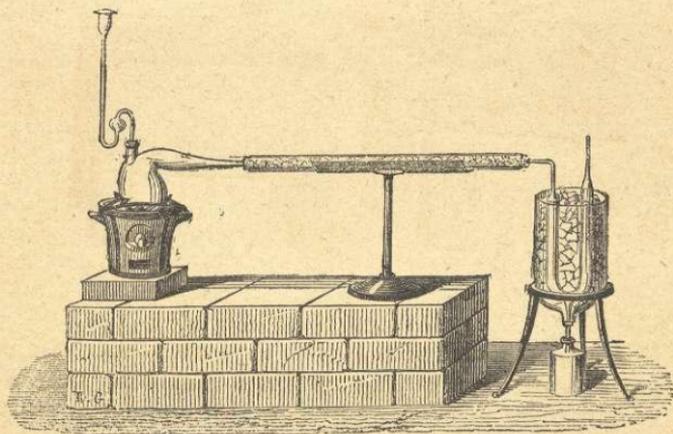
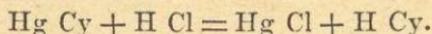


Fig. 79.

pecialmente en las semillas ó almendras del laurel cerezo, del albaricouge, del melocoton y otros.

Para obtenerlo se emplea el cianuro de mercurio y el ácido clorhídrico, que producen en la reacción cloruro de mercurio y ácido cianhídrico:



El aparato se compone de una pequeña retorta tubulada en la que se mezcla el cianuro con el ácido clorhídrico. (*Fig. 79*). Al desprenderse el ácido cianhídrico pasa al través de un tubo horizontal que contiene mármol y cloruro de calcio, los que absorben las pequeñas porciones de ácido clorhídrico y vapor de agua mecánicamente arrastradas. Por último, llega el ácido á un tubo en forma de U, rodeado de hielo, en el que se condensa.

Esta operación es peligrosa por las emanaciones que puede haber del ácido, por lo que conviene un lugar muy ventilado, permaneciendo lo ménos posible cerca del aparato.

El ácido cianhídrico se emplea diluido en diez veces su volumen de agua para el tratamiento de algunas enfermedades nerviosas, y el de la bronquitis.

LIBRO V.

CUARTO GRUPO DE LOS METALOIDES.

BORO Y SILICIO.

CAPITULO I.

Boro—Acido bórico.

BORO = Bo.

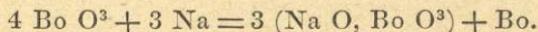
Descubierto en 1808 por Gay-Lussac y Tenard.

Equivalente=11. Densidad=2,68.

206. **Propiedades físicas.**—Bajo dos aspectos se puede presentar el boro: *amorfo* y *cristalizado*. El boro amorfo es un polvo verdoso, infusible y fijo á las más elevadas temperaturas. Cristalizado el boro es trasparente, incoloro, ó bien, algunas veces de un color amarillento. Es casi tan duro como el diamante, al que puede pulimentar. No es soluble en ningun líquido, y sí en el aluminio fundido.

207. **Propiedades químicas.**—Calentado hasta el rojo absorbe el ázoe, formando el azoturo de boro, susceptible de cristalizar. Al estado amorfo arde rápidamente en contacto con el aire ó mejor del oxígeno y se transforma en ácido bórico BoO^3 . Descompone el agua al rojo, apoderándose del oxígeno y dejando libre el hidrógeno.

208. **Preparacion.**—Se obtiene el boro amorfo por medio de una mezcla de ácido bórico y sódio, cubierta de cloruro de sódio, que se calienta fuertemente en un crisol de hierro. El ácido bórico es en parte reducido por el sódio, que se transforma en sosa NaO , y esta base se combina con el ácido no descompuesto, como indica la siguiente ecuacion:



La mezcla que resulta es arrastrada por el agua que disuel-

ve el borato de sosa y el cloruro de sódio, dejando libre el boro.

Si se trata el ácido bórico con el aluminio se obtiene al estado cristalino ó de *diamante de boro*.

ACIDO BÓRICO = BoO^3 .

209. **Propiedades físicas.**—Es sólido, incoloro, fusible, vitrificable y cristalizable. Colora la llama de alcohol de verde y dá á la tintura tornasol un color rojo vinoso. Es soluble en el agua, mucho ménos en frio que en caliente, y cristaliza en laminillas nacaradas muy hermosas, con tres equivalentes de agua de cristalización $\text{BoO}^3, 3\text{HO}$, cuya densidad es 1,48. Se disuelve tambien en el alcohol. Calentado hasta el rojo sombrío, pierde esta agua y se transforma en una masa vítrea. Disuelve muchas sustancias minerales, por cuya razon hace oficios de *fundente*.

210. **Propiedades químicas.**—Es un ácido muy fijo, aunque débil; se combina en las bases para formar boratos, muchos de los que gozan tambien la propiedad de ser fundentes. Con algunos óxidos metálicos forma compuestos vítreos diversamente coloreados.

El ácido bórico tratado con carbon al rojo y una corriente de cloro se convierte en cloruro de boro BoCl^3 , y si en vez de cloro se emplea una corriente de vapor de azufre, se obtiene el sulfuro de boro BoS^3 .

211. **Extraccion.**—El ácido bórico se encuentra en la naturaleza al estado de borato de sosa y de borato de magnesia. En las marismas de Toscana, el terreno presenta grietas por donde se escapan muchos gases, vapores y particulas de cuerpos sólidos (oxígeno, ázoe, hidrógeno sulfurado, ácido carbónico, vapor de agua, ácido bórico &c.) á una temperatura de unos 100° . Los naturales del país llaman á estos salideros *suffioni*. Sobre estas grietas del terreno se han construido pequeños lagos (*lagoni*) ó estanques, en los que se disuelve con otras materias, el ácido bórico que llevan los expresados chorros de vapores y gases.

Estas aguas se recojen en estanques de mampostería, en los que se concentran por medio del calor, desde donde pasan á una série de grandes depósitos de plomo, en los que se opera la cristalización del ácido bórico.

212. **Aplicaciones.**—Se emplea el ácido bórico para la fabricacion del borato de sosa ó *borax*. Sirve para preparar las mechas de las bugías esteáricas, á fin de que no se carbonicen.

Se usa para la fabricacion de ciertas clases de vidrio, y para la de los *strass*, ó cristal para imitacion de las piedras preciosas.

SILICIO = Si.

Aislado por Berzelius en 1823.

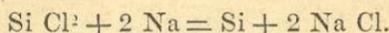
Equivalente=14.

Densidad=2,49.

213. **Propiedades físicas y químicas.**—Es un cuerpo sólido, pulverulento, de color oscuro, susceptible de entrar en fusion á una temperatura elevada, cristalizando por enfriamiento en pequeños cristales octaédricos: *silicio grafitoide*. Arde en contacto con el aire y se transforma en ácido silícico. El cloro, el ácido clorhídrico y el ácido fluorhídrico atacan al silicio y le transforman en cloruro y fluoruro de silicio, respectivamente.

Los ácidos del oxígeno no ejercen accion ninguna sobre este metaloides.

214. **Extraccion** —Se obtiene el silicio haciendo pasar una corriente de cloruro de silicio SiCl_2 , sobre pedazos de sodio colocados en cápsulas de porcelana, dentro de un tubo de vidrio poco fusible. Se forma silicio y cloruro de sodio:



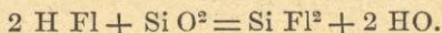
Por medio de un lavado con agua, se separa el cloruro de sodio del silicio.

ACIDO SILICICO Ó SÍLICE = SiO_2 .

Algunos químicos formulan este ácido SiO_3 y otros SiO .

215. **Propiedades físicas y químicas.**—Es sólido, casi infusible, cristalino, inodoro, incoloro é insípido. Es insoluble en el agua y por tanto, no enrojece la tintura de tornasol ni tiene sabor; sin embargo de que es un ácido muy fuerte capaz de desalojar de sus combinaciones á los ácidos más enérgicos como el nítrico, el sulfúrico y el fosfórico. Cuando se le precipita de sus combinaciones se hidrata y toma el aspecto de la gelatina que se llama *silice gelatinosa*, y á tal estado, se hace algo soluble en el agua, lo que esplica su presencia en las aguas de algunos surtidores de la Islandia (*geysers*); propiedad que pierde si se le calcina.

Ningun ácido le ataca, escepcion hecha del ácido fluorhídrico, con el que forma fluoruro de silicio y agua:



En esta reaccion está fundada el grabado sobre vidrio, que hemos indicado anteriormente.

Ningun metaloides ni metal lo ataca.

216. **Estado en la naturaleza.**—Es uno de los cuerpos más abundantes en la tierra. Cristalizado forma el *cuarzo hialino* ó *crystal de roca* (Fig. 80), en hermosos prismas de seis caras ter-



Fig. 80.

minadas en pirámides; este mismo lijeramente teñido de color violeta forma la *amatista*; y varias especies no cristalizadas constituyen la *cornalina*, la *calcedonia*, el *ágata*, el *onix*, el *ópalo*, la *arenisca*, la *pedra de chispas*, la *pedra molar*, la *arena*. Mezclado el ácido silícico con óxidos metálicos, ú otras sustancias que le dan colores y vetas, forma los *jaspes*, y entra tambien ó forma parte de las *arcillas* ó *tierras* que componen la costra terrestre.

217. **Preparacion.**—Puede obtenerse artificialmente el ácido silícico, calentando en un crisol de platino una parte de arena con dos de potasa. La mezcla entra en fusion y se forma silicato de potasa (*licor de guijarros*, ó *vidrio soluble*) que es soluble en el agua. Se disuelve en agua hirviendo y se trata esta disolucion por el ácido clorhídrico, que se apodera de la potasa, precipitando el ácido silícico al estado gelatinoso.

218. **Usos.**—Se emplea este ácido en la fabricacion de los vidrios, cristales, esmaltes y stras, en la de la porcelana, y en la formacion de las mezclas, morteros, argamasas, y otros materiales de construccion. Se emplea tambien en la óptica y para objetos de adorno.

LIBRO VI.

Observaciones relativas á los metaloides y sus combinaciones.

219. **Grupos de los metaloides.**—Atendiendo á las propiedades químicas de los metaloides y á las que tienen los compuestos que forman con el hidrógeno, M. Dumas los ha clasificado en cuatro grupos ó familia, que son las siguientes:

PRIMER GRUPO.

Fluor.
Cloro.
Bromo.
Iodo.

SEGUNDO GRUPO.

Oxígeno.
Azufre.
Silicio.
Teluro.

TERCER GRUPO.

Ázoe.
Fósforo.
Arsénico.

CUARTO GRUPO.

Carbono.
Boro.
Silicio.

El hidrógeno queda fuera de esta clasificación, porque sabemos que por sus propiedades químicas debe clasificarse entre los metales; pues forma compuestos neutros ó básicos con los metaloides y aleaciones con los metales.

220. **Caracteres del primer grupo de metaloides.**—Los compuestos de estos cuerpos simple con los metales (fluoruros, cloruros, bromuros y ioduros) tienen entre sí gran analogía. Los cuatro ácidos que forman combinados con el hidrógeno (ácidos clorhídrico, bromhídrico, iodhídrico y fluorhídrico) presentan propiedades análogas: pues son gaseosos, fumantes al aire, y están compuestos de un equivalente de cada elemento (HCl, HBr, HI, HFl). Por último, con los metales forman cuerpos parecidos á las sales; por cuya razon estos cuatro metaloides se llaman halógenos (engendrados de sales).

221. **Caracteres del segundo grupo.**—Los cuatro metaloides que forman este grupo tienen grandes analogías químicas por sus compuestos con el hidrógeno (HO, HS, HSe, HTe)

que son engendrados por un equivalente de cada uno de ellos. Los tres últimos son ácidos débiles, fétidos, solubles en el agua, venenosos y muy parecidos. Pero el carácter más dominante de este grupo es que pueden formar con los demás cuerpos, unas veces compuestos ácidos, otras básicos, á la manera del oxígeno, cuyos compuestos son de distinto estado eléctrico (ácidos y básicos) á su vez pueden unirse para formar sales *anfígenas*. A dichos cuerpos se llaman, por tal razón, *anfígenos* (que engendran cuerpos de dos naturalezas químicas distintas).

222. **Caracteres de los cuerpos del tercer grupo.**—El carácter principal de los tres cuerpos de esta familia ó grupo, es el formar con el hidrógeno, compuestos gaseosos de composición isomérica (amoníaco AzH^3 , hidrógeno fosforado PhH^3 , hidrógeno arsenical AsH^3); unos de ellos básico, los otros dos neutros.

Las combinaciones del fósforo y del arsénico son isomorfas. Ninguno de estos tres cuerpos se une directamente al hidrógeno. Los ácidos nítrico, fosfórico y arsénico, así como los ácidos nítrico, fosforoso y arsenioso tiene composición análoga (AzO^5 , PhO^5 , AsO^5 y AzO^3 , PhO^3 , AsO^3)

223. **Caracteres del cuarto grupo.**—Estos tres cuerpos (boro, silicio y carbono) son sólidos, infusibles, sin olor ni sabor, insolubles en el agua y fijos á las más elevadas temperaturas. El boro y el silicio dan con el oxígeno ácidos sólidos, fusibles á una temperatura elevada y *vitrificables*, es decir, que forman vídrios de varias clases. El hidrógeno carbonado y el hidrógeno siliciado tienen la misma composición (C^2H^1 , Si^2H^4): respecto al boro no se conoce hasta ahora ninguna combinación de este metaloide con el hidrógeno.

SECCION SEGUNDA.

METALES Y SUS PRINCIPALES COMBINACIONES.

LIBRO I.

GENERALIDADES SOBRE LOS METALES Y SUS COMBINACIONES.

CAPITULO I.

Propiedades y clasificacion de los metales.

224. **Definicion de los metales.**—Sabemos [37 y 38] que se ha dado el nombre de metales á los cuerpos simples, opacos que, en general, conducen bien al calor y la electricidad, poseen brillo metálico, son electro positivos respecto á los metaloides y forman con el oxígeno cuerpos básicos: todos son sólidos ménos el mercurio.

225. **Propiedades físicas de los metales.**—Se estudian en los metales principalmente su *densidad, tenacidad, fusibilidad, maleabilidad, ductilidad, dureza, conductibilidad* (para el calor y para la electricidad) y *capacidad calorífica*.

226. **Densidad.**—Todos los metales son mas densos que el agua, á escepcion del potasio, sódio y litio. Esta densidad es muy vária como se puede notar en la siguiente lista.

DENSIDAD DE LOS PRINCIPALES METALES.

Platino fundido.	23,00	Manganeso.	8,00
„ laminado.	22,07	Cobalto fundido.	7,80
Osmio.	21,40	Hierro en barras.	7,79
Oro fundido.	19,25	„ fundido.	7,25
Mercurio sólido.	14,40	Estaño „	7,29
„ líquido.	13,59	Zinc laminado.	7,20
Paladio.	11,80	Zinc fundido.	6,86
Plomo fundido.	11,35	Antimonio.	6,71
Plata fundida.	10,47	Cromo.	5,90
Bismuto fundido.	9,82	Aluminio.	2,56
Cobre „	8,79	Sodio.	0,97
Cadmio.	8,60	Potasio.	0,86
Nikel fundido.	8,28	Litio.	0,59

227. **Tenacidad.**—Como sabemos por la física, es la propiedad que poseen los hilos metálicos de resistir la ruptura, por una tracción ó esfuerzo longitudinal. Esta propiedad varía mucho para los distintos metales, y aun para uno mismo, según su estado de pureza y su estado molecular. A continuación damos los esfuerzos necesarios para romper hilos de los metales más importantes y que tengan un milímetro cuadrado de sección.

TENACIDAD DE LOS METALES DE MAS USO.

Hierro.	79	Kilogramos.	Zinc.	16	Kilogramos.
Cobre.	44	„	Oro.	12	„
Platino.	39	„	Estaño.	5	„
Plata.	27	„	Plomo.	3	„

228. **Fusibilidad.**—Los metales funden á temperaturas muy diferentes, como puede verse en la nota que sigue. Muchos cristalizan por fusión, y sus formas cristalinas pertenecen al sistema cúbico. Algunos como el potasio, el mercurio, el sodio, el osmio y la plata dan vapores á temperaturas muy inferiores á las de su fusión.

TEMPERATURAS DE FUSION DE ALGUNOS METALES.

Iridio.	2500°	Aluminio.	800°
Platino.	2000	Antimonio.	450
Nikel.	1600	Zinc.	410
Hierro dulce.	1500	Cadmio.	360
Magnesia.	1000	Plomo.	335
Acero.	1400	Bismuto.	264
Oro.	1250	Estaño.	229
Fundicion gris.	1200	Sódio.	90
„ blanca.	1050	Potasio.	58
Cobre.	1100	Galio.	29
Plata.	1000	Mercurio.	— 39

Las temperaturas que se indican para los metales menos fusibles, no son mas que aproximadas.

229. **Maleabilidad.**—Es la propiedad que poseen los metales de poderse estender en láminas delgadas por la acción del martillo, ó por medio del laminador (*Fig. 81*), que es un aparato compuesto de dos cilindros de acero colocados horizontalmente, y que giran en sentido inverso. El inferior es fijo y el superior puede colocarse á una distancia vária de aquel. Estos cilindros se mueven por motores potentes (máquinas de vapor, ruedas hidráulicas &c). La plancha metálica que se desea laminar, se adelgaza por uno de sus bordes y se coloca entre los dos

cilindros, que al moverse, la comprimen fuertemente y la estiene en una hoja mas delgada, cuya operacion se repite las ve-

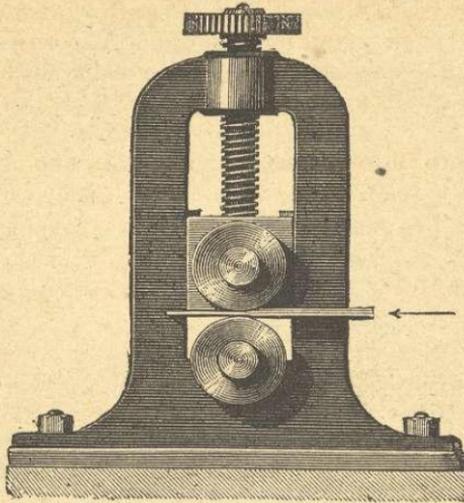


Fig. 81.

ces necesarias hasta que llegue á tener el espesor ó grueso que se desea, aproximando en cada operacion los dos cilindros laminadores.

Los metales no maleables, se dice que son friables ó quebradizos.

**NOTA DE LA MALEABILIDAD DE LOS METALES EN ORDEN
decreciente**

POR EL LAMINADOR.

POR EL MARTILLO.

Oro.
Plata.
Aluminio.
Cobre.
Estaño.
Plomo.
Zinc.
Platino.
Hierro.
Nikel.

Plomo.
Estaño.
Oro.
Zinc.
Plata.
Aluminio.
Cobre.
Platino.
Hierro.

230. **Ductibilidad.**—Es la mayor ó menor facilidad de estenderse en hilos por medio de la hilera, instrumento que hemos

descrito en la física. El oro es el metal que posee mayor ductibilidad así como es el más maleable.

DUCTILIDAD DECRECIENTE DE LOS METALES.

Oro.	Nikel.
Plata.	Cobre.
Platino.	Zinc.
Aluminio.	Estaño.
Hierro.	Plomo.

231. **Dureza.**—Es tambien una propiedad muy vária de los metales, como puede notarse en la siguiente tabla. Todos los metales son rayados por el vidrio, menos el cromo.

TABLA COMPARATIVA DE DUREZA.

RAYADOS POR EL VIDRIO.

Nik .	Antimonio.
Cobalto.	Zinc.
Hierro.	

RAYADOS POR EL CARBONATO DE CAL.

Paladio.	Plata.
Platino.	Bismuto.
Cobre.	Cadmio.
Oro.	Estaño.

RAYADO POR LA UÑA.

Plomo.

BLANDOS A LA TEMPERATURA ORDINARIA.

Potasio.	Sodio.
----------	--------

232. **Conductibilidad para el calor y para la electricidad.**—Para hallar el poder conductor de los metales, se toma como tipo el de la plata que se le asigna el valor numérico 1000, y con relacion á este se calculan los demás, como se indica en el

CUADRO DE LOS PODERES CONDUCTORES DE LOS METALES.

PARA EL CALOR.		PARA LA ELECTRICIDAD.	
Plata.	1000	Plata.	1000
Cobre.	736	Cobre.	733
Oro.	532	Oro.	585
Zinc.	190	Zinc.	240
Estaño.	145	Estaño.	226
Hierro.	119	Hierro.	130
Plomo.	85	Plomo.	107
Platino.	84	Platino.	103

233. **Capacidad calorífica.**—Como sabemos por la Física es la cantidad de calor, ó número de calorías, que necesita un kilogramo de cada cuerpo para elevar su temperatura de cero á un grado; esta cantidad es muy diferente.

CALORES ESPECIFICOS DE LOS METALES.

Aluminio.	0,2150	Cadmio.	0,0562
Manganeso.	0,2107	Estaño.	0,0562
Potasio.	0,1696	Plata.	0,0560
Hierro.	0,1138	Antimonio.	0,0508
Nikel.	0,1086	Mercurio.	0,0333
Cobalto.	0,1070	Oro.	0,0324
Zinc.	0,0955	Platino.	0,0324
Cobre.	0,0951	Plomo.	0,0314
Paladio.	0,0593	Bismuto.	0,0308

234. **Propiedades químicas de los metales.**— Los metales se combinan entre sí, y mas particularmente con los metalóides; pero con energías muy variables. Todos los metales se combinan directamente con el cloro; y tambien (no siempre de un modo directo) con el oxígeno, el azufre y el arsénico. La mayor ó menor afinidad de los metales para estos metalóides, puede servir de base para una clasificacion, y, en efecto, hemos de ver que generalmente se toma la energía con que los metales se unen al oxígeno, como un medio de agruparlos. En tal concepto está fundada la clasificacion de Thenard, que hemos de seguir en este libro. Igualmente presentan los metales afinidades muy marcadas por el selenio, el telurio, el iodo, el bromo y el fluor. No así con el fósforo y los otros metalóides, con los que las combinaciones son muy raras.

235. **Aleaciones metálicas.**—Se dá este nombre y tambien el de *ligas*, á la union de dos ó mas metales: si uno de ellos es el mercurio, se denomina *amalgama*. Unas veces estas aleaciones son simples mezclas de metales, en los que el metal más fusible ha disuelto á los menos fusibles, otras veces son verdaderas combinaciones.

La temperatura de fusion de una liga metálica es siempre inferior á la del metal ménos fusible. Los metales más fusibles, y especialmente el mercurio producen temperaturas muy bajas de fusion. Así tenemos la aleacion de Arcet (bismuto, plomo y estaño) que funde á ménos de 100°, y muchas amalgamas son líquidas á la temperatura ordinaria.

Las aleaciones vienen á ser como nuevos metales artificiales que prestan grandes servicios á la industria; porque modifican las propiedades físicas de sus componentes. Los metales

que por su módico precio y buenas condiciones mecánicas pueden tener aplicaciones industriales son en número muy pequeño, pues se reducen, en último extremo, á cinco (hierro, cobre, estaño, zinc y plomo); así que las aleaciones aumentan el número de los cuerpos metálicos que utilizan las artes y la industria. A continuación damos una

NOTA DE LAS PRINCIPALES ALEACIONES.

HOJALATA.

Aleacion de hierro y estaño simplemente superficial.

HIERRO GALVANIZADO.

Aleacion de hierro y zinc puramente superficial.

HIERRO NIQUELADO.

Aleacion superficial de hierro y niquel.

PLAQUÉ.

Aleacion superficial de plata y cobre.

SOLDADURA DE PLOMEROS.

Estaño..... 66 Plomo..... 34

VAJILLA DE PARIS.

Estaño..... 90 Antimonio.... 9
Cobre..... 1

METAL DE ARGEL.

Estaño..... 69,5 Plomo..... 26
Antimonio.... 4,5

ALEACION PARA MEDIDAS DE CAPACIDAD.

Estaño..... 82 Plomo..... 18

CARACTERES DE IMPRENTA.

Plomo..... 80 Antimonio.... 20

L A T O N .

Cobre..... 65 Zinc..... 35

BRONCE PARA ESTÁTUAS.

Cobre..... 90 Estaño..... 10

BRONCE PARA CAMPANAS.

Cobre.....	78	Estaño	22
------------	----	--------------	----

BRONCE PARA CIMBALOS.

Cobre.....	80	Estaño	20
------------	----	--------------	----

MAILLECHORT.

Cobre.....	50	Zinc	31,25
Nikel.....	18,25		

ALEACION DE ARCET.

Bismuto.....	50	Plomo.....	31,25
Estaño.....	18,75		

MONEDA DE PLATA.

Plata.....	90	Cobre.....	10
------------	----	------------	----

SOLDADURA DE PLATA.

Plata.....	66,66	Cobre.....	10
Zinc.....	10		

MONEDA DE ORO.

Oro.....	90	Cobre..	10
----------	----	---------------	----

ORO DE LEY.

Oro.....	75	Cobre.....	25
----------	----	------------	----

236 **Estado natural y extraccion de los metales.**—Algunos metales se presentan al *estado nativo*, esto es, sin estar combinados con ningun cuerpo: tales son el oro, el platino, la plata, el mercurio, el bismuto. Otros se hallan *mineralizados* ó sea al estado de combinacion, en su mayor parte con el oxígeno, el azufre y el arsénico; en menor número con el cloro, bromo, iodo y fluor.

De modo, que se presenta los metales principalmente bajo cinco formas, que son las siguientes: 1.º *nativos*; 2.º combinados con el azufre (*sulfuros*); 3.º combinados con el arsénico (*arseniuros*); 4.º combinados con el oxígeno (*óxidos*); 5.º combinados con el oxígeno y un ácido (*sales*). Los metales usuales se hallan:

AL ESTADO NATIVO.

Oro, platino, plata, bismuto y mercurio.

AL ESTADO DE SULFUROS.

Plomo, antimonio, cobre, plata, mercurio, hierro y zinc.

AL ESTADO DE ARSENIUROS.

Cobalto, níquel, plata y hierro.

AL ESTADO DE ÓXIDOS.

Hierro, manganeso, zinc, estaño, cromo, urano y cobre.

AL ESTADO DE SALES.

Potasio, sódio, calcio, estroncio, bario, magnesio, aluminio, plomo, hierro, zinc y cobre.

Los metales y minerales generalmente están en los terrenos primitivos y en los de transición, ya reunidos en masas, ya formando *filones*, que atraviesan las capas geológicas.

Antes de proceder á la extracción de los metales (metalurgia) se someten los minerales á varios procedimientos mecánicos que tienen por objeto separar de ellos las *gangas*, esto es, los cuerpos extraños que vienen adheridos ó mezclados al mineral. Se hace la separación de la ganga por medio de *cilindros trituradores*, ó por *batanes*; por la acción del agua en las *mesas lavadoras*, por *tamizado*, y por otros medios.

Separada la ganga (en cuanto sea posible) el metal puede hallarse según sabemos en cinco estados: *nativo*, *oxidado*, al estado de *sulfuro*, al de *arseniuro*, y al estado *salino*.

1.º Si se encuentra el metal al estado nativo se le separan los metales con quien se halla mezclado, que son más oxidables, por procedimientos mecánicos, ó *quemándolos* (oxidación en contacto con el aire).

2.º Si el metal está oxidado, ó al estado de carbonato, se somete el mineral á una elevada temperatura mezclándolo con carbon; su oxígeno se une al carbon que forma óxido de carbono, ó ácido carbónico, y el metal queda libre.

3.º Si el mineral es un sulfuro ó un arseniuro se quema en contacto con el aire: el oxígeno combinándose con estos metales forma ácido sulfuroso, ó arsenioso, y el metal se oxida, tratando después este óxido por el carbon.

4.º Cuando es una sal, se calcina el mineral con una base y carbon: la base que ordinariamente es la cal, se apodera del ácido y el carbon reduce (desoxida) al óxido metálico.

237. **Clasificación de los metales.**—La más generalmente usada es la de Thenard. Se halla fundada en las diferentes afinidades de los metales para el oxígeno. Estas afinidades están medidas. 1.º Por la acción que ejerce el oxígeno seco sobre los metales á diferentes temperaturas. 2.º Por la acción del ca-

lor sobre los óxidos metálicos. 3.º Por la acción de los metales sobre el agua directamente, ó en presencia de los ácidos. Atendiendo á estas circunstancias Thenard dividió los metales en seis secciones ó grupos, los que indicamos á continuación, con las modificaciones que los adelantos de la ciencia les han hecho sufrir.

PRIMERA SECCION.

METALES QUE DESCOMPONEN EL AGUA EN FRIO Y CUYOS OXIDOS son irreducibles por el calor.

Potasio.	Talio.
Sódio.	Bario.
Litio.	Estroncio.
Cesio.	Calcio.
Rubidio.	

Los seis primeros se llaman *metales alcalinos*, y los tres últimos *alcalinos terrosos*.

SEGUNDA SECCION.

METALES QUE DESCOMPONEN EL AGUA A UNOS 100° Y CUYOS OXIDOS son reducibles por el calor.

Magnesio.	Torio.
Manganeso.	Cerio.
Aluminio.	Tántalo.
Galio.	Didimo.
Glucinio.	Erbio.
Zirconio.	Térbio.
Itrio.	

El aluminio y el glucinio no descomponen el agua directamente: pero sus óxidos son irreducibles por el calor.

TERCERA SECCION.

METALES QUE DESCOMPONEN EL AGUA AL ROJO OSCURO, y en presencia de los ácidos también en frío: siendo sus óxidos irreducibles por el calor.

Hierro.	Vanadio.
Zinc.	Cadmio.
Nikel.	Indio.
Cobalto.	Uranio.
Cromo.	

El hierro muy dividido descompone el agua lentamente á la temperatura ordinaria, y á unos 100° con bastante rapidez.

CUARTA SECCION.

METALES QUE DESCOMPONEN EL AGUA AL ROJO VIVO, Y NO EN FRIO en presencia de los ácidos, y cuyos óxidos son irreducibles por el calor.

Estaño.	Tántalo.
Antimonio.	Titano.
Tungsteno.	Niobio.
Molibdeno.	Pelopio.
Osmio.	Ilmenio.

QUINTA SECCION.

METALES QUE DESCOMPONEN EL AGUA AL ROJO BLANCO,
no la descomponen en frio en presencia de los ácidos y sus óxidos son irreducibles por el calor.

Cobre. Plomo. Bismuto.

SEXTA SECCION.

METALES QUE NO DESCOMPONEN AL AGUA
á ninguna temperatura, y cuyos óxidos son reducibles por la accion del calor.

Mercurio. Plata.
Paladio. Oro.
Rodio. Platino.
Rutenio. Iridio.

Los cuatros primeros se oxidan en el aire á temperaturas poco elevadas. Observemos que únicamente los óxidos de los metales de la última seccion son reducibles por la accion del calor.

CAPITULO II.

Accion del oxígeno sobre los metales.

Oxidos metálicos.

238. **Oxidacion de los metales.**—Todos los metales ménos el oro, la plata, el platino, el paladio, el ródio y el indio se combinan directamente con el oxígeno seco. Estas combinaciones exigen una temperatura más ó menos elevada, á escepcion del potasio que se combina en frio; y son verdaderas combustiones con desprendimiento de calor en más ó ménos cantidad y á veces con desprendimiento de luz, como por ejemplo, la combustion del hierro en el oxígeno.

El aire produce los mismos efectos oxidantes sobre dichos metales aunque con menos energía. Si el aire está húmedo produce sobre casi todos los metales de las cinco primeras secciones óxidos hidratados, ó carbonatos, que provienen de que estos óxidos se combinan con el ácido carbónico que el aire contiene. Por ejemplo el cobre, el plomo y el zinc. Esta accion es superficial cuando el óxido formado queda adherido, como en el zinc, ó la accion es profunda, como en el hierro, si el óxido queda sin adhesion con el metal.

239 Clasificación de los óxidos metálicos.—Los óxidos pueden ser *básicos, ácidos, neutros, singulares y salinos*.

Los óxidos básicos son aquellos que tienen propiedades básicas, combinándose con los ácidos para formar sales cristalizables. Por ejemplo: los protóxidos de potasio KO, de sódio NaO, de calcio CaO, de plomo PbO &c.

Son óxidos ácidos los que tienen propiedades ácidas y se combinan con las bases para formar sales. En general son muy ricos en oxígeno; tales como el ácido estánnico SnO², el ácido crómico CrO³, &c.

Los óxidos neutros ó *indiferentes* no presentan propiedades básicas, ni ácidas: y pueden hacer oficios de ácido combinándose con las bases más fuertes, y de base, si se combinan con ácidos poderosos. Así, por ejemplo, la alúmina Al²O³, se combina con la potasa y forma *aluminato de potasa*; pero si se combina con el ácido sulfúrico forma *sulfato de alúmina*.

Los óxidos singulares no se combinan ni con los ácidos, ni con las bases. Tales son los bióxidos de manganeso MnO², de bario BaO² y de calcio CaO², pero si aumenta su grado de oxidacion, se convierte en ácidos, y si disminuye en bases.

Se denominan óxidos salinos los que resultan de la combinacion de dos óxidos del mismo metal, de los cuales se admite que uno hace el papel de base y otro de ácido. Por ejemplo: el óxido de hierro magnético Fe²O⁴, cuya fórmula puede escribirse FeO, Fe²O³, esto es, la combinacion del protóxido con el sexquióxido de hierro, en cuya combinacion el protóxido hace oficio de base y el sexquióxido de ácido. Lo mismo puede decirse del óxido rojo de manganeso Mn²O⁴, y del minio Pb³O⁴.

240 Preparacion de los óxidos metálicos.—Los óxidos metálicos pueden prepararse: 1.º Por la oxidacion directa del metal en el aire ó en el oxígeno. 2.º Por una sal que lo contenga, y haga oficio de base, descomponiéndola por la accion de la potasa, la sosa, ó el amoniaco: siempre que el óxido sea insoluble. 3.º Descomponiendo por el calor un nitrato ó un carbonato: así se prepara la cal, la barita, el óxido de mercurio &c.

La pila eléctrica descompone todos los óxidos metálicos á escepcion de la alúmina Al²O³.

241. Accion de varios metaloides sobre los óxidos metálicos.—El hidrógeno no ejerce accion sobre los óxidos de los metales de las dos primeras secciones: pero descompone todos los demás bajo la influencia del calor: dejando libre el metal puro y en un estado de division extrema. Para efectuar esta esperiencia se adapta al frasco de produccion del hidrógeno un tubo que contenga una materia desecante (*Fig. 82*): y á este úl-

timo otro tubo con un ensanchamiento, donde se coloca al óxido que se desea reducir.

El carbono reduce al estado metálico casi todos los óxidos metálicos; formando óxido de carbono ú ácido carbónico, segun que el óxido sea más ó menos fácil de reducir.

El azufre no ejerce accion sobre la alumina, la glucina y

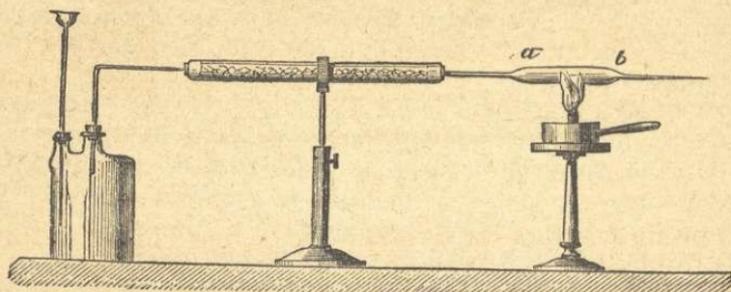
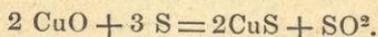
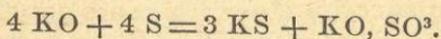
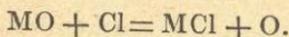


Fig. 82.

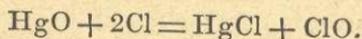
el sesquióxido de cromo; pero con todos los demás forma, bajo la influencia del calor, ya sulfuros y sulfatos; ya sulfuros y ácido sulfuroso:



El cloro bien seco dá con la mayor parte de los óxidos metálicos un cloruro y oxígeno. En efecto, siendo M un metal cualquiera, tenemos:



Si el cloro está húmedo dá con los óxidos de las tres últimas secciones cloruros y ácido hipocloroso:



El fósforo, bajo la influencia del calor, descompone todos los óxidos, ménos los de los metales de la segunda seccion. Para operar esta descomposicion, se pone en un tubo de vidrio poco fusible el óxido que ha de recibir la accion, el cual se calienta por medio de un hornillo (*Fig.* 83). El tubo lleva un pequeño

depósito, donde vá el fósforo, que se volatiliza por el calor de una lamparilla de alcohol.

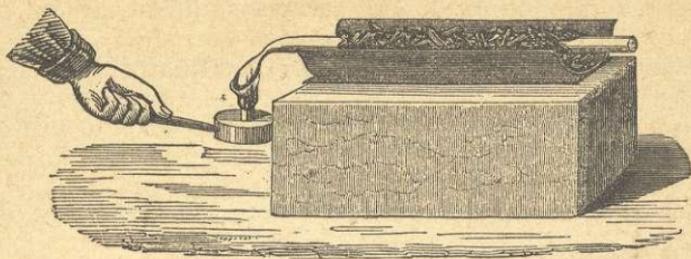


Fig. 83.

Los productos de esta descomposición pueden ser fosfuros, fosfatos, ó hipofosfitos.

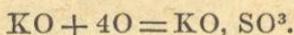
CAPITULO III.

Acción del azufre y de cloro sobre los metales. Sulfuros y cloruros metálicos.

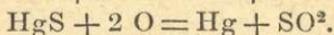
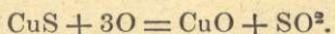
242. **Acción del azufre.**—Todos los metales se combinan directamente con el azufre á una temperatura más ó menos elevada, á escepcion del oro, el platino, el zinc y el aluminio. Algunos pueden combinarse en frio en presencia del agua: pues si se coloca bajo una capa de tierra una mezcla de dos partes de limadura de hierro y una de azufre en polvo, se observa al cabo de algun tiempo que la tierra se levanta y salen torrentes de vapor de agua y ácido sulfuroso, producidos por la reaccion entre el azufre, el agua y el hierro. A esta notable esperiencia se denomina *volcan de Lemerí*; pues asemeja en pequeña escala una erupcion volcánica.

243. **Sulfuros metálicos.**—Los sulfuros metálicos son cuerpos sólidos, quebradizos y de colores variados; los ménos se presentan cristalizados y con reflejo metálico (sulfuros de cobre y de hierro). Solamente los sulfuros de oro y de platino pueden descomponerse por la acción del calor. La mayor parte de los sulfuros pueden fundirse, algunos, como los de mercurio, cadmio y estaño, son susceptibles de volatilizarse.

El aire, ó el oxígeno seco, no obran sobre los sulfuros si no es á temperaturas elevadas. Los metales de la primera seccion y algunos de la segunda se convierten en sulfatos.

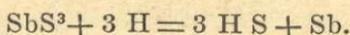


En otros metales se produce un óxido y ácido sulfuroso, y si el óxido metálico que tiende á producirse es reductible, se forma ácido sulfuroso, y el metal queda reducido:



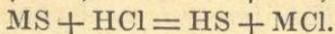
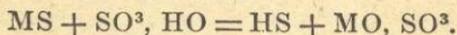
Los sulfuros de los metales de la primera seccion se disuelven en el agua, los demás son insolubles.

El hidrógeno no ejerce accion sobre los sulfuros de las tres primeras secciones, pero algunos metales de las otras secciones producen ácido sulfhídrico y dejan el metal en libertad:



El cloro descompone todos los sulfuros á la temperatura ordinaria.

Cuando se calienta un sulfuro con ácido sulfúrico, ó con ácido clorhídrico, se forma ácido sulfhídrico, fácil de distinguir por su olor: este carácter permite reconocer los sulfuros.



Los sulfuros pueden descomponerse por un metal que tenga más afinidad para el azufre que el que forma el sulfuro. Así es, que la galena (sulfuro de plomo) se reduce al estado metálico por la accion del hierro.

244. **Preparacion de los sulfuros.**—Los sulfuros están muy abundantemente difundidos en la naturaleza: ellos constituyen las principales sustancias minerales; como por ejemplo los sulfuros de zinc (blenda), de plomo (galena), de mercurio (cinabrio), de cobre (piritas), de antimonio (stibina) y de plata.

Se les prepara artificialmente por cuatro procedimientos principales que son:

- 1.º Calentando una mezcla del metal con el azufre.
- 2.º Descomponiendo los sulfatos por el carbon.

3.º Vertiendo en una disolucion de una sal metálica, ácido sulfhídrico, ó un sulfuro alcalino.

4.º Por la accion del ácido sulfhídrico en seco (una corriente de gas) sobre un óxido.

245. **Accion del cloro.**—Este metaloide se combina directamente, ya en frio, ya á una temperatura elevada, con la mayor parte de los metales para formar cloruros, que son sólidos y cristalizables; escepcion hecha de los cloruros de estaño, antimonio y titanio que son líquidos.

Si se hace pasar una corriente de cloro bien seco (*Fig. 84*) por

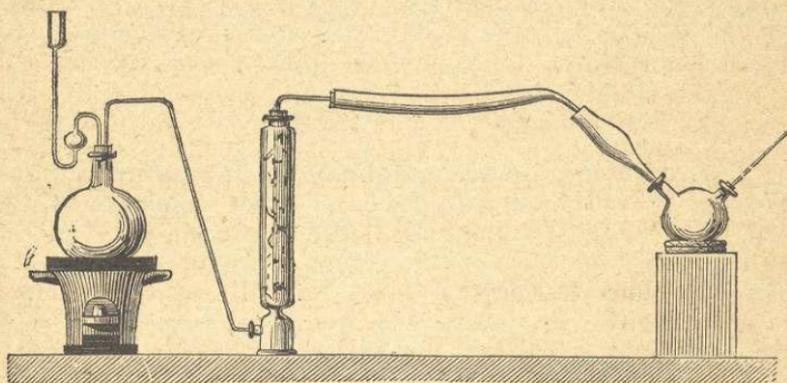
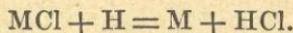


Fig. 84.

láminas de estaño ligeramente calentadas en un pequeño tubo, se forma rápidamente cloruro de estaño, que siendo volátil se puede condensar en un recipiente que comunica con el tubo de cloruración.

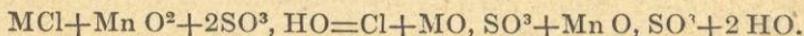
246. **Accion de varios cuerpos sobre los cloruros.**—El hidrógeno no ejerce accion sobre los cloruros de las dos primeras secciones; pero descompone por la accion del calor á todos los demás:



Los cloruros forman con el ácido sulfúrico hidratado, ácido clorhídrico y se convierten en sulfatos, unas veces en frio y otras bajo la influencia del calor:



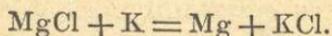
Calentados con bióxido de manganeso y ácido sulfúrico, desprenden cloro:



Es uno de los medios de reconocer los cloruros y de extraer el cloro.

El nitrato de plata precipita todos los cloruros de sus disoluciones, formándose cloruro de plata que es insoluble, blanco, grumoso, soluble en el amoniaco, y que al contacto de la luz se va oscureciendo hasta ponerse negro.

Un metal descompone generalmente los cloruros de los metales de las secciones que siguen á la que él pertenece; esto es, que la afinidad del cloro para los metales sigue el mismo orden que la del oxígeno. Asi puede obtenerse el magnesio:



247. Acción del agua, del calor y de la electricidad.—

Todos los cloruros son solubles en el agua, menos los de plata, mercurio, cobre y cromo (AgCl , $\text{Hg}^2 \text{Cl}$, $\text{Cu}^2 \text{Cl}$ y $\text{Cr}^2 \text{Cl}^3$). Algunos cloruros, como los de estaño, antimonio y bismuto son descompuestos por el agua.

El calor no descompone más que los cloruros de oro y platino, que reduce al estado metálico.

Todos los cloruros son descompuestos por la acción de la pila eléctrica. Bunsen ha obtenido el magnesio, introduciendo cloruro de magnesio en un crisol de porcelana A (*Fig 85*), dentro del que ha colocado un vaso poroso B semejante al de una pila, también con cloruro de magnesio. En el vaso poroso vá un prisma C de carbon de retortas y en el crisol una lámina de platino D; estas piezas están sostenidas por la tapadera del crisol E. Haciendo pasar la corriente de una pila Bunsen de dos ó tres pares, de modo que el platino sea el electrodo negativo, cuando está fundido el cloruro de magnesio, se verifica la descomposición, dirigiéndose el metal al polo negativo.

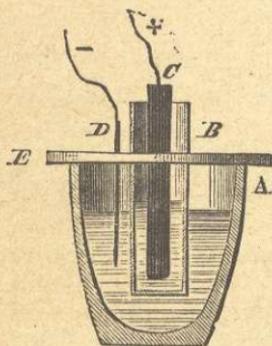


Fig. 85.

248. Preparacion de los cloruros.

—Se pueden obtener los cloruros metálicos por tres procedimientos principales. 1.º Tratando directamente los metales por

el cloro, ó por el agua régia. 2.º Descomponiendo los óxidos metálicos por el ácido clorhídrico. 3.º Atacando ciertas sales por otro cloruro, sea por el intermedio del agua ó del calor (sales solubles y sales volátiles).

Los bromuros y los ioduros metálicos ofrecen grandes analogías con los cloruros.

CAPITULO IV.

Generalidades sobre las sales metálicas.

249. **Difniciones.**—Los químicos no están de acuerdo sobre la significacion que debe darse á la palabra sal. El carácter de esta obra nos impide entrar en una discusion respecto á este particular y nos concretamos á decir que *sal es la combinacion de dos cuerpos compuestos, uno de los que representa el papel de elemento electro negativo (ácido) y el otro el de elemento electro positivo (base)*. Bajo tal aspecto las sales pueden dividirse en dos grupos.

1.º Los compuestos que resultan de la combinacion de un ácido oxigenado, (ácido carbónico, ácido sulfúrico, ácido azótico etc.) con un óxido ó un cuerpo cualquiera oxigenado, que haga funciones de base (potasa, sosa, cal, agua etc.). A estas se llaman *oxisales* y como se ven son cuerpos *ternarios*, que tienen el oxígeno como elemento comun.

En este grupo están comprendidas las sales amoniacaes, considerando el amonio como un radical metálico

2.º Los compuestos que resultan de las combinaciones de dos cuerpos binarios que tengan un elemento comun que no sea el oxígeno: esto es, la combinacion de dos sulfuros, dos cloruros, dos bromuros, dos seleniuros etc: de los que el uno hace oficio de ácido y el otro de base. Estos compuestos reciben los nombres particulares de *sulfosales*, *clorosales*, *iodosales* etc, según que el elemento comun sea el azufre, el cloro, el iodo etc. Como por ejemplo, el *sulfo arseniato de sulfuro de plomo*; compuesto de sulfuro de arsénico y sulfuro de plomo.

Existe, sin embargo, un número considerable de compuestos solubles y suceptibles de cristalizar, cuyas propiedades se asemejan á las de las sales: tales son los *cloruros*, *bromuros*, *sulfu-*

to, en otra recta perpendicular á la primera se hace otra escala que indica cantidades de peso. (La primera recta se llama eje de las *abscisas* y la segunda eje de las *ordenadas*: nombres tomados de la geometría analítica).

Mientras mayor sea la solubilidad de una sal para una misma temperatura, es claro que la línea vertical que marca la cantidad de sal disuelta será mayor: luego la curva de solubilidad nos manifiesta de una sola ojeada si crece, disminuye, ó no altera el poder disolvente de una sal cuando crece la temperatura; pues si crece, la curva se desviará del eje de las abscisas; si disminuye, se aproximará; y si no altera, la línea será paralela á este eje: así en la figura la curva demuestra que la solubilidad vá creciendo con la temperatura.

Muchas sales al cristalizar toman uno ó más equivalentes de agua que se llama de *cristalizacion*, y que no abandonan mientras que conservan la forma cristalina. Estas sales por la accion del calor se funden en este agua, y despues que la pierden vuelven á fundir: la primera se llama *fusion acuosa*, la otra *fusion ignea*. Tambien suelen las sales al cristalizar arrastrar porciones de agua, que no están combinadas y se denomina *agua de interposicion*. Estas sales *decrepitan* cuando se les echa sobre carbones encendidos.

Las sales hidratadas (con agua de cristalizacion) expuestas al aire pueden en unos casos absorber el vapor de agua y liquidarse: se dice que son *delicuescentes*; otras, por el contrario, abandonan una parte del agua de cristalizacion y pierden su forma cristalina: se dice que son *eflorescentes*. La sal marina y otras, sin embargo, son delicuescentes ó eflorescentes, segun el estado higométrico; pues dichas propiedades no son absolutas ni para una misma sal.

252. **Accion del calor y de la electricidad.**—Las sales compuestas de un ácido volátil, ó de una base volátil, son descompuestas, en general, por el calor. Ejemplo: el carbonato de cal y el fosfato de amoniaco tratados por la accion del calor, desprenden el primero el ácido carbónico y el segundo el amoniaco. Tambien se descomponen, en parte, las sales cuyos ácidos ó bases son descomponibles.

El vapor de agua favorece singularmente la descomposicion de los carbonatos por el calor; pues que no descomponiéndose en seco el carbonato de cal hasta la temperatura del rojo blanco, puede verificarlo al rojo sombrío haciendo pasar una corriente de vapor. Para demostrarlo se emplea un tubo de porcelana con creta calentado en un hornillo (*Fig. 87*) por el que se hace pasar el vapor de agua. El ácido carbónico que resulta de la descomposicion de la creta se recoge en una campana.

La electricidad descompone todas las sales. El ácido y el oxígeno se dirigen al polo positivo, el metal al negativo. Si el metal descompone el agua á la temperatura ordinaria, entonces este se oxida y el óxido básico se dirige al polo negativo, desprendiéndose hidrógeno. Así, por ejemplo, en el sulfato de potasa

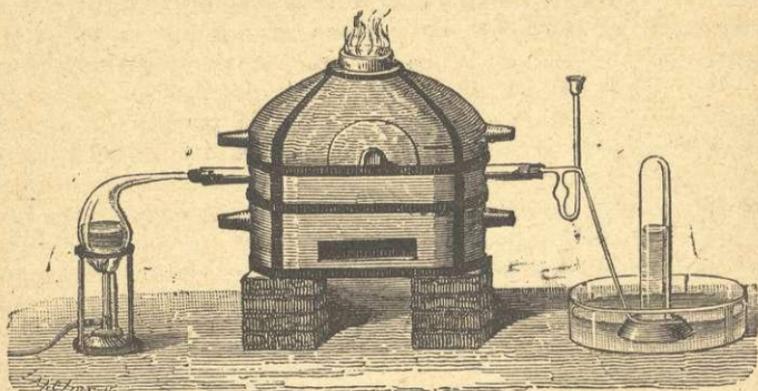
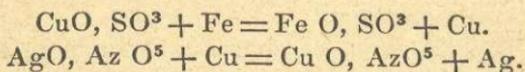


Fig. 87.

se descompone al ácido y la base, que se dirigen respectivamente al polo positivo y negativo de la pila; pero si fuese el sulfato de cobre, entonces el oxígeno y el ácido marcharian hácia el polo positivo, y el metal al negativo de la pila. En esta descomposición están fundadas la galvanoplastia, el dorado, plateado, platinado y nikelado galvánicos.

253. **Accion de los metales sobre las sales.**—La accion de los metales sobre las sales puede formularse en esta ley: *un metal descompone siempre una sal de otro metal menos oxidable que él, sustituyéndole:* por eso el hierro descompone las sales de cobre en disolucion, precipitándose el cobre al estado metálico; el cobre descompone las de plata, el zinc las de plomo (árbol de Saturno), el mercurio las de plata (árbol de Diana).



254. **Sales neutras, ácidas y básicas.**—Las variaciones de color que los ácidos y las bases hacen experimentar á la tinctura de tornasol, dependen de que esta es una sal compuesta de cal y un ácido vegetal de color rojo (*ácido lítmico*) y al actuar sobre ella un ácido mineral, se apodera de la base (*cal*) y

deja libre el ácido vegetal: pero si á tal estado se le trata por una base inorgánica, esta se apodera del ácido que descompuso la tintura, rejenerándose esta en su color azul (ó sea combinacion de la cal con el ácido lítmico). De análoga manera pueden esplicarse los cambios de color de otras tinturas (la de violeta que enverdece por las bases y la cúreuma que se enrojece).

Ahora bien, los ácidos al combinarse con las bases suelen neutralizar su accion, esto es, no producir accion sobre estas tinturas: se dice que forman sales neutras, tales son los sulfatos de potasa y sosa, formados por un equivalente de ácido y otro de base. Es claro que si el número de equivalentes de ácido fuera dos ó más, entonces las propiedades del ácido dominarán sobre las de la base y la sal será *ácida*, dando reaccion sobre el papel colorante.

Por el contrario, si un equivalente de ácido sulfúrico se combina con dos ó más de potasa, esta base estando en exceso predominará sobre el ácido y la *sal será básica*.

Es claro que si la base fuese muy débil y el ácido muy fuerte, como por ejemplo, en el sulfato de zinc, el ácido no quedaria neutralizado por la base, y esta sal enrojeceria la tintura de tornasol; y si la base fuera enérgica y débil el ácido, como en el carbonato de potasa, la sal no estaria neutralizada aun entrando un equivalente de cada uno.

Lo que decimos de los sulfatos, podríamos decir de los nitratos, de los boratos etc.

Pero los químicos no han procedido así para clasificar las sales: *sino es que han atendido á la relacion entre el número de equivalentes de oxígeno de la base, y los del ácido*, cualquiera que sea la accion que las sales ejerzan sobre las tinturas vegetales.

De modo que para cada género de sal (sulfatos, nitratos, carbonatos, boratos etc.) han establecido una relacion constante entre el número de equivalentes de oxígeno de la base, y los del ácido para que la *sal sea neutra*, tomando como fundamento las sales de potasa: para cualquier combinacion *de la misma especie* en que la cantidad de oxígeno del ácido sea mayor, la *sal será ácida*, en el caso contrario la *sal será básica*.

La siguiente tabla indica las fórmulas de las principales sales neutras y las relaciones entre los equivalentes de oxígeno de la base y los del ácido. La letra M indica un metal cualquiera.

TABLA DE LOS TIPOS DE SALES NEUTRAS PARA LOS PRINCIPALES géneros.

Carbonatos.	=MO, CO ²	Relacion=1:2.
Sulfatos.	=MO, SO ³	„ =1:3.

Sulfitos	=MO, SO ²	Relacion=1:2.
Nitratos	=MO, NO ⁵	„ =1:5.
Fosfatos monobásicos	=MO, PhO ⁵	„ =1:5.
„ bibásicos....	=2MO, PhO ⁵	„ =2:5.
„ tribásicos ..	=3MO, PhO ⁵	„ =3:5.
Cloratos.....	=MO, ClO ⁵	„ =1:5.
Percloratos.....	=MO, ClO ⁷	„ =1:7.
Boratos	=MO, BoO ³	„ =1:3.
Silicatos.....	=MO, SiO ²	„ =1:2.
Bromatos	=MO, BrO ⁵	„ =1:5.
Iodatos	=MO, IO ⁵	„ =1:5.
Periodatos.....	=MO, IO ⁷	„ =1:7.

255. **Leyes de Richter, de Berzelius y de Wenzel.**— Estas leyes resumen (en cierto modo) lo espuesto en el párrafo anterior y son las siguientes:

1.^a *En las sales de igual género (las formadas por igual ácido con diferentes bases) existe una relacion constante entre la cantidad del ácido y la del oxígeno de la base (Richter).*

2.^a *En las oxisales hay una relacion constante entre los equivalentes del oxígeno y los del ácido (Berzelius).*

3.^a *Las cantidades de óxidos diferentes que neutralizan un mismo peso de un ácido fijo, son proporcionales á las cantidades de óxidos que neutralizan el mismo peso de otro ácido.*

Esta ley de composicion de las sales descubierta por Wenzel en 1777, se vé que no es más que un caso particular de la teoría de los equivalentes.

CAPITULO V.

Leyes de Berthollet. Preparacion de las sales.

256. **Nocion general.**—Las leyes que rigen las acciones que ejercen un ácido sobre una sal, una base sobre una sal, y dos sales entre sí: han sido expuestas con gran claridad por Berthollet desde principio de este siglo. Las vamos á indicar sumariamente y con ejemplos que aclaren sus enunciados.

257. **Accion de un ácido sobre una sal.**—Si el ácido es el mismo que el de la sal, ó no ejerce accion, ó *sobre-acidifica* la sal transformándola de básica en neutra, ó de neutra en ácida.

Sea ahora una sal cuyo ácido llamo A y la base B.

Si el ácido A' es distinto del ácido A de la sal AB , el ácido A espulsará al de la sal, á una temperatura variable:

- 1.º *Si A' es más fijo y más estable que A .*
- 2.º *Si el compuesto $A'B$ es mas estable que AB .*
- 3.º *Si el compuesto $A'B$ es muy volátil.*

EJEMPLOS.

- 1.º caso $\text{CaO}, \text{CO}^2 + \text{SO}^3 = \text{CaO}, \text{SO}^3 + \text{CO}^2.$
- 2.º „ $\text{KO}, \text{NO}^5 + \text{SO}^3 = \text{KO}, \text{SO}^3 + \text{NO}^5.$
- 3.º „ $\text{AzH}^3 \text{HO}, \text{SO}^3 + \text{CO}^2 = \text{Az H}^3 \text{HO}, \text{CO}^2 + \text{SO}^3.$

Si la sal se halla en disolucion, entonces el ácido A' espulsará al de la sal A :

- 1.º *Si el ácido de la sal es insoluble ó poco soluble.*
- 2.º *Si la sal ($A'B$) es insoluble ó ménos soluble que la sal primitiva (AB).*
- 3.º *Si siendo los dos ácidos débiles, A' se halla en gran exceso respecto á A .*

EJEMPLOS.

- 1.º caso $\text{Na O}, \text{B O}^3 + \text{SO}^3 = \text{Na O}, \text{SO}^3 + \text{BO}^3.$
- 2.º „ $\text{Ba O}, \text{NO}^5 + \text{SO}^3 = \text{Ba O}, \text{SO}^3 + \text{NO}^5.$
- 3.º „ $\text{Na O}, \text{CO}^2 + \text{HS} = \text{NaS} + \text{HO} + \text{CO}^2.$

258. **Accion de las bases sobre las sales.**—Por la accion del calor, á una temperatura más ó ménos elevada, una base B' espulsará la base B de una sal (AB), en los casos análogos que hemos visto para un ácido, á saber:

- 1.º *Si B' es más fija ó más estable que B .*
- 2.º *Si el compuesto ó sal AB' es más estable que AB .*
- 3.º *Si el compuesto AB' es muy volátil.*

EJEMPLOS.

- 1.º caso $\text{FeO}, \text{SO}^3 + \text{KO} = \text{KO}, \text{SO}^3 + \text{FeO}.$
- 2.º „ $\text{AzH}^3 \text{HO}, \text{SO}^3 + \text{KO} = \text{KO}, \text{SO}^3 + \text{Az H}^3 \text{HO}.$
- 3.º „ $\text{CaO}, \text{CO}^2 + \text{Az H}^3 \text{HO} = \text{Az H}^3 \text{HO}, \text{CO}^2 + \text{CaO}.$

Si la sal y la nueva base actúan por medio del agua (en disolucion) habrá descomposicion:

- 1.º *Si la base B de la sal es insoluble.*
- 2.º *Si la sal AB' es insoluble ó notablemente ménos soluble que AB .*

EJEMPLOS.

- 1.º caso $\text{PbO}, \text{NO}^5 + \text{KO} = \text{KO}, \text{NO}^5 + \text{PbO}.$
- 2.º „ $\text{KO}, \text{SO} + \text{Ba O} = \text{Ba O}, \text{SO}^3 + \text{KO}.$

Si la base es la misma que la de la sal, ó no ejercerá accion sobre ella, ó la hará más rica en base: esto es, que si la sal es ácida pasará á neutra, y si neutra se convertirá en básica.

259. **Accion mútua de las sales.**—Si las dos sales tienen un elemento salino comun, ó no ejercen accion ó forman una sal doble.

Si las dos sales AB y A'B' no tienen ningun elemento salino comun, habrá necesidad para que haya descomposicion completa que estén en cantidades proporcionales á sus equivalentes. Su descomposicion se verificará:

1.º *Si por el cambio de ácidos (ó de sus bases, que es lo mismo) (*) puede formarse una sal más fusible ó más volátil que las dos sales dadas AB y A'B'.*

2.º *Cuando (siendo solubles) por el cambio de sus ácidos (ó bases) puede formarse otra sal que sea insoluble, ó ménos soluble que las dos sales dadas.*

EJEMPLOS.

1.º caso $Az H^3 HO, SO^3 + Ca O, CO^2 = Az H^3 HO, CO^2 + CaO SO^3$.

2.º „ $Na O, SO^3 + Ba O, Az O^5 = Ba O, SO^3 + Na O, NO^5$.

260. **Resúmen de las leyes de Berthollet.**—Las leyes de Berthollet ya se refieran á la accion de un ácido sobre una sal, á la de una base, ó á la de dos sales entre sí pueden resumirse del siguiente modo:

En la accion recíproca de los ácidos y bases sobre las sales, y de estas entre sí hay descomposicion, siempre que puedan resultar cuerpos más volátiles ó fusibles, ó menos solubles ó insolubles, según que la accion se ejerza en seco (por intermedio del calor) ó por la accion del agua (en disolucion).

261. **Preparacion de las sales.**—Los procedimientos para obtener las sales son numerosos y muy variados. Los mas comunes consisten en la accion directa del ácido sobre el metal ó sobre el óxido metálico de la base: ó en los métodos de doble descomposicion por la via seca, ó por la via húmeda, conforme á las leyes de Berthollet que acabamos de dar.

(*) Algunos autores dicen erróneamente: dos sales se descomponen cuando por el cambio de sus ácidos y de sus bases &c. Lo que equivale á decir que no se descomponen: pues si por ejemplo las dos sales son AB y A'B' y cambian sus ácidos y sus bases, resultarán las mismas sales AB y A'B'; mientras que cambiando nada más que sus ácidos, ó nada más que sus bases, resultan las dos nuevas sales AB' y A'B.

LIBRO II.

METALES MAS IMPORTANTES DE LA PRIMERA SECCION.

CAPITULO I.

Potasio y sus principales combinaciones.

POTASIO = K.

Descubierto por Davy en 1807.

Equivalente=39.

Densidad=0,865.

262. **Propiedades físicas.**—El potasio á la temperatura ordinaria es blando y maleable, como la cera, haciéndose duro y quebradizo á temperaturas inferiores á 0°. Recientemente cortado tiene un color y brillo parecidos al de la plata. Se funde á 62° y se volatiliza al color rojo.

263. **Propiedades químicas.**—Se oxida en el aire seco, perdiendo su brillo, y descompone el agua en frio con desprendimiento de calor y luz, dejando el hidrógeno del agua en libertad que arde á la temperatura que la reaccion produce. Un pedazo de potasio proyectado en el agua queda flotante y forma un globulillo incandescente que gira con rapidez, terminado en una llama de color púrpura (la llama del hidrógeno que arde con los vapores del potasio, y los de la potasa que se forman). Cuando la reaccion concluye, cesa el desprendimiento de vapores y el glóbulo de potasa formado se disuelve en el agua.

El potasio, á causa de su gran afinidad para con el oxígeno, no se puede conservar en el aire, ni en el agua; es preciso para ello tenerle en aceite de nafta, compuesto de hidrógeno y carbono.

Casi todo los óxidos, cloruros y bromuros son descompuestos por el potasio, que se apodera de estos metaloides y deja libre el metal; pues tiene gran afinidad con ellos.

264. **Extraccion del potasio.**—El potasio no se halla libre en la naturaleza, á causa de sus enérgicas afinidades. En

Para ello se utilizan los cilindros de hierro que sirven de envase al mercurio. Se adapta á unos de estos cilindros un tubo de hierro forjado y se coloca sobre un horno de ladrillo refractario, despues de poner en su interior la mezcla (*Fig. 89*). Cuando la temperatura ha llegado al rojo, se vierte en su superficie borax que al vitrificar lo preserva de la accion directa del fuego y de la del aire, y por tanto, de que se funda y perfora. El potasio destila y se recoje en un recipiente metálico especial (*Fig. 90*) formado de dos piezas B, que pueden unirse

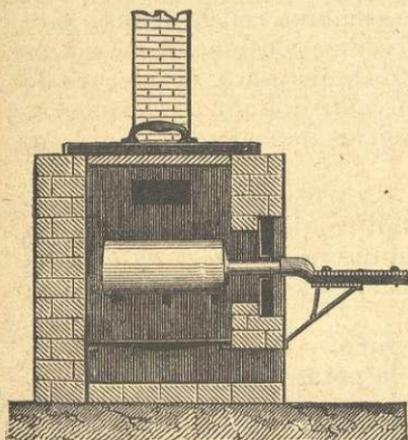


Fig. 89.

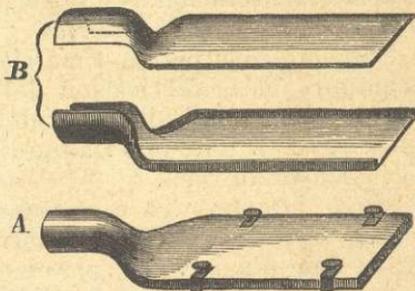


Fig. 90.

por medio de tornillos constituyendo una caja condensadora A. Aunque en la figura se indica en posicion horizontal, generalmente se dispone esta caja metálica en un plano vertical, á fin de que el óxido de carbono se escape más fácilmente por la hendidura de la parte superior. Concluida la operacion se introduce el recipiente en aceite de nafta, en donde se deja enfriar; despues se abre y se divide el potasio en trozos que se colocan en frascos tambien con aceite de nafta.

265. **Usos.**—El potasio no tiene uso mas que en los laboratorios; se empleó algun tiempo para extraer algunos cuerpos simples; pero en el dia se prefiere el sódio que es más cómodo de manejar, tiene un equivalente más pequeño (lo que economiza la cantidad que hay que gastar) y es más barato que el potasio.

Carbonato de potasa. Oxido de potasio.

266.—**Potasa comercial.**—Se denomina potasa comercial, ó simplemente *potasa*, el carbonato neutro de potasa KO, CO^2 , más ó ménos impuro.

En Rusia, América y Toscana, existen grandes cantidades de leña que apenas tienen valor. Esta leña se quema y el residuo, ó ceniza, se utiliza para extraer la potasa; pues que algunos ácidos orgánicos que lleva el vegetal se descomponen por el calor, y producen ácido carbónico que se combina con la potasa para formar el carbonato de potasa. Esta ceniza contiene además otros productos, especialmente el sulfato de potasa y el cloruro de sódio; se le somete á la accion disolvente del agua y despues se evapora la disolucion. Así se obtienen las llamadas por su origen, *potasas de Rusia y de América*.

Se emplea la potasa comercial, ó carbonato neutro de potasa impuro, en la fabricacion del salitre, del vídrio, del jabon blando, del azul de Prusia y del alumbre. Disuelta en el agua constituye un líquido alcalino llamado *legia* que se emplea en el lavado de la ropa.

267. **Carbonato de potasa puro.**—Para obtener el carbonato de potasa puro, se disuelve la potasa comercial y se cristaliza una ó más veces; pero es más sencillo obtenerlo por la calcinacion de la *crema de tártaro* ó *bitartrato de potasa* ($KO, HO, C^6H^4O^{10}$), la que da una mezcla de carbonato de potasa y carbon, separándose este último por medio del agua que disuelve la sal.

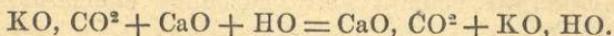
Se conoce tambien el carbonato de potasa neutro con los nombres de *sal de tártaro* y *álcali vegetal*. Es blanco, de sabor acre, pulverulento, cuando no está cristalizado; básico, muy soluble en el agua, insoluble en el alcohol y cristalizable en prismas romboidales que contienen dos equivalentes de agua.

La accion directa del ácido carbónico convierte el carbonato de potasa en bicarbonato $KO, HO, 2CO^2$; esta sal se transforma en sesquicarbonato $(KO)^2, 3CO^2$ hirviéndola con agua.

268. **Potasa cáustica.**—El potasio forma con el oxígeno dos combinaciones: un protóxido KO , y un peróxido KO^3 . El protóxido combinado con un equivalente de agua forma la *potasa cáustica* KO, HO , ó *hidrato de potasa*, que es una especie de sal en que el agua hace officio de base. Es un cuerpo blanco, amorfo, de fractura vítrea, fusible al color rojo y volátil al co-

lor blanco. Es extraordinariamente cáustico, delicuescente y soluble en el agua.

Se obtiene la potasa cáustica haciendo hervir en una vasija de hierro una disolución de carbonato de potasa con cal. Esta se apodera del ácido carbónico, y forma carbonato de cal que se precipita, y la potasa libre queda disuelta.



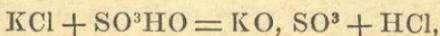
Concluida la operacion se decanta el líquido, y se concentra en vasija de cobre, ó mejor de plata. Así obtenida se llama *potasa á la cal ó piedra de cauterio*; y contiene algunas impurezas, debidas á que el carbonato de potasa del comercio no está puro. Se le purifica por medio del alcohol que disuelve la potasa, y no las otras sustancias que contiene (cloruro de sódio, sulfato de potasa etc). Decantando el líquido y evaporando, se obtiene la *potasa pura* ó al *alcohol*, que se usa como reactivo.

Se emplea tambien en medicina como cáustico, y mezclada con cal viva y alcohol forma la *pasta de Viena* usada en cirujía.

Sulfato, clorato y nitrato de potasa. — Pólvora.

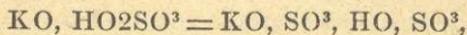
269. **Sulfato de potasa.**—Es un cuerpo blanco, de sabor amargo, soluble en el agua mucho más en caliente que en frio. Cristaliza en prismas exagonales terminados en pirámides.

Se obtiene el sulfato de potasa KO, SO^1 , atacando al cloruro de potasio por el ácido sulfúrico:



se forma sulfato de potasa y ácido clorhídrico, así que se le obtiene como residuo al fabricar este ácido.

El sulfato de potasa, en contacto con el ácido sulfúrico, se convierte en bisulfato de potasa, ó sea sulfato ácido de potasa, KO, HO 2SO^3 ; que algunos químicos consideran como una sal doble formada por el sulfato neutro de potasa y el *sulfato de agua*: esto es

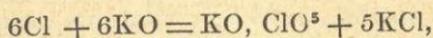


en la que el sulfato en potasio hace de base. Esta misma observacion puede aplicarse á otras muchas sales.

El sulfato de potasa neutro, se emplea para la fabricacion del alumbre, y algunas veces como purgante.

270. Clorato de potasa.—Es una sal incolora, anhidra, soluble en el agua, mucho más en caliente que en frío. Cristaliza en hermosas laminitas romboidales. La facilidad con que cede su oxígeno, la hace uno de los oxidantes más poderosos; pues el calor la descompone como sabemos, y también el choque, cuando está mezclada con un combustible, produciendo explosión. Esta sal echada sobre carbones encendidos activa la combustión.

Se prepara el clorato de potasa haciendo pasar una corriente de cloro por una disolución concentrada de potasa,



se obtiene un equivalente de clorato de potasa y cinco de cloruro de potasio.

Se emplea el clorato de potasa para la obtención del oxígeno, entra en las pastas fosfóricas para las cerillas y se utiliza en medicina para el tratamiento de algunas enfermedades de la garganta y de la boca. Se empezó á usar para la fabricación de la pólvora; pero hubo necesidad de renunciar á su uso, á causa de los grandes riesgos de explosión que presentaba.

271. Nitrato de potasa.—Esta sal se conoce también comúnmente con los nombres de *nitro* ó *salitre*. Es blanca, de un sabor fresco, picante y algo amargo, cristaliza en prismas hexagonales, funde á unos 350° y se descompone á una temperatura un poco más elevada. A la temperatura ordinaria se disuelven en 100 partes de agua de 15 á 20 de nitrato de potasa, pero á la temperatura de ebullición pueden disolverse hasta 250 partes.

Es un oxidante muy enérgico; aviva extraordinariamente la combustión, si se arroja sobre carbones encendidos; pues cede una gran cantidad de oxígeno. Es una sal eflorescente.

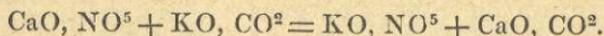
Se encuentra el salitre en abundancia en la India, en Egipto, en España y en Italia, formando en la superficie de la tierra eflorescencias cristalinas, compuestas de esta sal, en su mayor parte.

El origen de estas formaciones de salitre se supone ser el que las materias orgánicas azoadas, mezcladas con bases alcalinas ó calcáreas, y en contacto con el aire, producen ácido nítrico al estado naciente que se combina con las bases.

El salitre se extrae ó por medio de las llamadas *nitrierias artificiales*, ó por el *nitro del Perú* ó sea nitrato de sosa.

Las nitrierias artificiales, explotadas en algunas comarcas, consisten en grandes tapias construídas con materiales de demolición y estiercol. Al cabo de algún tiempo se forman eflorescencias

nitrosas que se recojen y se someten á la accion disolvente del agua, por medio de un lavado metódico; agregando carbonato de potasa, para transformar el nitrato de cal en salitre y carbonato de cal,



Por medio del nitro del Perú se obtiene el salitre mezclándolo con cloruro de potasio. Resulta nitrato de potasa y cloruro de sódio:



El nitrato de potasa se emplea en medicina, sirve para la extracion del ácido sulfúrico y otras operaciones industriales; pero su principal consumo es en la fabricacion de la

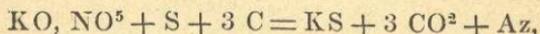
272. **Pólvora.**—Es una mezcla íntima de carbon, azufre y nitro, que al inflamarse produce una gran cantidad de gases, cuya fuerza elástica se utiliza para lanzar proyectiles, vencer grandes resistencias, hacen saltar las rocas, ú otros usos análogos.

Teóricamente debería estar formada de una cantidad de salitre tal, que su oxígeno fuera suficiente para quemar el carbon y el azufre; pero segun los usos, se alteran algo estas cantidades, resultando distintas mezclas. Las más usadas son las siguientes:

	NITRO.	CARBON.	AZUFRE.
Pólvora de caza.....	78	12	10
„ de guerra.....	75	12,5	12,5
„ de mina.....	62	18	20

la fórmula teórica es 78,8 de nitro, 13,4 de carbon y 11,8 de azufre.

La reaccion de la pólvora al arder se formula así:



aunque, en rigor, se forman además otros cuerpos.

Vemos, pues, que tres cuerpos sólidos se convierten en dos gaseosos, y en otro que á la temperatura enorme de la combustion que se produce se vaporiza, ocupando de este modo un volúmen más de 1000 veces el de la pólvora; de aquí su enorme fuerza proyectiva: mil atmósferas. Esto en el primer momento y suponiendo instantánea la reaccion.

La fabricacion de la pólvora consiste en una série de ope-

raciones mecánicas. Se emplea el carbon vegetal no carbonizado del todo, cristales de nitro, y azufre en canutillo.

El carbon y el azufre se pulverizan separadamente y se tamizan: despues se les tritura con el nitro, humedeciendo la pasta. Esta trituracion se hace en morteros de encina (*Fig. 91*), cuyo fondo esté hecho con un taco de esta madera de tal modo que las fibras sean verticales. Los mazos, movido por máquinas

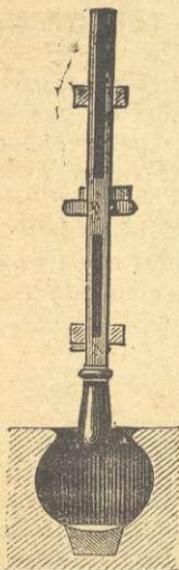


Fig. 91.

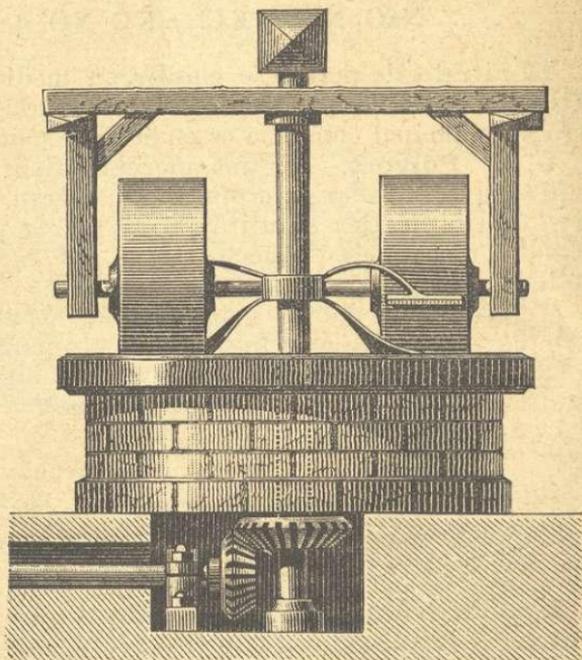


Fig. 92.

de vapor ó ruedas hidráulicas, son tambien de encina armados con masas de bronce. Tambien suele hacerse la trituracion con dos muelas verticales gemelas (*Fig. 92*) unidas á un mismo eje vertical. Para la pólvora de caza se emplean toneles gítorios (*Fig. 93*) en los que se colocan los tres cuerpos pulverizados y humedecidos: haciéndose la mezcla homogénea, que es el objeto de esta operacion.

Para granular la pólvora se coloca la pasta húmeda en un

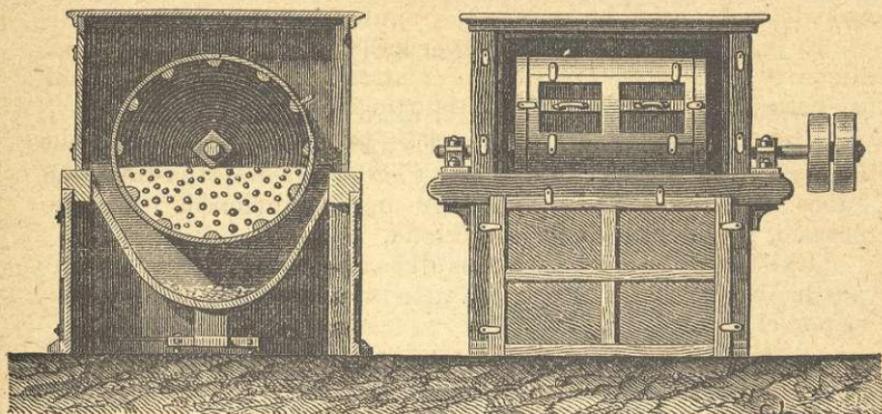


Fig. 93.

tamíz de cuero (*Fig. 94*) cuyos agujeros sean del tamaño que ha de tener el grano. Un disco lenticular de madera ruéda sobre la pasta en los movimientos que se imprimen al tamíz, y la obliga á salir por los agujeros.

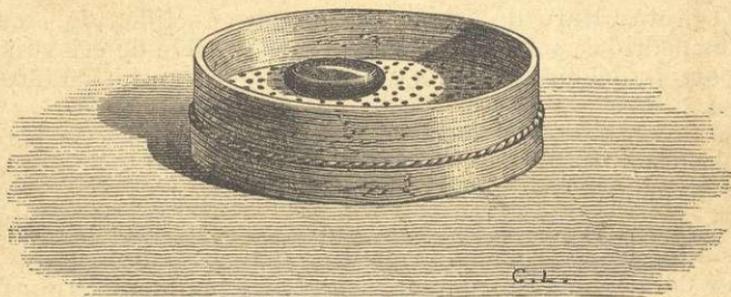


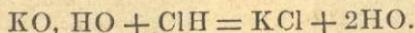
Fig. 94.

Después se pone á secar y se tamiza nuevamente para separar los granos rotos, ó pulverizados, por el rozamiento.

Cloruro, ioduro, sulfuros y cianuro de potasio.

273. **Cloruro de potasio.**—Es sólido, blanco, cristaliza en cubos incoloros, tiene sabor amargo y salado, es soluble en

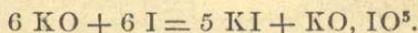
agua. Calentado al rojo funde y se volatiza. Se obtiene generalmente del hidrato de potasa atacado con el ácido clorhídrico:



Se emplea para la fabricacion del nitro y del alumbre.

274. **Ioduro de potasio.**—Es un cuerpo blanco, de sabor amargo, muy solubles en el agua y en el alcohol. Cristaliza en cubos. El ácido nítrico vertido en una disolucion de ioduro de potasio, produce un depósito de iodo.

Existe este compuesto en las algas marinas, de cuyas cenizas puede obtenerse. Se le prepara generalmente tratando la potasa por el iodo:



Se obtiene así una mezcla de ioduro y de iodato de potasa: que sometida á la calcinacion transforma el iodato en ioduro.

El ioduro de potasio es muy usado en medicina, empleándose tambien en fotografía.

275. **Sulfuros de potasio.**—El azufre forma en el potasio cinco combinaciones, en las que el azufre entra respectivamente por uno, dos, tres, cuatro y cinco equivalentes. De ellas tienen importancia el protosulfuro KS y el pentasulfuro KS⁵.

El protosulfuro de potasio es un cuerpo sólido, de olor á huevos podridos, soluble en el agua y susceptible de cristalizar. Al contacto del aire se oxida transformándose en hiposulfito de potasa.

Se le obtiene descomponiendo al rojo el sulfato de potasa por el carbon. Se emplea para la preparacion de los demás sulfuros de potasio y tambien para usos medicinales.

El pentasulfuro de potasio se llama tambien *higado de azufre*. Es sólido, de color amarillo oscuro, delicuescente, soluble en agua y en alcohol. En contacto con el aire tambien se transforma en hiposulfito. Se puede obtener calentando el protosulfuro de potasio con un exceso de azufre, ó fundiendo una mezcla de azufre, potasa y carbon. Se emplea para hacer los baños sulfurosos artificiales.

276. **Cianuro de potasio.**—Es isomorfo é isomero con el cloruro de potasio KCy. Es muy soluble en el agua é insoluble en el alcohol. En contacto con el aire húmedo se descompone lentamente, transformándose en carbonato de potasa y desprendiendo ácido cianhídrico; por cuya razon huele á almendras amargas. El calor no lo descompone sino á temperaturas muy

elevadas. Reduce muchos óxidos metálicos, bajo la influencia del calor, y disuelve muchos de estos y los demás cianuros metálicos.

Para obtenerlo se funde en un crisol una mezcla de prusiato de potasa con carbon, tratando despues el producto por el agua, decantando el líquido resultante y evaporando hasta sequedad.

Se emplea como agente de reduccion y en medicina en sustitucion del ácido prúsico. Es sumamente venenoso y hay que usarlo con precaucion.

277. **Caracteres de las sales de potasa.**—Las sales de potasa en disolucion se reconocen porque dan: (*)

1.º *Con el bicloruro de platino concentrando, un precipitado amarillo canario (cloruro doble de platino y potasio) soluble en una gran cantidad de agua.*

2.º *Con el ácido clórico, precipitado blanco poco soluble (clorato de potasa).*

3.º *Con el sulfato de alumina concentrado, precipitado cristalino (alumbre).*

4.º *No dan precipitado con el hidrógeno sulfurado, ni con el sulfhidrato de amoniaco, ni con el carbonato de sosa.*

5.º *Dan á la llama de alcohol un color violeta.*

CAPITULO II.

Sódio y sus principales compuestos.

SODIO = Na.

Descubierto por Davy en 1807. Extraido en grande escala y estudiado por Sanit-Claire Deville.

Equivalente=23.

Densidad=0,972.

278. **Propiedades físicas y químicas.**—El sódio se parece en sus propiedades físicas y químicas al potasio, y despues de este, es el metal que tiene más afinidad para con el oxígeno. Es un metal blando, fusible á 95° y volatilizable al rojo. Tiene brillo metálico recién cortado; pero se empaña al contacto del aire húmedo, porque se oxida. En contacto con el agua, la descom-

(*) Aunque al final ponemos una *Tabla general de reacciones* de los principales compuestos, nos ha parecido oportuno al terminar el estudio de cada metal indicar los caracteres de sus sales.

pone apoderándose del oxígeno y dejando libre el hidrógeno, que no arde porque la cantidad de calor desarrollada es menor que la que produce el potasio en iguales circunstancias. Si se quiere que arda el hidrógeno, se calienta el agua previamente, ó se espesa con goma para que el globulillo de sódio flotante no se mueva tanto; entonces arde el hidrógeno dando una llama amarilla, debido este color á los vapores del sódio.

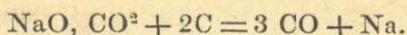
279. **Estado natural y preparacion.**—El sódio se halla en la naturaleza muy abundante al estado de combinacion; siendo la principal el cloruro de sódio, ó sal marina. Se encuentra tambien al estado de sulfato, silicato y nitrato de sosa. Las plantas marinas contienen sales de sosa en proporcion notable.

Se prepara el sódio por los mismos procedimientos que el potasio, á saber:

1.º Descomponiendo la sosa por la pila eléctrica.

2.º Descomponiendo este mismo óxido por el hierro á la temperatura del rojo.

3.º Descomponiendo el carbonato de sosa por el carbon á una elevada temperatura. Se emplea para ello el mismo procedimiento de Brunner, modificado por Mareska y Donny, que hemos visto para obtener al potasio.



280. **Usos.**—Se emplea el sódio para los mismos efectos que el potasio, y con especialidad para la extraccion del aluminio en la que se consumen grandes cantidades.

Carbonatos de sosa.—Oxidos de sódio. Nitrato de sosa Alcalimetria.—Cloruro de sódio.

281. **Carbonato de sosa.**—El ácido carbónico forma con la sosa tres sales, á saber:

Carbonato neutro de sosa NaO, CO² + 10HO.

Sesquicarbonato de sosa 2NaO, HO, 3CO².

Bicarbonato de sosa NaO, HO, 2CO².

El carbonato neutro de sosa se obtiene por la purificacion de la *sosa comercial ó sosa bruta*. Esta se extrae de las cenizas de algunas plantas marinas. En España se utiliza la planta llamada *barilla* que se cria principalmente en la provincia de Alicante. Sus cenizas lavadas forman la *barilla*, sosa en bruto, ó *carbonato de sosa natural*.

Se fabrica la *sosa artificial*, mediante á un procedimiento

imaginado por Le Blanc en 1791, y que consiste en descomponer el sulfato de sosa por medio de la creta y del carbon, á fin de transformar el sulfato en carbonato de sosa. La operacion se ejecuta en un horno que se halla representado en un corte vertical y en proyeccion horizontal (Figs. 95 y 96) y cuya descripcion vá al pié de la misma figura.

Retirada la materia del fuego por medio de palas ó rasquetas de hierro, se deja enfriar y se la somete á una levigacion ó lavado metódico, á fin de disolver el carbonato de sosa y cris-

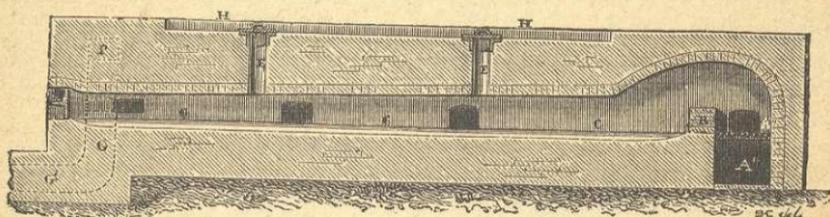


Fig. 95.

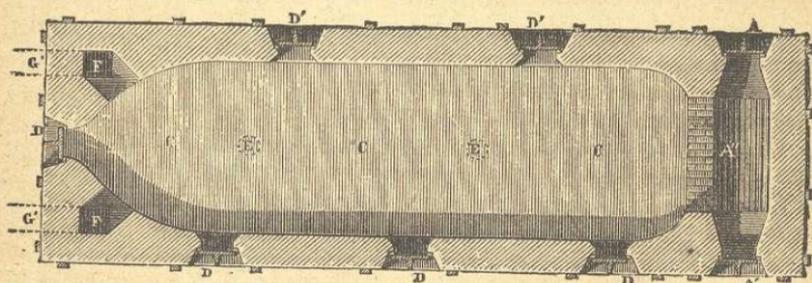


Fig. 96.

A, hogar.—A', cenicero.—B, banqueta ó altar de piedra refractaria, que obliga á la llama á concentrar su accion sobre el centro del horno.—D, D, D', D', aberturas laterales por donde el obrero remueve la masa de los cuerpos incandescentes que entran en reaccion.—E, E, aberturas por donde se hacen pasar las materias que han de reaccionar, bien mezcladas antes y desecadas.—F, F, conductos para llevar los productos de la combustion á la chimenea.

talizarlo. Así obtenido es un cuerpo blanco, cristalizado en prismas oblicuos de base romboidal que eflorescen al aire, tienen sabor cáustico y dan reaccion básica.

El carbonato neutro de sosa se usa para la fabricacion del vidrio, la de los jabones duros y para la preparacion de los baños alcalinos.

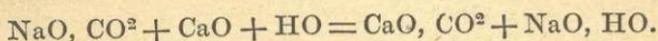
El sesquicarbonato de sosa es una sal de poca importancia. Se le encuentra en la India, en América y en Hungría bajo la forma de eflorescencias salinas, en las orillas de algunos lagos que en verano se secan. Suele emplearse en esas localidades para hacer jabones.

El bicarbonato de sosa es una sal que cristaliza en prismas rectangulares. Se disuelve en agua, aunque poco en frío; pero es muy soluble en caliente. Tiene un sabor ligeramente salado y no tiene olor. Por la acción del calor pierde un equivalente de ácido carbónico y se convierte en carbonato neutro.

Existe formado el bicarbonato de sosa en muchas aguas minerales como las de Vichy, Vals, Villarta y otras. Se le prepara en la industria haciendo pasar una corriente de ácido carbónico sobre carbonato de sosa. Se la obtiene así al estado amorfo, y es un polvo blanco y opaco.

Se emplea para preparar el agua de Seltz, el ácido carbónico, y en medicina se usa con frecuencia como digestivo.

282. **Sosa cáustica.**—El sódio forma con el oxígeno dos combinaciones: el protóxido y el peróxido de sódio: NaO y NaO^2 . El protóxido, combinado con un equivalente de agua, constituye el *hidrato de sosa* ó *sosa cáustica*, que tiene propiedades enteramente iguales á la potasa cáustica. Se le prepara de igual manera que la potasa, haciendo hervir una disolución de carbonato de sosa con cal:



Los usos de la sosa cáustica son parecidos á los de la potasa.

283. **Alcalimetría.**—Tiene por objeto la *alcalimetría* determinar la cantidad de potasa ó sosa pura que contiene una potasa ó una sosa comercial: pues con arreglo á esta cantidad deberá ser su precio, atendiendo á que se compran estos productos á título de la sosa ó potasa que contienen; esta cantidad se llama *título* ó *grado alcalimétrico*.

El procedimiento está fundado en la composición de un *licor normal*, es decir, de un líquido cuya composición es perfectamente conocida. El licor normal para la alcalimetría está formado de una disolución de ácido sulfúrico concentrado (100 gramos en un litro de agua) de manera que un volumen de 50 centímetros cúbicos de este líquido neutraliza exactamente un volumen igual de una disolución de potasa ó de sosa pura formada respectivamente de 48^{gr},07 de potasa ó de 31^{gr},85 de sosa en medio litro de agua.

Para hacer pues, un ensayo se toman 48^{gr},07 de la potasa

comercial que se vá á ensayar, ó 31^{gr},85 de la sosa, los que se disuelven en medio litro de agua.

Con una pipeta graduada B (*Fig. 97*) se toman 50 centímetros cúbicos del *licor de prueba* que se vierte en el vaso de reaccion C, echándole tintura de tornasol que dará al líquido el color azul. Despues con una

bureta graduada en medios centímetros cúbicos A, se tomarán otros 50 centímetros cúbicos del licor normal y se vá vertiendo en la disolucion alcalina hasta neutralizarla. Llegado este momento, una gota más del licor normal, enrojecerá el líquido por haberse hecho ácido. El número de divisiones que indica la bureta, ó sea el licor gastado,

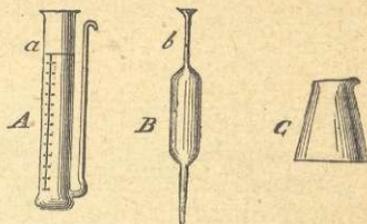


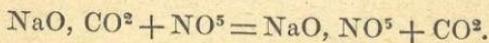
Fig. 97.

nos dá el tanto por ciento de potasa ó sosa pura que hay en el licor de prueba, ó lo que es igual nos dá el *grado alcalimétrico*.

La potasa de América contiene ordinariamente 60 por 100 de potasa pura, la de Rusia 55 por 100, y solamente del 20 al 30 por 100 la sosa bruta artificial.

284. **Nitrato de sosa.**—Es una sal incolora, de sabor picante y fresco, cristaliza en romboedros anhidros, de suerte que su fórmula es NaO, AzO^5 . Es higrométrica y poco soluble en el alcohol. Se llama tambien *nitro cúbico* y *nitro del Perú*. El calor le descompone primero en nitrito, y por último en sosa anhidra.

La mayor parte del nitrato de sosa es natural y proviene del Perú: en los laboratorios se le prepara por la accion del ácido nítrico sobre el carbonato de sosa,

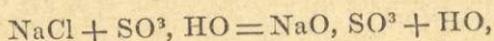


Se emplea para la fabricacion del ácido nítrico, y para la del nitro.

285. **Sulfato de sosa.**—Este compuesto ($\text{NaO}, \text{SO}^3 + 10\text{HO}$) se llama tambien *sal de Glauber*. Es blanco, de sabor amargo, soluble en el agua, teniendo su máximo de solubilidad á 33°. Cristaliza en hermosos prismas cuadrangulares teminados por pirámides. No se descompone por el fuego; pero pierde su agua de cristalización.

Se encuentra el sulfato de sosa disuelto en el agua de mar, y en la de algunas fuentes en pequeñas porciones. Se le prepa-

ra en la industria descomponiendo el cloruro de sódio por el ácido sulfúrico,



se forma sulfato de sosa y ácido clorhídrico.

En medicina se emplea el sulfato de sosa como purgante, y en la industria para la fabricacion del vidrio y de la sosa artificial.

El sulfato neutro de sosa se puede combinar formando el bisulfato ó sulfato ácido de sosa, $\text{NaO}, 2\text{SO}^3, \text{HO}$.

286. **Cloruro de sódio ó sal marina.**—Es blanco, cristaliza en cubos, no tiene olor, y tiene sabor salino característico, agradable al paladar. Su solubilidad en el agua varía poco con la temperatura, pues á 100° disuelve una sétima parte más que á 0°. Cuando se evapora rápidamente una disolucion de cloruro de sódio, los cristales cúbicos se agrupan formando pirámides cuadrangulares huecas en su interior. Funde el cloruro de sódio al rojo y puede volatilizarse á una temperatura más elevada.

El cloruro de sódio, que se llama tambien *sal comun*, *sal de cocina*, se halla muy esparcido en la naturaleza; se encuentra disuelto en el agua de mar, en la de varios lagos salados, y en la de muchas fuentes. Al estado sólido se halla en varias minas contituyendo la *sal gema* ó *sal de roca*, tal es la de Cardona, en España.

Se extrae el cloruro de sódio de las aguas de mar, del agua de varias fuentes saladas y de las minas.

El agua de mar tiene en disolucion entre otras sales el cloruro de sódio. Esta tiene por término medio la siguiente composicion:

Agua.....	964,44
Cloruro de sodio.....	25,10
„ de potasio.....	} 4,00
„ de magnesio.....	
Sulfato de magnesia.....	} 5,80
„ de cal.....	
Carbonato de magnesia.....	} 0,41
„ de cal.....	
„ de potasa.....	
Bromuros, ioduros y materias orgánicas.....	0'35

1000

Para extraer la sal de las aguas del mar se construyen una série de estanques de poca profundidad y gran superficie que se denominan *salinas*. El agua del mar penetra en las salinas y se

evapora por la acción del calor solar. El agua precipita primero el carbonato y el sulfato de cal que se depositan en los primeros estanques; después pasa el líquido á los siguientes en donde la sal se solidifica y cristaliza. El cloruro de sódio así obtenido no está químicamente puro; pero puede purificarse por sucesivas cristalizaciones.

En los países del norte siguen un procedimiento, podríamos

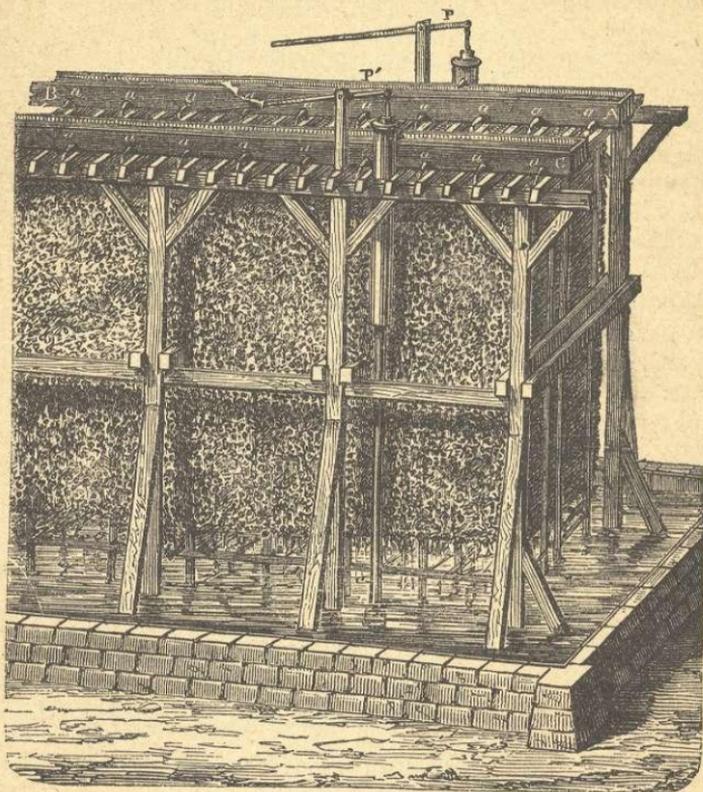


Fig. 98.

decir, inverso, para concentrar las aguas del mar; pues aprovechan las temperaturas más bajas para que al helarse el agua y separado el hielo (agua pura) quede el líquido mucho más rico en sal. Entonces se le evapora por medio del fuego.

En Prusia, Saboya y otros países existen fuentes saladas que se explotan para extraer el cloruro de sódio. Como la cantidad de sal disuelta no es muy grande, se somete el agua á una

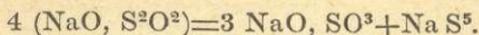
rápida evaporacion artificial por medio de las llamadas *fábricas de gráuacion*. (Fig 98), que son grandes tinglados de unos 12 metros de altura, formados por un armazon de madera que descansa sobre pilares de mampostería, orientados segun los vientos reinantes, y cuyos intervalos están llenos de haces de hojas y ramas. Por medio de una bomba, se eleva el agua á la parte superior, y esta cae en forma de lluvia á través de los haces presentando una gran superficie de evaporacion. Al caer en el estanque de la parte inferior, ya vá más concentrada, y se repite la operacion las veces necesarias hasta que el agua contenga del 20 al 22 por 100 de cloruro de sódio. Entonces se la concentra en calderas por medio del fuego.

La sal genma se extrae de la tierra á la manera de las otras sustancias minerales; pero cuando se encuentra á grandes profundidades se practican perforaciones en el terreno hasta llegar á ella, y despues por medio de un tubo se introduce agua que la disuelve; extrayendo despues esta disolucion por medio de bombas y concentrándola por el calor.

Se emplea la sal marina para sazonar los alimentos y para la conservacion de las carnes y otras sustancias alimenticias (salazon). En la industria sirve para la fabricacion del sulfato de sosa, del ácido clorhídrico, del cloro, de los hipocloritos y de otros productos químicos.

HIPOSULFITO DE SOSA.—BORAX.

287. **Hiposulfito de sosa.**—Esta sal es incolora é inodora, de un sabor amargo muy desagradable. No se altera en contacto con el aire; es soluble en el agua, insoluble en el alcohol, y cristaliza con cinco equivalentes de agua $\text{NaO}, \text{S}^2\text{O}^2 + 5 \text{HO}$. Funde en su agua de cristalizacion y á mayor temperatura se descompone en sulfato de sosa y pentasulfuro de sodio:

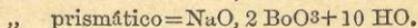
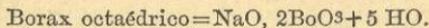


Los ácidos descomponen el hiposulfito de sosa desprendiéndose ácido sulfuroso y precipitándose azufre. Disuelve los cloruros, bromuros, ioduros, por cuya razon se emplea en fotografía. Es un cuerpo reductor bastante enérgico.

Se prepara el hiposulfito de sosa, calentando en una cápsula de porcelana una mezcla de carbonato de sosa y flor de azufre, agitando la mezcla para que el oxígeno del aire actúe sobre la mezcla. Se trata el producto con agua y se evapora la disolucion

hasta que se forme *película cristalina* en la superficie. Dejado enfriar el líquido, la sal cristaliza en prismas romboidales.

288. **Borato de sosa.**— Se denomina también *borax* y *tinkal*. Es sólido, blanco, fusible, cristalino, soluble en el agua. Cristaliza en dos formas, según que esté más ó menos concentrada la disolución; tomando más ó menos equivalentes de agua, á saber:



Calentado hasta el rojo pierde el borax su agua de cristalización, sufre la fusión ígnea y al solidificarse por el enfriamiento, toma el aspecto de una masa vítrea.

El borax fundido disuelve los óxidos metálicos adquiriendo diferentes tintas que permiten reconocer estos óxidos. De aquí su uso para los análisis por medio del soplete, ó sea por la vía seca.

Existe el borax disuelto en ciertos lagos de la India de donde se extrae por evaporación: este borax natural es el que lleva el nombre de *tinkal*. Se le obtiene en la industria descomponiendo el carbonato de sosa por el ácido bórico, en agua hirviendo.

Se emplea el borato de sosa para la soldadura de la plata y del oro, para la fabricación de los cristales y de los esmaltes, y como fundente en varias operaciones químicas.

289. **Caracteres de las sales de sosa.**—Las sales de sosa se puede decir que tienen caracteres negativos; pues su disolución no dan precipitado con el bicloruro de platino ni con el ácido perclórico, como las de potasa; ni con el hidrógeno sulfurado, ni con el sulfhidrato de amoníaco, ni con el carbonato de sosa como dan las otras sales. Sin embargo, tienen los siguientes caracteres positivos:

1.º *Dan precipitado blanco con el ácido hidrofluosilícico.*

2.º *Dan un depósito blanco y cristalino con el antimoniato de potasa.*

3.º *Coloran de amarillo la llama del soplete de alcohol.*

CAPITULO III.

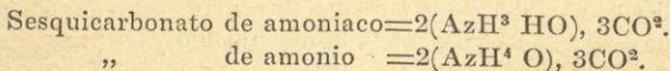
Sales amoniacaes.

290. **Idea general de las sales amoniacaes.**—Hemos dado una idea [93] de la teoría del amonio (NH^4) considerándolo como un radical compuesto á semejanza del cianógeno. Admitida la hipótesis de este radical compuesto NH^4 , al combinarse con el oxígeno y con los ácidos oxigenados, forma sales isomorfas con las de potasa y sosa, y cuyas propiedades químicas son en un todo semejantes; así como con los cuerpos halógenos (cloro, bromo, iodo etc.) dá origen á cuerpos semejantes á los cloruros, bromuros y ioduros metálicos. En resúmen que hace el oficio de un metal.

Bajo este aspecto las sales de amoniaco se convierten en sales de amonio, esto es, del metal compuesto NH^4 .

291. **Sesquicarbonato de amoniaco ó de óxido de amonio.**—Esta sal se designa comunmente con el nombre de *sal volátil de Inglaterra*. Es blanca, de un sabor cáustico y un olor marcado á amoniaco, cristaliza en octaedros con cinco equivalentes de agua. Dá reaccion fuertemente alcalina y espuesta al aire, se transforma lentamente en bicarbonato, desprendiendo amoniaco.

Esta sal se formula de los dos modos siguientes, según se admita ó nó la hipótesis del amonio:



Igual observacion podemos hacer para todas las demás sales de amoniaco.

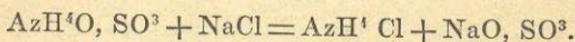
Se produce el sesquicarbonato de amoniaco por la destilacion de las materias animales azoadas; pero se le prepara generalmente calentando en una retorta una mezcla de carbonato de cal y sulfato de amoniaco; se cambian los ácidos formándose sulfato de cal, que queda en la retorta, y carbonato de amoniaco que se volatiliza, á la vez que una porcion de amoniaco libre.

Se emplea el sesquicarbonato de amoniaco en medicina y en los laboratorios; con él se obtiene el bicarbonato AzH^3 , HO , 2CO^2 .

292. **Clorhidrato de amoniaco ó cloruro de amonio.**—Vulgarmente se llama *sal de amoniaco*. Es un cuerpo incoloro, de un sabor picante y casi sin olor. Cristaliza en largas agujas que se agrupan para formar masas, más ó menos grandes. Esta sal se disuelve en agua y en alcohol, y si se calienta al rojo sombrió destila sin descomponerse.

Por mucho tiempo la sal amoniaco se fabricó en Egipto, aprovechando el estiércol de los camellos, en donde ya existe formada. Se quemaba el estiércol, recogiénose el hollín, que sometido á una calcinacion en grandes recipientes de vidrio, la sal de amoniaco se sublimaba.

Actualmente se prepara calentando una mezcla de cloruro de sódio y de sulfato de amoniaco ó de amonio; formándose sulfato de sosa y sal amoniaco.



El cloruro de amoniaco se emplea en los laboratorios para la extraccion del amoniaco y para desoxidar algunos metales. Tambien se utiliza en algunas operaciones de la tintorería.

293. **Sulfato de amoniaco ó de óxido de amonio.**—El sulfato de amoniaco ($\text{AzH}^3 \text{HO}, \text{SO}^3$ ó $\text{AzH}^4\text{O}, \text{SO}^3$) es una sal incolora, de un sabor amargo y picante, muy soluble en el agua y cristalizable en prismas exagonales. Por el calor se descompone en sulfito de amoniaco.

En los laboratorios se le obtiene saturando directamente con ácido sulfúrico una disolucion de amoniaco. En la industria se prepara de igual modo; pero se obtiene el amoniaco directamente calentando materias animales con cal.

Se emplea esta sal en la fabricacion del sesquicarbonato de amoniaco, en la del cloruro de amonio, en la del alumbre amoniacal y en ciertos abonos artificiales.

294. **Nitrato de amoniaco.**—El azotato de amoniaco ($\text{AzH}^3 \text{HO}, \text{AzO}^5$ ó $\text{AzH}^4\text{O}, \text{AzO}^5$) es una sal incolora, delicuescente, de sabor picante y acre, muy soluble en el agua y que cristaliza en largas agujas prismáticas. El calor la descompone completamente en protóxido de azoe y agua, y sirve para la obtencion de este compuesto azoado [75]. Se llama tambien *nitro inflamable*.

295. **Fosfato de amoniaco.**—El fosfato de amoniaco ($2\text{AzH}^3\text{HO}, \text{PhO}^5$ ó $2\text{AzH}^4\text{O}, \text{PhO}^5$) es una sal incolora, sin olor, cristalizable en prismas cuadrangulares. El calor la descompone en amoniaco y ácido fosfórico monohidratado, que toma un aspecto vítreo.

Se obtiene el fosfato de amoniaco mezclando el fosfato ácido de cal con el amoniaco. Se forma fosfato neutro de cal que es insoluble y se precipita, y fosfato de amoniaco que queda disuelto. Esta sal existe ya formada en la orina, asociada á los fosfatos de sosa y de magnesia. De estos fosfatos se extrajo el fósforo la primera vez.

296. **Sulfhidrato de amoniaco ó sulfuro de amonio.**— Es una sal incolora, delicuescente, muy volátil, de un olor fuerte y muy desagradable. Este compuesto (AzH^3 , HS ó AzH^4S) es análogo al sulfuro de potasio KS. Se produce en la descomposicion de las materias orgánicas que contienen azufre, y se le prepara en los laboratorios, haciendo pasar una corriente de ácido sulfhídrico por una disolucion de amoniaco.

Se emplea con suma frecuencia en los laboratorios como reactivo.

297. **Caracteres de las sales amoniacales.**—Los principales caracteres de estas sales son:

1.º *Mezcladas con cal, con potasa, ó con sosa desprenden amoniaco, fácil de reconocer por su olor.*

2.º *Calentadas sobre una lámina de platino se volatilizan.*

3.º *Con el cloruro de platino dan precipitado amarillo, como las sales de patasa.*

CAPITULO IV.

Litio. Cesio. Rubidio. Talio. Bario. Estroncio.

298. **Litio, litina y sulfato de litina.**— En 1807 Arvedson obtuvo el óxido de litio ó litina, que descompuesta por la pila, dió un metal, el litio, blanco, con brillo argentino, fusible á 180° , dúctil y maleable. Es el más ligero de todos los metales; pues su densidad es 0,59 y flota en el aceite de nafta. A una temperatura elevada arde con llama blanca.

La *litina* ú óxido de litio se prepara con el sulfato de litina atacado con la barita. Se forma sulfato de barita que se precipita y la litina queda disuelta, de cuya disolucion se obtiene por evaporacion del agua. Es una base análoga á la potasa ó á la sosa.

El *sulfato de litina* se obtiene de una variedad de mica llamada *lepidolita* que es muy abundante en Bohemia.

Las sales de litina dan á la llama de alcohol un color rojo carmesí.

299. **Cesio, rubidio y talio.**—El cesio y el rubidio son dos metales alcalinos descubiertos en 1860 y 61 por Bunsen y Kirchhoff, por medio del análisis espectral. Las propiedades de estos metales son poco conocidas.

Posteriormente, y por el mismo medio, se ha descubierto el talio, metal denso que se aproxima por sus propiedades al plomo. Su densidad es 11,9, funde á 290° y forma el protóxido, el cloruro, y el ioduro de talio; compuestos poco solubles en el agua y que han sido estudiados por Lamy y Willm.

Estos compuestos de talio dan una raya verde en el espectrócopo.

BARIO = Ba.

Descubierto en 1808 por Davy, al mismo tiempo que el potasio y el sódio
Equivalente=68,50. Densidad=1,9.

300. **Propiedades físicas y químicas.**—Es un metal blando, con brillo metálico parecido á la plata que pierde en contacto con el aire; pues se transforma en hidrato y en carbonato de barita.

Se extrae el bario descomponiendo el óxido ó el cloruro de bario por una corriente eléctrica. El oxígeno ó el cloro se dirigen al polo positivo, y el metal se recoge en el polo negativo, en una cápsula de platino que contenga mercurio, con el que se amalgama.

301. **Barita y bióxido de bario.**—La *barita* ó protóxido de bario BaO, es una sustancia sólida, de color parduzco, de aspecto esponjoso, infusible y tan ávida de agua que se pone incandescente si se vierten unas gotas de este líquido sobre ella, produciendo un ruido que se parece al de un hierro ardiendo que se introdujera en el agua. Forma entonces el hidrato de barita BaO, HO, que es muy soluble y produce reaccion alcalina.

Se extrae la barita del sulfato de barita natural, (*espato pesado* ó *baritina*) calcinándolo con carbon, se transforma en sulfuro de bario BaS; éste tratado por el ácido nítrico, se convierte en nitrato de barita BaO, NO⁵; y calcinando esta sal al rojo, se descompone y deja libre la base.

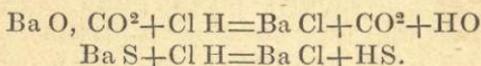
En los laboratorios es de mucho uso como reactivo para descubrir los sulfatos en disolucion.

El bióxido de bario BaO² se prepara, calcinando la barita hasta el rojo en un tubo de porcelana, atravesado por el aire, ó mejor por el oxígeno. Es un cuerpo de color gris, que se com-

bina fácilmente con el agua para formar un hidrato poco soluble. Calentado al rojo pierde su equivalente de oxígeno, por lo que puede usarse para extraer este metaloide.

El bióxido de bario sirve para la obtencion del agua oxigenada.

302. Cloruro de bario.—Es blanco, de sabor acre, soluble en el agua y poco soluble en el alcohol, cristaliza en prismas cuadrangulares con dos equivalentes de agua $Ba Cl + 2 HO$. Se le obtiene por la accion del ácido clorhídrico sobre el carbonato de barita ó sobre el sulfuro de bario.



Es el reactivo mas sensible para reconocer el ácido sulfúrico ó los sulfatos.

303. Nitrato de barita.—Es sólido, blanco, poco soluble en el agua é insoluble en el alcohol y en el ácido nítrico. Cristaliza en octaedros regulares y es una sal anhidra $Ba O, NO^5$. Por la accion del calor decrepita y se reduce primero á bióxido de bario, despues á protóxido.

Se prepara el nitrato de barita, como hemos dicho, tratando el sulfuro de bario por el ácido nítrico.

Se usa para obtener la barita y para descubrir la presencia de los sulfatos ó del ácido sulfúrico en disolucion.

ESTRONCIO = Sr.

Descubierto y aislado por Davy en 1808.
Equivalente=43,75. Densidad=2,5.

304. Propiedades y preparacion.—Es un metal de color amarillento, maleable, descompone el agua en frio y se oxida rápidamente en contacto con el aire, convirtiéndose en estronciana, por lo que hay necesidad de conservarlo en aceite de nafta, como el bario.

Se extrae el estroncio de un modo semejante al empleado para el bario.

Los compuestos de estroncio son en un todo semejantes á los de bario, y se les prepara de igual manera: tomando como primeras materias el carbonato y el sulfato de estronciana que existen en la naturaleza, y se conocen en mineralogía con los nombres de *estroncianita* y *celestina*, respectivamente: estas dos sales son insolubles.

305. Caracteres de las sales de barita y de las sales

de estronciana.—Las sales de barita se reconocen en que

1.º Con el ácido sulfúrico ó los sulfatos solubles dan precipitado blanco insoluble en el ácido nítrico.

2.º Con los carbonatos alcalinos dan precipitado blanco.

3.º Con los cromatos de potasa dan un precipitado amarillo (cromato de barita).

4.º Tienen de color amarillo verdoso la llama del solpote ó de alcohol.

Las sales de estronciana dan las mismas reacciones que la de barita; pero no precipitan con el cromato de potasa y dan á la llama de alcohol un hermoso color púrpura, por lo que se utilizan para las bengalas de éste color en pirotecnia.

CAPITULO V.

Calcio y sus principales compuestos.

CALCIO = Ca.

Descubierto por Davy en 1808.

Equivalente=20. Densidad=1,58.

306. **Propiedades y extraccion.**—Es un metal amarillo de un hermoso reflejo metálico que pierde en el aire; pues se oxida, se hidrata y se transforma, por último, en carbonato de cal. Arde al aire con llama blanca brillante y es muy dúctil y maleable. Se le obtuvo primeramente descomponiendo el cloruro de calcio por la pila; actualmente se le extrae descomponiendo, en un crisol de hierro, calentado al rojo, el ioduro de calcio por el sodio, conforme el procedimiento de los Sres. Lies, Bordat y Jobin.

307. **Oxidos de calcio.**—El calcio forma con el oxígeno dos óxidos: el protóxido de calcio ó *cal* CaO, y el bióxido de calcio Ca O², que se obtiene por la acción del agua oxigenada sobre el primero: no tiene ningun uso.

La cal, ó protóxido de calcio, es un cuerpo blanco, amorfo, de sabor cáustico y de una densidad de 2,3 próximamente. Enverdece el jarabe de violeta y devuelve su color azul á la tintura de tornasol enrojecida. Al estado anhidro Ca O, se denomina *cal viva*, teniendo tal afinidad para con el agua, que al ponerse en contacto con ella aumenta considerablemente de volumen y puede elevar su temperatura hasta unos 300°, formándose entonces la *cal hidratada* ó *cal apagada* Ca O, HO; pulvu-

rulenta y muy suave al tacto. Este hidrato queda anhidro otra vez por la accion del fuego, y esto le distingue de los de potasa y sosa.

El agua disuelve una milésima de su peso de cal á la temperatura ordinaria, algo menos á la de ebullicion, algo más en el agua acidulada, y mucho más en una disolucion de azúcar (sacarato de cal). La disolucion de la cal en el agua se llama *agua de cal*, y cuando se halla en exceso, *lechada de cal*.

La cal viva expuesta al aire se deshace en polvo, al hidratarse, atrae el ácido carbónico y se convierte en una mezcla de carbonato y de hidrato de cal.

Se prepara la cal descomponiendõ por el calor el carbonato de cal puro; (marmol sacaroideo).

308. **Cales grasas, secas é hidráulicas.**—En la naturaleza es muy abundante el carbonato de cal á varios estados. Cristalizado en romboedros se denomina *espato de Islandia* y posee la doble refraccion; cristalizado en prismas rectos, se le conoce bajo el nombre de *aragonito*, y bajo otras especies forma los *mármoles sacaraoideos*, los *mármoles jaspeados ó veteados*, los *alabastros*, las *cretas*, las *estalactitas* y *estalacmitas*, la *pedra litográfica*, las *rocas calcáreas*, las *conchas de los moluscos*, las *cuiertas ó cáscaras de los huevos de ave*, las *perlas*, los *corales*, etc.

Todas estas sustancias calcinadas se descomponen, desprenden el ácido carbónico y dejan la cal pura, si no hay otras sustancias fijas mezcladas con el carbonato de cal.

La cal usada en la construccion, se obtiene calcinando las piedras calcáreas de menos precio; pues los mármoles y otras tienen aplicacion más valiosa en la estatuaria, en el revestimiento de muros y demás aplicaciones de la arquitectura.

La calcinacion de las piedras calcáreas se verifica en hornos ó *caleras* que pueden ser de *trabajo intermitente* ó de *trabajo continuo*.

En el horno de trabajo intermitente (*Fig. 99*) el combustible, que generalmente es leña, se coloca en la parte inferior de la misma capacidad, y se alimenta de aire por el cenicero. Con las piedras más gruesas se forma una bóveda, y sobre ella se cargan las demás, empezando por las mayores y concluyendo con el polvillo ó menudo. Cuando se ha concluido la calcinacion, se deja enfriar, se descarga la cal obtenida por una gran abertura que lleva el horno, y hay necesidad de preparar nueva carga para otra operacion.

En el horno de trabajo continuo, se enciende en la parte inferior una mezcla de leña y hulla, y todo el horno va cargado de capas alternativas de piedra y hulla, ó mezcladas estas dos.

A medida que la cal más próxima á la parte inferior se calcina sale por el horno, y se echan nuevas porciones de materia por la parte superior, de suerte que el trabajo es continuo.

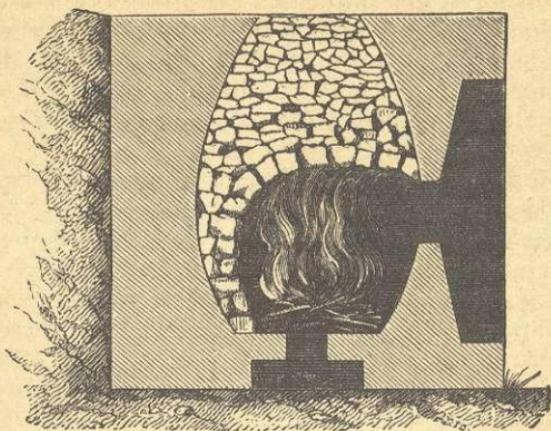


Fig. 99.

El inconveniente de esta clase de hornos, es que la cal obtenida queda mezclada con las cenizas del combustible; pero se

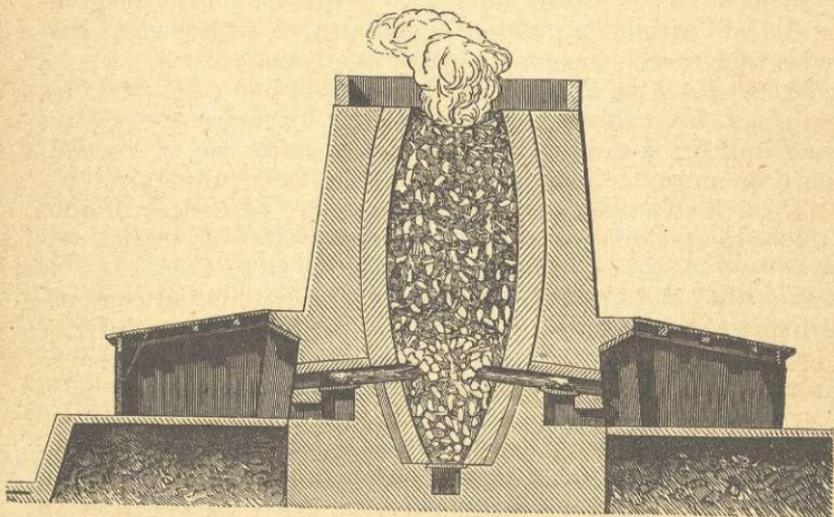


Fig. 100.

corrige este defecto en el horno de focos ú hogares laterales (Fig. 100).

Las calcáreas puras ó que tienen pequeñas porciones de otras materias, dan *cales grasas* que tienen las propiedades que hemos visto anteriormente; cuando contienen sulfato de magnesia, óxidos de hierro, arcilla ú otros cuerpos en cantidades algo considerables, la cal es *seca ó delgada*; absorbe poca agua, y no se hincha ni se calienta al hidratarse. Por último, si la piedra calcárea encierra arcilla en la proporción de 10 á 25 por 100, despues de calcinada produce la *cal hidráulica* que se endurece en contacto con el agua.

309. **Mezclas, morteros ó argamasas.**—Se llaman *mezclas ó morteros*, las materias destinadas á unir entre sí los materiales empleados en la construcción. La mezcla ordinaria se hace con agua, cal apagada y arena. Cuando se seca adquiere gran dureza porque la cal en contacto con el aire se transforma en carbonato ó hidrato de cal; lo que hace *fraguar* ó solidificar á toda la masa.

La argamasa ó mezcla hidráulica se hace con cal hidráulica; sola ó mezclada con arena. El endurecimiento de la cal hidráulica es debido, á que siendo un compuesto de cal y arcilla (alúmina y sílice), por la acción del agua actua el ácido silícico sobre las dos bases y forma silicato de cal y de alúmina; cuerpos en extremo duros. El *cemento romano* es la misma cal hidráulica, que contiene un 30 por 100 de arcilla.

310. **Usos de la cal.**—Además de la fabricación de los morteros, sirve la cal para preparar la potasa y la sosa, para la purificación del gas de alumbrado, la fabricación de las velas esteáricas, el curtido de las pieles, el abono de las tierras, la preparación de los cloruros (hipoclorito y cloruro de calcio), el enlucido de los muros (encalado) y otros de menos importancia.

311. **Sulfato de cal.**—Este cuerpo se encuentra en la naturaleza en dos estados; el sulfato de cal anhidro CaO, SO_3 (*anhidrita ó karstenita*) y el sulfato de cal bihidratado $\text{CaO}, \text{SO}_3 \cdot 2\text{HO}$ (*yeso ó piedra de yeso*). Nos ocuparemos especialmente de este último, por tener gran interés.

Se presenta el yeso ó *selenite* algunas veces en cristales transparentes hemiédricos agrupados en forma de *hierro de lanza*; otras al *estado laminar ó sacaroideo*, y se llama *alabastro blanco ó yesoso*; para distinguirlo del carbonato de cal que lleva el nombre de *alabastro calcáreo*. Preséntase también en masas más ó menos voluminosas y compactas, amarillas ó grisáceas, y estas constituyen propiamente la piedra de yeso que se utiliza en la construcción y en el modelado, á causa de sus propiedades plásticas.

El sulfato de cal es blanco, insípido, indescomponible por

el calor, ligeramente soluble en el agua; este líquido cuando contiene yeso se llama agua selenitosa. Sometido á una temperatura de 120° á 140° desprende dos equivalentes de su agua de combinacion, blanquea, pierde su cohesion, y al contacto del agua se hidrata nuevamente y se endurece, debido á que vuelve á cristalizar y unos cristales se entrecruzan con otros y *fraguan fuertemente*. En tal propiedad está fundado el uso del yeso en la construccion y el modelado.

Para ello es preciso proceder á la *coccion del yeso* (deshidratacion) la que puede hacerse en los mismos hornos de cal ó *caleras* que hemos indicado antes; pero es más sencillo emplear unostinglados bajo los que, con las piedras mas gruesas, se construyen pequeñas bóvedas, y sobre estas se cargan las demás piedras. Se encienden despues bajo cada bóveda haces de leña, y se sostiene el fuego hasta que se vea que no salen vapores blancos, esto es, vapor de agua, de diez á doce horas. Despues se pulveriza y se conserva en sacos.

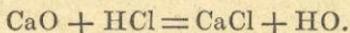
El yeso usado para modelar es el más puro y blanco, se le prepara generalmente con yeso cristalizado que se cuece en hornos de panadero.

Amasando el yeso con una disolucion de cola fuerte se hace el *estuco*, con el que pueden imitarse los mármoles y jaspes; agregando al estuco alumbre ó tambien silicato de potasa, se forma el yeso endurecido; bañándolo en estearina fundida toman los objetos moldeados de yeso el aspecto del marfil, y sumergiendo estos objetos en alcohol se contraen.

El yeso es de uso comun en arquitectura, para el modelado de estátuas y otros objetos, y se emplea tambien como abono.

312. **Cloruro de calcio.**—Este compuesto es neutro, de sabor amargo, muy acre, cristaliza con seis equivalentes de agua y sus cristales son muy delicuescentes. A unos 200° sufre la fusion acuosa y pierde cuatro equivalentes, á una temperatura más alta se deseca por completo, y funde al color rojo. Al estado anhidro es soluble en el alcohol y constituye una materia higroscópica eminentemente desecante.

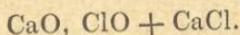
Se obtiene por la accion del ácido clorhídrico sobre la cal, ó sobre el carbonato de cal:



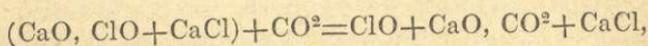
El cloruro de calcio fundido sirve para desecar los gases, disuelto en el agua se ha propuesto para apagar los incendios.

313. **Cloruro de cal.**—En el comercio se denomina *clo-*

ruro de cal, ó simplemente *cloruro*, á una mezcla de hipoclorito de cal y de cloruro de calcio:



Es un cuerpo blanco, amorfo, pulverulento, de olor á ácido hipocloroso y muy soluble en el agua. Los ácidos todos, aun los más débiles, descomponen el cloruro de cal, desprendiéndose el ácido hipocloroso, por lo que espuesto al aire, se descompone por la acción del ácido carbónico:



formándose ácido hipocloroso, carbonato de cal y cloruro de calcio.

Este ácido hipocloroso, puesto en libertad, actúa sobre las materias orgánicas y las destruye, apoderándose de su hidrógeno para formar ácido clorhídrico y agua.

El cloruro de cal es, por tanto, un manantial abundante de cloro y de aquí su general uso para el blanqueo de las telas, del papel, y para la desinfección.

Se fabrica el cloruro de calcio, haciendo pasar una corriente de cloro sobre cal hidratada.

De igual manera se fabrican otros dos cloruros análogos, que son los de potasa y sosa. El cloruro de potasa ($\text{KO, ClO} + \text{KCl}$) llamada *agua de Javelle*, se emplea para el lavado de la ropa y se obtiene haciendo pasar una corriente de cloro por una disolución de potasa comercial; el cloruro de sosa ($\text{NaO, ClO} + \text{NaCl}$) conocido con el nombre de *licor de Labarraque*, se usa para curar las llagas de mala especie, y se obtiene haciendo pasar una corriente de cloro por una disolución de sosa comercial.

314. **Caracteres de las sales de cal.**—Las sales de cal se distinguen de las de potasa, sosa y amoniaco:

1.º *En que dan con los carbonatos alcalino un precipitado blanco* (carbonato de cal).

2.º *Con el oxalato de amoniaco dan precipitado blanco* (oxalato de cal) *insoluble en el ácido acético.*

3.º *Si la disolución está concentrada producen un precipitado blanco con el ácido sulfúrico ó con los sulfatos solubles* (sulfato de cal) *que se hace soluble agregando agua.*

LIBRO III.

METALES DE LA SEGUNDA SECCION.

CAPITULO I.

Magnesio y sus principales combinaciones.

MAGNESIO = Mg.

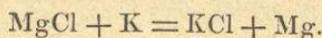
Fué aislado por M. Bussy en 1831.

Equivalente=12.

Densidad=1,65.

315. **Propiedades físicas y químicas.**—Es sólido, blanco, maleable, funde á 500° y se volatiza al rojo; pudiendo destilar. Arde al aire produciendo una llama deslumbradora, parecida á la de la luz eléctrica, transformándose en óxido de magnesio ó *magnesia* MgO; se utiliza esta luz para la fotografía y para espectáculos públicos, mediante la *lámpara de magnesio*; no habiéndose estendido su uso por ser caro.

316. **Preparacion.**—Se obtuvo el magnesio primeramente calentando en un crisol de platino una mezcla de cloruro de magnesio y de potasio; formándose cloruro de potasio y magnesio,



Tratada esta mezcla por el agua, se disuelve el cloruro de potasio y deja libre al magnesio.

Posteriormente se le obtiene en mayor escala por el procedimiento de MM. Deville y H. Caron, que consiste en tratar el cloruro de magnesio con cloruro de sódio, y despues con sódio metálico, á una temperatura elevada.

El magnesio se libra al comercio generalmente al estado de hilos ó de laminillas delgadas, que arden al aire á una elevada temperatura. Un hilo de dos milímetros de diámetro dá una luz equivalente á 80 bugías.

317. **Magnesia.**—El protóxido de magnesio MgO, lleva además los nombres de *magnesia calcinada* y de *tierra amarga*.

Es una sustancia blanca, pulverulenta, lijera é insípida, in-

fusible y casi insoluble en agua, á pesar de lo cual vuelve lentamente el color azul á la tintura de tornasol.

Se obtiene el protóxido de magnesio calcinando el carbonato de magnesia, á la manera que se obtiene la cal; y á tal estado se emplea mucho en medicina para combatir los ágricos del estómago y otras afecciones gástricas.

318. **Sulfato de magnesia.**—Es una sal blanca, soluble en agua, de sabor amargo y salado, cristaliza en agujas prismáticas cuadrangulares, y toma siete equivalentes de agua $MgO, SO^3 + 7HO$. Sometida á la accion del calor funde en su agua de cristalización, despues experimenta la fusion ígnea, y por último se descompone dejando por residuo magnesia.

Se encuentra el sulfato de magnesia en varias aguas minerales, siendo las más conocidas las de Epsom en Inglaterra y las de Sedlitz en Bohemia: tambien se halla al estado natural formando la *epsomita*. Comunmente se le conoce con los nombre de *sal de la Higuera*, *sal de Epsom*, de *Sedlitz* y de *Inglaterra*.

Se obtiene el sulfato de magnesia por la evaporacion de las aguas que la contienen, ó tratando el carbonato de magnesia con ácido sulfúrico.

Se emplea con mucha frecuencia en medicina como purgante.

319. **Caracteres de las sales de magnesia.**—Todas las que son solubles tienen sabor amargo y

1.º *Precipitan en blanco por la potasa, la sosa y sus carbonatos* (magnesia ó carbonato de magnesia).

2.º *No precipitan por el ácido sulfhídrico, ni por los sulfuros alcalinos.*

3.º *Calentadas al soplete con nitrato de cobalto toman un color rosado.*

CAPITULO II.

Manganeso y sus principales combinaciones.

MANGANESO=Mn.

Fué aislado por Gahn en 1780.

Equivalente=27,50.

Densidad=7,2.

320. **Propiedades físicas y químicas.**—Es un metal duro, quebradizo, poco fusible, suceptible de pulimento y de un color gris. En contacto con el aire se oxida á la manera del hierro con el que tiene gran semejanza.

321. **Preparacion.**—No se le encuentra libre en la naturaleza. Se obtiene el manganeso descomponiendo al rojo blanco en un crisol hecho de cal, una mezcla de carbonato de manganeso y carbon.

Este metal no tiene uso.

322. **Oxidos de manganeso.**—El manganeso forma con el oxígeno muchos óxidos de distintas propiedades químicas, á saber:

Protóxido de manganeso	=MnO.	Es una base.
Sesquióxido	" =M ² O ³ .	Es neutro.
Bióxido	" =MnO ² .	Es singular.
El óxido salino	=Mn ³ O ⁴ .	Es una sal.
El ácido manganeso	=MnO ³ .	Es un ácido.
„ permangánico	=Mn ² O ⁷ .	Es ácido.

Los más importantes son el protóxido y el bióxido.

323. **Protóxido de manganeso.**—Es de color gris verdoso, pulverulento, cristalizable al estado anhidro en octaedros regulares de color verde esmeralda. El calor no lo descompone. Calentado al contacto del aire se sobreoxida. Es soluble en el ácido clorhídrico.

Uno de los medios de obtenerlo es la descomposicion del oxalato de manganeso por el calor; tambien se puede obtener descomponiendo el carbonato de manganeso por el hidrógeno á una temperatura elevada.

324. **Peróxido de manganeso.**—Este óxido singular se encuentra muy abundante en la naturaleza, cristalizado en prismas romboidales de un color gris de acero, fácilmente reducible á polvo negro. Se le conoce con los nombres de *manganeso* ó de *pirolusita*.

Los ácidos clorhídrico, sulfuroso y sulfúrico ejercen reaccion sobre este óxido, dando lugar á productos distintos. Es soluble en el vídrio y en el borax, dándole color violeta.

Se emplea el peróxido de manganeso para la obtencion del oxígeno, del cloro y de los cloruros ó hipocloritos. En las fábricas de vídrio se usa como agente oxidante para blanquear el vídrio, ennegrecido por materias estrañas, de aqui el nombre que lleva de *jabon de los vidrieros*. Empleado en mayor cantidad sirve para teñir el vídrio de color morado ó violeta.

325. **Manganato de potasa.**—Calentando en un crisol hasta el rojo oscuro una mezcla de bióxido de manganeso y potasa se obtiene una mezcla de manganato de potasa y sesquióxido de manganeso (KO, MnO³ + Mn²O³) que disuelta en agua da una coloracion verde. Este líquido espuesto al aire, absorbe el

ácido carbónico y vá cambiando de color poniéndose violeta y, por último, de un rojo vivo; debido á la transformacion del manganato, en permanganato de potasa y bióxido de manganeso; por tal circunstancia se denomina *camaleon mineral*. El cambio de color que lentamente verifica el manganato de potasa en el aire, puede hacerse rápidamente vertiendo en el líquido unas gotas de ácido sulfúrico. Los álcalis devuelven el color verde al líquido enrojecido por los ácidos, á consecuencia de una reaccion inversa.

326. Caracteres de las sales de protóxido de manganeso.—Se reconocen estas sales porque

1.º *Con la potasa y la sosa dan un precipitado blanco insoluble en un exceso de reactivo.*

2.º *Con los carbonatos alcalinos producen un precipitado de color rosado.*

3.º *Con el sulfhidrato de amoniaco precipitado color de carne (sulfuro de manganeso).*

4.º *Mezclados con borax dan al soplete un vidrio de color violado.*

CAPITULO III.

Aluminio y sus principales combinaciones.

ALUMINIO = Al.

Descubierto por Wöhler en 1827, estudiado después y estraido en grande escala por Sainte-Claire Deville.

Equivalente=14.

Densidad=2,56.

327. Propiedades físicas y químicas.—El aluminio es un metal blanco parecido á la plata, ductil, maleable, tenáz, buen conductor de la electricidad y del calor, muy sonoro y fusible á elevada temperatura, 700°. Se distingue de los metales usuales por su gran lijereza; pues su densidad es la cuarta parte próximamente de la que tiene la plata.

El aluminio no es oxidable en contacto con el aire ni con el agua, ni aun á elevadas temperaturas. Los ácidos sulfúricos y nítrico no ejercen accion en frio, y en caliente lo disuelven con lentitud; pero es atacado rápidamente por el ácido clorhídrico. Como se vé el aluminio posee las buenas cualidades mecánicas del hierro (tenacidad, ductilidad y maleabilidad), y las

propiedades químicas de los metales de la última sección (no ser oxidables directamente); por lo que es un metal de primer orden bajo el punto de vista industrial, hallándose limitado su uso, á causa de su elevado precio en el dia, comprendido entre los de los metales preciosos y los industriales.

328. **Estado natural y extraccion.**—El aluminio no existe libre en la naturaleza; pero se halla en gran abundancia formando parte de las *arcillas* ó *tierras*: mezclas de alúmina, sílice y otros óxidos metálicos; conteniendo las arcillas mas grosseiras hasta un 25 por 100 de su peso de alúmina. Es pues, mas abundante que el hierro.

La extraccion del aluminio está fundada en la descomposicion del cloruro ó del fluoruro de aluminio por el sodio. Existe un mineral en abundancia en Groenlandia, la *eriolita*, que es un fluoruro doble de aluminio y sódio; de este se puede obtener directamente mezclándolo con sódio y calentando hasta el rojo cereza; pero la operacion es mas fácil y fructuosa empleando el cloruro doble de aluminio y sodio, cuya preparacion es fácil.

Para ello se calienta en un crisol una mezcla de alúmina y carbon, cuya mezcla con sal marina se coloca despues en una retorta de grés que lleva un tubo para que le atraviere una corriente de cloro (*Fig. 101*). El cuello de la retorta se une á un recipiente cilíndrico de vídrio, y este á un embudo; en el recipiente se condensa el cloruro formado, y por el embudo sale el óxido de carbono que resulta en la reaccion, que es como sigue:

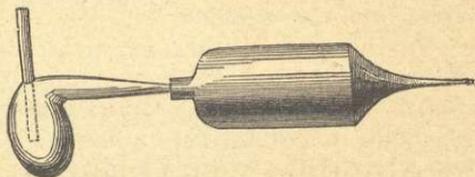
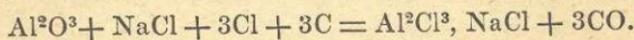


Fig. 101.



El cloruro doble de aluminio y sódio se descompone despues por el sódio, en hornos semejantes á los de la fabricacion de la sosa artificial.

Las aplicaciones del aluminio están actualmente muy restringidas atendiendo á su alto precio; pero su blancura, su hermoso brillo, su ductibilidad, tenacidad y ligereza, y el no ser alterable al aire, le colocan á la cabeza de los metales industriales y sería el primero si se descubriese un procedimiento económico para extraerlo; pues que la primera materia es abundantísima.

Alúmina.—Sulfato de alúmina.
Silicatos de alúmina.

329. **Alúmina.**—El aluminio al combinarse con el oxígeno forma una sola combinación, el sesquióxido de aluminio ó *alúmina* Al^2O^3 , que es un óxido indiferente; esto es, que puede hacer oficios de ácido con las bases fuertes (aluminatos) y de base con los ácidos [239].

Se encuentra la alúmina en la naturaleza cristalizada en romboedros, formando varias piedras preciosas sumamente duras como el *corindon* que es incoloro, el *rubí*, la *amatista* y el *topacio oriental*, que están teñidos de rojo, azul y amarillo por óxidos metálicos. El esmeril cuya dureza se aprovecha para pulir el vidrio y los metales, es tambien alúmina con pequeñas porciones de óxido de hierro, viene á ser el corindon opaco.

Para obtener artificialmente la alúmina anhidra, se calcina en un crisol el alumbre amoniacal (sulfato doble de alúmina y amoniaco); resulta así un polvo blanco, insípido, inodoro, insoluble en el agua, indescomponible por el calor y solo fusible al soplete de gas oxídrico.

Tambien puede obtenerse la *alúmina hidratada*, llamada *gelatinosa* $Al^2O^3, 3HO$, vertiendo en una disolucion de alumbre comun (sulfato doble de alúmina y potasa) una solucion de carbonato de potasa ó de amoniaco. Se obtiene un precipitado blanco, gelatinoso, que no pierde su agua de hidratacion sino es calcinándolo á temperatura muy elevada; y que es soluble en la potasa y en la sosa.

La alúmina gelatinosa absorbe y retiene fuertemente á las materias colorantes, formando con ellas compuestos llamados *lacas*. Esta propiedad se utiliza para preparar algunos colores, y para los *mordientes* de la tintura ó impresion de las telas.

330. **Sulfato de alúmina.**—Es un cuerpo blanco, cristalino, de sabor astringente, muy soluble en el agua y poco en el alcohol. Enrojece la tintura de tornasol, aunque se clasifica entre las sales neutras $Al^2O^3, 3SO^3$ [254].

Se obtiene el sulfato de alúmina tratando la arcilla por el ácido sulfúrico, el cual se combina con la alúmina de dicha tierra. Como es difícil encontrar arcillas enteramente privadas de óxidos de hierro, resulta la sal de alúmina mezclada con pequeñas porciones de sulfato de hierro; lo que hace que el sulfato de alúmina, muy usado como mordiente en tintorería, sea de mala calidad; pues las sales de hierro atacan fuertemente muchas sustancias colorantes. Para privar el sulfato de alúmina de esta

impureza, se trata por el *prusiato amarillo de potasa*, que precipita el sulfato de hierro al estado de azul de Prusia.

331. **Silicatos aluminosos.**—La alúmina sola, ó con otras bases, forma con el ácido silíceo ó sílice un número considerable de compuestos naturales de gran importancia; así el *granate* es un silicato doble de alúmina y cal; la *esmeralda* es un silicato doble de alúmina y glucina; los *feldespatos* son silicatos dobles de alúmina y potasa, ó sosa, ó cal; las *turmalinas* son silicatos también en que entra la alúmina; las *arcillas*, *barros* ó *tierras* están formadas de silicato de alúmina unido al hidrato de alúmina, y mezclados con óxidos, generalmente hidratados, que les dan colores variables. De estas arcillas volveremos á ocuparnos al tratar de la fabricación de la porcelana.

Alumbre comun.—Alumbres en general.

332. **Alumbre comun ó de potasa.**—El alumbre con base de potasa, ó sulfato doble de alúmina y de potasa ($\text{KO}, \text{SO}^3 + \text{Al}^2\text{O}^3, 3 \text{SO}^3 + 24 \text{HO}$) es el designado comunmente con el nombre de *alumbre*. Es una sal blanca, de reaccion ácida, mucho más soluble en caliente que en frio, de un sabor astringen-

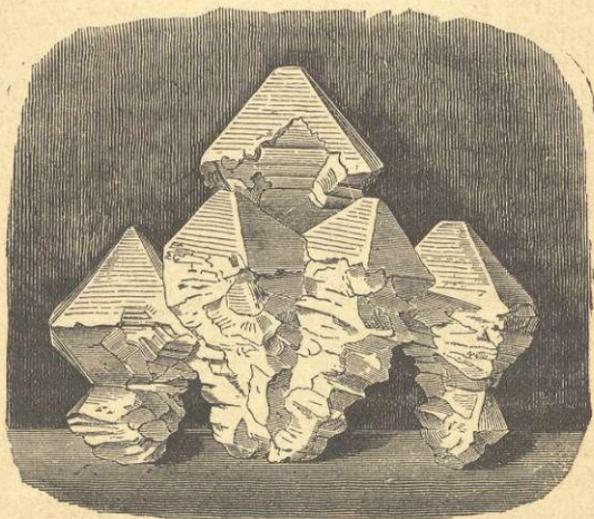


Fig. 202.

te y azucarado que luego se convierte en amargo. Cristaliza con 24 equivalentes de agua, en gruesos cristales octaédricos truncados por sus vértices (*Fig. 102*), y también en cubos.

A unos 90° el alumbre entra en fusión acuosa, y enfriado á tal estado se solidifica en una masa amorfa que se llama *alumbre de roca*; calentado á más alta temperatura pierde poco á poco su agua de cristalización, se hincha extraordinariamente elevándose sobre el crisol en que se verificara la operación, y se convierte en un cuerpo blanco, opaco y poroso que se llama *alumbre calcinado*. Si la temperatura llega hasta el rojo, entonces se descompone en oxígeno y ácido sulfuroso que se desprenden, quedando en el crisol sulfato de potasa y alúmina.

Calcinando en un crisol una mezcla de alumbre y carbon muy dividido, resulta un conjunto de alúmina, sulfuro de potasio y carbon, que se inflama espontáneamente al contacto del aire húmedo; por esto se llama *piróforo*.

Se encuentra el alumbre formando roca en los alrededores de Roma, conocido con el nombre de *alunita* ó *pedra de alumbre*.

Este mineral contiene además del alumbre, alúmina hidratada. Se extrae el alumbre calentándolo moderadamente en hornos y tratando el producto por el agua, que disuelve el alumbre y precipita la alúmina. El líquido filtrado y evaporado, dá el *alumbre de Roma* en gruesos cristales cúbicos, ligeramente teñidos de color de rosa, á causa de pequeñas porciones de sesquióxido de hierro.

Se prepara el alumbre en las artes atacando las arcillas con ácido sulfúrico para obtener el sulfato de alúmina, y adicionando á una disolución de esta sal otra de sulfato de potasa; de este modo concentrando el líquido, se obtiene el alumbre comun en gruesos cristales octaédricos.

Los usos del alumbre son muchos. En medicina se emplea como astringente, y el alumbre calcinado como cáustico. En las artes se usa como mordiente, para encolar el papel, para clarificar el sebo y para endurecer el yeso.

333. Alumbres en general.—El alumbre de potasa sirve de tipo á un grupo de cuerpos isomorfos que gozan de propiedades análogas, y que tienen la misma composición que el alumbre comun (sales dobles), salvo la sustitución de la sosa, ó del amoniaco en vez de la potasa; ó tambien la de los sesquióxidos de hierro, cromo y manganeso, en vez del sesquióxido de aluminio ó alúmina, á saber:

Alumbre de potasa (tipo) . . .	=KO, SO ³ +Al ² O ³ , 3SO ³ +24HO.
„ de sosa.	=NaO, SO ³ +Al ² O ³ , 3SO ³ +24HO.
„ de amoniaco.	=AzH ⁴ O, SO ³ +Al ² O ³ , 3SO ³ +24HO.
Alumbre cromado de potasa ..	=KO, SO ³ +Cr ² O ³ , 3SO ³ +24HO.
„ de sosa	=NaO, SO ³ +Cr ² O ³ , 3SO ³ +24HO.
„ de amoniaco	=AzH ⁴ O, SO ³ +Cr ² O ³ , 3SO ³ +24HO.

Alumbre ferro-potásico	=	KO, SO ³ + Fe ² O ³ , 3SO ³ + 24HO.
„ ferro-sódico.	=	Na O, SO ³ + Fe ² O ³ , 3SO ³ + 24HO.
„ ferro-amoniaco.	=	AzH ⁴ O, SO ³ + Fe ² O ³ , 3SO ³ + 24HO.
Alumbre mangano-potásico	=	KO, SO ³ + Mn ² O ³ , 3 SO ³ + 24HO.
„ mangano-sódico.	=	NaO, SO ³ + Mn ² O ³ , 3 SO ³ + 24HO.
„ mangano-amoniaco.	=	AzH ⁴ O, SO ³ + Mn ² O ³ , 3SO ³ + 24HO

Los tres primeros son blancos y tienen los mismos usos; los alumbres de cromo son rojos, y los de hierro de color violeta pálido; ambos se usan como mordientes colorantes.

Estos alumbres se preparan de igual manera que el ordinario ó comun; es decir, por la accion directa de las dos sales que los constituyen.

334. Caracteres de las sales de alúmina.

1.º *Con la potasa ó el amoniaco dan un precipitado gelatinoso de alúmina hidratada, soluble en un exceso de potasa é insoluble en el amoniaco.*

2.º *El sulfhidrato de amoniaco precipita en blanco las sales de alúmina, con desprendimiento de ácido sulfhídrico.*

3.º *Con el nitrato de cobalto producen, por la accion del soplete, una combinacion de color azul.*

Metales raros pertenecientes á la seccion segunda.

335. **Galio.**—Este metal se encuentra en muy pequeñas porciones en el mineral de zinc llamado *blenda* (sulfuro de zinc). Fué descubierto en 1875 por MM. Lecoq y Boisbaudran, por medio del análisis espectral.

Es un cuerpo blanco, duro y resistente á temperaturas bajas; pero funde á 29º, de suerte que despues del mercurio es el más fusible. Por sus propiedades químicas se parece al aluminio y al indio.

336. **Glucinio. Zirconio. Itrio. Torio. Erblio. Terbio. Cerio. Lantano. Didimio.**—Todos estos metales son estremadamente raros, no se encuentran libres en la naturaleza, y sus propiedades son poco conocidas.

El glucinio, itrio, zirconio, torio, erblio y terbio, forman óxidos terrosos parecidos á la alúmina y que se denominan respectivamente *glucina, itria, zircona, torina, erbina y terbina*; los que se encuentran combinados, á veces, con el ácido silícico, formando silicatos más ó menos complejos.

Los metales alcalinos y alcalino-terrosos (los de la primera seccion), y los terrosos ó que forman las tierras (los de la segunda seccion); suelen llamarse en conjunto *metales ligeros*, porque sus densidades son muy inferiores á las de los demás metales.

CAPITULO IV.

Nociones acerca de la fabricacion de los vidrios y cristales.

337. **Vidrios y cristales en general.**— El ácido silícico á elevada temperatura se combina con las bases formando silicatos dobles. A estos compuestos se llaman en general vídrios ó cristales; y son cuerpos duros, trasparentes, frágiles, incoloros ó coloreados, segun los óxidos metálicos, cuya densidad varía desde 2,4 hasta 3,7, excepcion hecha del novísimo vídrio de talio cuya densidad llega á 5,62.

Generalmente los *vídrios* son los silicatos dobles de potasa y cal, ó de sosa y de cal; y los *cristales* son silicatos dobles de potasa y plomo. Estas dos pastas vítreas se clasifican del siguiente modo:

VIDRIOS.

<i>De vidrieras ó planos</i>	Silicatos de sosa y cal.
<i>Huecos (para vasijería)</i>	„ de potasa y cal.
<i>De Bohemia</i>	Id. id.
<i>Para la óptica (crown-glass)</i>	Id. id.
<i>Para botellas</i>	Silicatos de potasa, sosa, cal, alúmina y óxido de hierro.

CRISTALES.

<i>Para vasijería</i>	Silicato de potasa y plomo.
<i>Para óptica (flint-glass)</i>	Id. id. mas rico en plomo que el primero.
<i>Para la imitacion de piedras preciosas (strass)</i>	Id. id. mas rico en plomo que el flint-glass.

338. **Preparacion de los vidrios y cristales, ó sea vitrificacion.**— En principio la fabricacion de los vídrios y cristales es muy sencilla; pues que consiste en fundir en crisoles de arcilla refractaria las primeras materias, á fin de que el ácido silícico se apodere de las bases formando silicatos; lo que se verifica en los hornos de vidrieros, que son hornos de reverberos, generalmente circulares, con abertura practicadas en el muro para que se pueda cuidar de la *vitricacion*, y de sacar la pasta, por regla general en pequeñas porciones, para el moldeo de los objetos. Los crisoles son de forma comun, ó sea abiertos en su parte superior, cuando se usa como combustible la leña; pero si es la hulla ú otro combustible que produzca mucho humo, se emplean crisoles B de abertura lateral (*Fig.* 103), de suerte

que se comuniquen con el exterior por las aberturas C, C, para que ninguna materia de la combustion penetre en ellos. Las llamas rodean los crisoles y salen por los conductos g, g, á la chimenea. Los residuos que no entran en combinacion forman la *hiel de vidrio*, que se separa del crisol. La pasta ya vitrificada

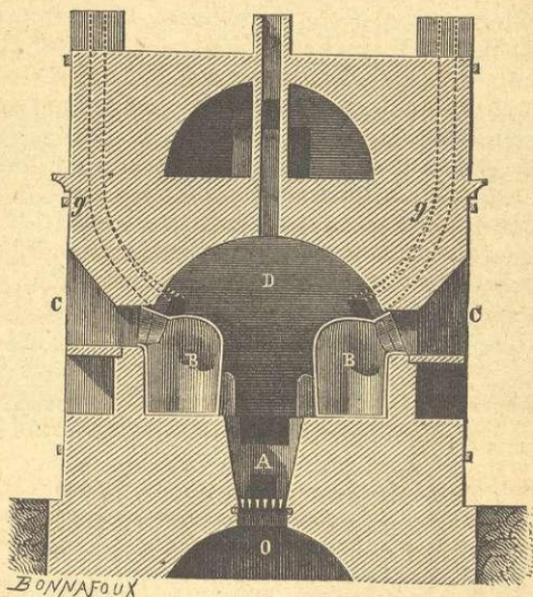


Fig. 103.

debe quedar trasparente, homogénea y, en las de primera calidad sin *nudos*, *estrias* ni *burbujas*; lo que se consigue, entre otros medios, removiéndola con cilindros hechos de la misma materia que el crisol.

339. Propiedades químicas de los vidrios y cristales.

—Los vidrios y cristales están caracterizados por su transparencia, su insolubilidad, su friabilidad, y su fusibilidad. A una temperatura más baja que la de su fusión se reblandecen, se hacen plásticos y pueden tomar toda clase de formas. Reducido á hilos muy delgados el vidrio se hace elástico, hasta el punto de poderle tejer.

Cuando se le enfría bruscamente, sufre una especie de temple que lo hace sumamente quebradizo: en esto están fundadas las llamadas *lágrimas batávicas*. Por el contrario, calentado el

vidrio al rojo sombrío y sumergido en un baño de materias grasas calentadas á una gran temperatura, para que se enfríe lentamente, se hace el vidrio maleable y poco quebradizo, hasta el punto que objetos delgados como platillos, copas, etc., pueden ser violentamente arrojados al suelo sin riesgo de romperlos. Cualidad que se ha empezado á explotar industrialmente.

Los ácidos fuertes y las bases enérgicas en contacto con el vidrio, pueden con el tiempo atacarlo; los primeros apoderándose de una parte de sus bases alcalinas, y los segundos combinándose con el ácido silícico. Por esto los frascos de vidrio ó cristal, que contienen estas sustancias por largo tiempo, se corren ó manchan de un modo permanente.

El ácido fluorhídrico ya sabemos que ataca fuertemente al vidrio, y produce con la sílice fluoruro de silicio.

340. **Vidrios de vidrieras, de Bohemia, de lunas para espejos, crwon-glass y vidrio de botellas.**—El vidrio de vidriera se llama tambien *vidrio plano*, y estos dos nombres indican bien su forma y uso. Se fabrica en crisoles abiertos y en el horno de vidriero comun. Es incoloro ó ligeramente teñido de verde, á causa de pequeñas porciones de silicato de hierro que se forman por las impurezas de las primeras materias. Su densidad media es de 2,64. Las sustancias que se emplean son las siguientes:

Arena lavada.....	100
Sulfato de sosa.....	} 53
Carbon.....	
Cal apagada.....	6
Residuos y recortes de vidrio.	

La materia antes de entrar en el horno sufre un principio de calcinacion que se llama *frita*.

El moldeo de los cristales planos se hace por medio *del soplo*, con el auxilio de un instrumento llamado *caña*; que es un tubo de hierro de unos dos metros de largo con un mango de madera. Con él se toma de la pasta ya vitrificada una porcion fundida, la que se sopla por medio de la caña, á la manera que los niños para hacer pompas de jabon. De este modo, é imprimiendo un movimiento de balanceo á la caña, la masa de vidrio va tomando diversas formas hasta llegar á la de un cilindro hueco adherido por una de sus extremidades (*Fig. 104*).

Despues se la separa de la caña, se hiende á lo largo de una generatriz y se aplana en un horno, reblandeciéndolo y pasándole un rodillo. En estas operaciones hay necesidad de recocer, pues si no quedaría el vidrio extraordinariamente frágil.

El *vidrio de Bohemia* es un silicato doble de potasa y cal.

Se emplea especialmente para vasijaería y es incoloro; vulgarmente se llama *crystal de Bohemia*: su densidad es 2,39. Las primeras materias usadas son las siguientes:

Cuarzo pulverizado.....	100
Potasa del comercio purificada.....	50 á 60
Cal calcinada.....	15 á 20
Acido arsenioso y nitro.....	Pequeñas porciones.

El ácido arsenioso al volatilizarse agita la masa y la hace más homogénea, y el nitro al descomponerse produce una at-

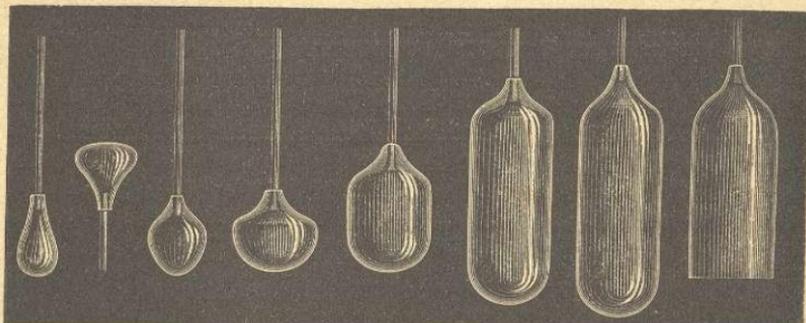


Fig. 104.

mósfera oxidante, que impide el que se reduzca el ácido carbónico del carbonato, dando manchas de carbon.

El moldeo del vidrio de Bohemia se hace también á sople, y con auxilio de moldes, en los que se ajusta la pasta cuando está blanda.

El *vidrio para luna de espejos* es un silicato doble de potasa y cal, fabricado con materias escogidas. Su densidad es 2,49. Las primeras materias son:

Arena blanca lavada.....	300
Carbonato de sosa.....	100
Cal apagada.....	40
Desperdicios de otras operaciones	300

El moldeo de las lunas se hace sacando el crisol del horno y vertiendo la pasta en una mesa de fundición perfectamente horizontal, en la que se extiende con un cilindro de bronce. Se pulimentan las dos caras y después se *recuece* el vidrio, elevando su temperatura al rojo sombrío y dejándolo enfriar lentamente. De este modo queda menos frágil. Las lunas se hacen todas de igual tamaño; pero después se dividen en pedazos en el *taller de corte*; procurando sacar los pedazos mayores sin defecto alguno;

esto es, sin estrías, arrugas, nudos, etc. Si toda la luna sale perfecta no se corta, pues el precio crece mucho con el tamaño.

El *crown-glass* ó vidrio para la óptica, es un silicato de potasa y cal fabricado con mucho esmero para hacer los lentes y prismas acromatizados. Su densidad es 2,48 y se fabrica con

Cuarzo pulverizado.....	100
Potasa.....	60 á 65
Cal.....	20 á 25
Acido arsenioso y nitro.....	Pequeñas porciones.

Hecha la vitrificacion se saca el crisol del horno y se vierte el vidrio formando una especie de corona; esta masa se divide despues en trozos de tamaño conveniente, que luego se les dá la forma oportuna por medio de muelas, que los desgastan y pulimentan.

El *vidrio de botella* ó de *envase* es el de menos precio, y se fabrica con materias de poco valor. Generalmente es verde á causa del silicato de hierro que lleva en cantidad. Su densidad es de 2,75 y se fabrica con

Arena comun ferruginosa.....	100
Sosa natural.....	40
Cenizas alcalinas.....	200
Arcilla amarilla.....	100
Recortes y desperdicios de vidrio	100

El moldeo se hace á sople y con moldes de madera simultáneamente, ajustando la pasta á ellos.

341. **Cristal, flint-glass, strass y esmalte.**—El *cristal* es un silicato doble de potasa y óxido de plomo, de una transparencia y limpieza perfectas, más denso y refringente que el vidrio ordinario. Se le emplea para fabricacion de objetos de lujo y es susceptible de gran brillo por medio del pulimento, por lo que se le suelen tallar á los objetos facetas planas. Su densidad es, término medio, 3,25. Se fabrica con

Arena lavada y pura.....	300
Carbonato de potasa purificado ...	100
Minio	200
Acido arsenioso y manganeso.....	Pequeñas porciones.

Se pone minio, que es más rico en oxígeno, y no protóxido de plomo que es el que se combina con la sílice, para evitar la reduccion del óxido al estado de metal.

El *flint-glass*, que unido al *crown-glass* se emplea para la acromatizacion de las lentes y prismas, es un cristal muy rico

en óxido de plomo y por tanto más duro y refringente. Su densidad media es 3,60. Se fabrica con

Arena pura.....	300
Potasa.....	150
Minio.....	300
Nitro, ácido arsenioso y manganeso...	300

El *estrass* es un cristal muy rico en óxido de plomo, y por tanto muy denso, con el que se imita el diamante y las piedras preciosas, haciéndolo más fusible por medio del ácido bórico; de suerte que es un silicato de potasa y plomo con borato de las mismas bases. El diamante se imita con el *estrass* incoloro, y las demás piedras preciosas tiñéndolo con óxidos metálicos, á saber:

- El *topacio*, con antimonio y púrpura de Cassius.
- El *rubi*, con peróxido de manganeso.
- La *esmeralda*, con óxido de cobre y de cromo.
- El *safir*, con óxido de cobalto.
- La *amatista*, con peróxido de manganeso, óxido de cobalto y púrpura de Cassius.
- El *granate*, con antimonio y púrpura de Cassius.

El *esmalte* es un cristal hecho opaco por medio del ácido estánnico; siendo, pues, una mezcla de silicato doble de potasa y plomo con estannato de potasa y plomo. Es blanco parecido á la porcelana.

342. **Vidrios de colores.**—Los vidrios de colores son vidrios que llevan en disolucion óxidos metálicos. Para fabricarlos basta agregar al vidrio incoloro estas sustancias, de suerte que queden perfectamente mezcladas en el crisol y al estado de fusion. Los óxidos usados son:

Para los vidrios azules.....	Oxido de cobalto y el protóxido de cobre.
” ” amarillos.....	Cloruro de plata ó de urano.
” ” verdes.....	Oxido de cromo y de hierro.
” ” rojos.....	Oxido de cobre ó púrpura de Cassius.
” ” violetas....	Oxido de manganeso.

Además de los vidrios coloreados en toda su masa, se cubren los vidrios incoloros de capas delgadas de vidrios coloreados, constituyendo esto la pintura sobre vidrio, tan empleada en las vidrieras de las antiguas iglesias.

CAPITULO V.

Idea general acerca de la fabricacion de objetos cerámicos.

343. **Idea general de las arcillas.** — La arcilla pura es blanca y está formada por un silicato de alúmina hidratado: pero generalmente está mezclado con óxidos metálicos constituyendo las tierras ó barros. Proviene las arcillas de la alteracion de las rocas feldespáticas.

La arcilla tiene la propiedad de poderse amasar con el agua formando una sustancia plástica, que por el calor se endurece fuertemente y se contrae; si está pura la pasta, despues de *cocida* queda tambien blanca; pero cuando está teñida por óxidos metálicos, queda coloreada aunque con distinto color que antes de someterla á la accion del calor.

Tiene la propiedad la arcilla de absorber el agua rápidamente, aunque sea insoluble, y á ella es debido que se adhiera á la lengua tomando de ella la humedad, lo que se dice en mineralogía *apegamiento á la lengua*.

Se suelen dividir las arcillas en

<i>Arcilla refractaria.</i>	Kaolin, tierra de porcelana, tierra de pipa, arcilla plástica, greda.
„ <i>fusible</i>	Tierra de alfarero, figulinas, arcilla esmética, tierra ó barro, tierra de batan.
„ <i>calcárea</i>	Arcilla efervescente, marna, tierra de ladrillos, arcilla limonosa.
„ <i>ocrosa</i>	Creta roja, oces, tierras.

El *kaolin* es la arcilla por excelencia para la fabricacion de las pastas cerámicas; por eso se llama tambien *tierra de porcelana*.

344. **Clasificacion de las pastas cerámicas.**—Se denominan *pastas cerámicas* todas las que se fabrican con las arcillas más ó ménos plásticas, y sometidas á la accion del fuego. Las principales son: la *porcelana dura*, *porcelana estatuaria* ó *biscuit*, *lozas*, *barros cocidos*, y *ladrillos*, *tejas*, *tubos*, etc.

La porcelana se distingue de las demás en que es blanca, dura, sonora, homogénea, impermeable y trasluciente. La loza es de aspecto térreo, adherente á la lengua, (antes del barnizado), fusible, opaca y poco sonora; los barros cocidos son más ó ménos coloreados, porosos, fusibles y poco duros; los ladrillos, tejas, etc., son pastas poco homogéneas, coloreadas, terrosas, opacas, poco duras, fácilmente fusibles y poco sonoras.

345. **Fabricacion de la porcelana.**— La porcelana se fabrica con kaolin, que es infusible, y feldespato que sirve como de fundente, haciendo así la pasta vitrificable, pulverizan-

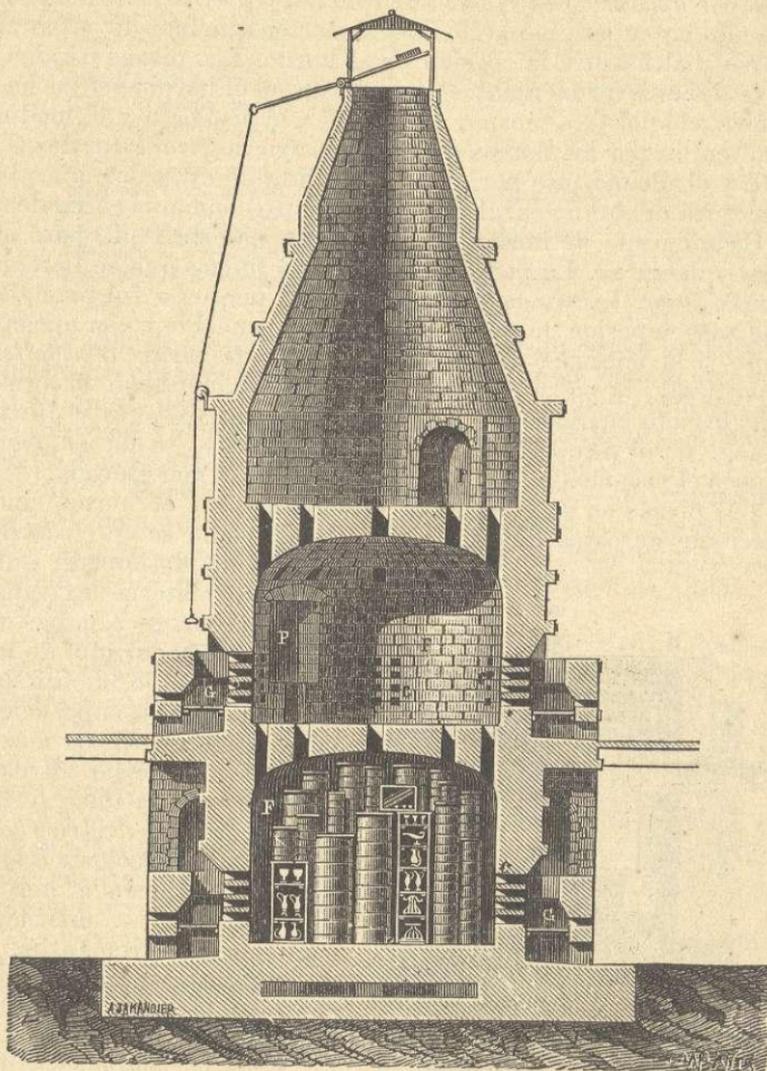


Fig. 105.

do estas dos sustancias y lavándolas en cajas apropiadas al objeto. Despues se amasa la pasta hasta que quede homogénea y

se la deja algun tiempo en lugares húmedos para que las pequeñas porciones de materia orgánica entren en descomposicion.

Se procede despues al moldeo de las piezas, que puede hacerse *por aplicacion en el torno de alfarero*, ó *por vaciado en hueco*; teniendo en cuenta para ello la contraccion que han de sufrir al secarse y al hacerse la coccion en el horno. Las piezas moldeadas se dejan secar bien antes de meterlas en el horno; este se halla formado por tres cuerpos (*Fig. 105*); el piso bajo y el medio se calientan por las llamas de tres ó cuatro hogares laterales, G, G, G, y el último piso por el calor perdido de estos dos; pues la estructura del horno es tal que produce tiro como una chimenea.

Cada cuerpo de horno lleva una gran puerta P, P, para la carga y descarga. La porcelana sufre tres fuegos que se llaman *pequeño fuego*, *barnizado* y *gran fuego*. El pequeño fuego se dá en el piso superior, la porcelana queda permeable y con apega- miento á la lengua; á tal estado se cubre de barniz ó *esmalte*, sumergiendo la pieza porosa en la *barbotina*, emulsion en agua de feldespato cuarzoso finamente pulverizado; despues se lleva al fuego en el piso bajo del horno; por último, se dá el *gran fuego* en el piso medio, donde la temperatura es mas elevada.

Las piezas no se colocan al descubierto en el horno, sino encerradas en cajas de arcilla refractaria, como se ve en la fi- gura, á fin de impedir que

ninguna materia extraña pueda adherirse á la pasta.

346. **Decorado de la porcelana.**—Se adorna la porcelana en su superficie, por colores metálicos mez- clados con materias vítreas más ó ménos fusibles, á la manera que los vidrios col- loreados. Estos colores ó es- maldes se reducen á polvo impalpable y se mezclan con esencia de trementina y de espliego; aplicándolos con pinceles como la pintura al óleo.

Pintadas las piezas de porcelana se llevan al horno para que vitrifiquen los co- lores; encerrándolas en reci- pientes de arcilla refrac-

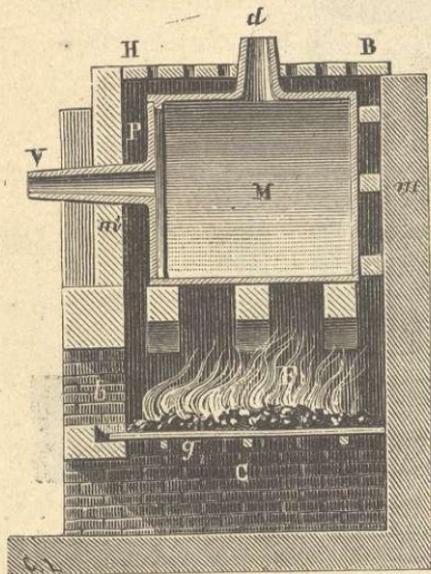


Fig. 106.

taria llamadas *muflas* (Fig. 106) á fin de privarlas del polvillo de carbon ó ceniza que se desprenden del hogar.

Los óxidos metálicos empleados en la pintura sobre porcelana, son los siguientes:

Sesquióxido de hierro, para el rojo, pardo, violeta, amarillo y sepia.

Oxido de cromo, para el verde.

Oxido de cobalto, para el azul.

Oxido de urano, para el anaranjado y el negro.

Oxido de indio, para el negro.

Oxido de titano y óxido de antimonio, para el amarillo.

Cloruro de plata, para el rojo.

Púrpura de Cassius, para el púrpura y el rojo-rosa.

Cromato de hierro, para los colores pardos.

Cromatos de hierro y de bario, para los amarillos.

El arte de la pintura sobre porcelana presenta grandes dificultades, pues es preciso que el pintor se dé cuenta del color que tomará despues de vitrificar cada mezcla metálica, de la contraccion y deformacion que sufrirá el dibujo por el calor, y de las temperaturas de fusion de cada esmalte.

347. **Porcelana medio dura y biscuit.**—Se distingue de la porcelana dura ó *porcelana china* en que la pasta es más fusible; se forma con kaolin y arcilla plástica. Sirve para la fabricacion de los mismos objetos que la porcelana de China ó de *Sevres*.

El *biscuit* es una pasta de porcelana sin esmalte, que despues se decora con colores. Se emplea principalmente para estatuaria y se moldea siempre en hueco.

348. **Lozas.**—La loza se compone de arcilla plástica á la que se agrega cuarzo reducido á polvo; se emplea principalmente para *vajilla*.

La *loza fina inglesa* es blanca pero no traslúcida como la porcelana. Despues de amasada, moldeada, y secas las piezas, se cuecen en el horno. Despues se las cubre con un barniz fusible dándole otro fuego, para que este vitrifique.

La *loza comun* se fabrica con arcillas menos puras quedando las pastas más ó ménos coloreadas despues de la coccion; por lo que hay que cubrirlas con esmalte blanco.

349. **Alfarerías comunes.**—Estas se designan tambien con los nombres de *barros cocidos*; sirven para la fabricacion de retortas, crisoles, cacharrería de cocina, moldes para azúcar, tinajas, bombonas y otros envases, ladrillos, tejas, locetas, etc.

Se hacen estas pastas con arcillas más ó ménos impuras mezcladas con arenas cuarzosas. La materia ya empastada (mezclada y batida con agua) se moldea en el torno de alfarero ó en

moldes (segun cada caso) y despues de seca, se la dá una coccion á temperaturas variadas.

Las piezas ú objetos que han de contener líquidos, se las barniza para hacerlas impermeables. Este barniz en general, es un silicato de plomo muy fusible.

Entre estas pastas se halla la de los *crisoles* y la de las *alcarrazas*. Los crisoles ó vasos para el fuego, se hacen con arcillas cuarzosas poco fusibles. Las *alcarrazas* que tienen por objeto enfriar el agua en verano, se fabrican con arcillas que despues de cocidas quedan muy porosas.

No nos es posible estendernos más dado el carácter de esta obra.

LIBRO IV.

METALES DE LA TERCERA SECCION Y SUS PRINCIPALES COMBINACIONES.

CAPITULO I.

Hierro y sus compuestos más usuales.

HIERRO=Fe.

Conocido desde la más remota antigüedad.
Equivalente=28. Densidad=7,4 á 7,9.

350 **Propiedades físicas del hierro.** — El hierro es el más importante entre los metales industriales; su tenacidad, ductilidad y baratura le colocan en el primer lugar. Es un cuerpo blanco agrisado, con brillo metálico; al calor rojo se ablanda y pone pastoso, pudiendo soldarse *autogenamente*, esto es, sin intermedio de otro metal, y así reblandecido por el calor se puede trabajar con el martillo dándole todas las formas. Entra en fusión á unos 1500°

El hierro que ha sido fundido tiene una testura granulosa, que por la acción del martillo se hace fibrosa; pero con el tiempo y por el uso se modifica, y adquiere un estado molecular semi-cristalizo que le hace quebradizo; especialmente si está sometido á fuertes vibraciones como los ejes de los carruajes y locomotoras.

El hierro se emplea en la industria en tres estados: al de *hierro dulce*, al de *fundicion* y al de *acero*. El hierro dulce es hierro casi puro, la fundicion es una combinacion de hierro con carbon y silicio, y el acero es el hierro con los mismos cuerpos, pero en menos cantidad.

351. **Propiedades químicas del hierro.** — El hierro no se altera en contacto con el aire seco; pero se oxida prontamente cuando el aire está húmedo, formándose en su superficie un cuerpo pulverulento de color parduzco, llamado vulgarmente

moho ú *orin* y que es el sesquióxido de hierro hidratado $\text{Fe}^2\text{O}^3 + 3 \text{HO}$.

Calentado hasta el rojo, como lo hacen los herreros para trabajarlo, arde con brillo, y se cubre de una película negra de óxido de hierro que salta en vivas chispas por la acción del martillo (batiduras de hierro).

El hierro arde perfectamente en el oxígeno [41], y si está en polvo impalpable, tal como se obtiene reduciendo el óxido de hierro por el hidrógeno, puede inflamarse al proyectarlo en el aire; á tal estado se denomina *hierro fosfórico de Magnus*.

Los ácidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico actúan vivamente sobre el hierro; produciendo respectivamente sulfato, nitrato y cloruro de hierro; hay sin embargo, la anomalía que cuando el ácido nítrico está muy concentrado no es atacado el hierro: se dice que el metal está al *estado pasivo*.

352. Estado natural.—El hierro se encuentra muy abundantemente esparcido en la naturaleza al estado de combinación; rara vez se halla al estado nativo en algunas *pedras meteoricas* ó *aereolitos*. Los numerosos minerales de hierro se reducen principalmente á cuatro especies: *óxidos anhidros*; *óxidos hidratados*, *carbonatos de hierro* y *sulfuros*.

Entre los óxidos se explotan para la extracción del hierro, el *hierro oligisto* ó *hierro especular*, el *óxido de hierro rojo*, la *hematites roja* ó *pedra de bruñir* compuestos de sesquióxido de hierro Fe^2O^3 ; este mismo óxido hidratado forma el *hierro limonoso*, la *hematites oscura* y el *hierro oolítico*. Uno de los mejores minerales de hierro oxidado es el *óxido de hierro magnético* ó *pedra iman* FeO , Fe^2O^3 muy abundante en Suecia y Noruega.

Los carbonatos de hierro FeO , CO^2 se llaman *siderosas*, vulgarmente *hierro espático*.

Los minerales sulfurados como la *pirita marcial* ó *pirita blanca* no se explotan para la extracción del hierro, por ser difícil privarlas completamente del azufre, y dar en su consecuencia *hierros agríos* de muy mala calidad.

353. Metalurgia de hierro.—La metalurgia ó extracción del hierro de sus minerales, en principio no puede ser mas sencilla; pues consiste en reducir los óxidos ó carbonatos de hierro (únicos minerales explotables) por medio del carbon, á una elevada temperatura; pero ofrece dificultades prácticas nacidas de las afinidades mismas del hierro para con el oxígeno y para con el carbon. Dos procedimientos se siguen: el *método catalan* ó de la *forja catalana*; y el de los *altos hornos*. En uno y otro hay que *escorificar la ganga del mineral*, esto es, separarla del metal ha-

ciéndola *fusible y vitrificable sin gran pérdida de hierro*; lo que se consigue agregando al mineral carbonato de cal si la ganga es silícea y sílice si es calcárea; con el propósito de que se formen silicatos de alúmina y cal que se vitrifiquen. A estas sustancias que se adicionan se llaman en las ferreterías *castina* si es calcárea, y *erbue*, si es silícea.

354. **Método catalan.**—La forja catalana (*Fig. 107*) está compuesta de una especie de gran crisol, cuyo fondo lo constituye una piedra cóncava de granito. Por uno de los lados del crisol penetra el tubo en un gran fuelle llamado *tobera*; la cara opuesta es convexa y se llama *contra-viento*, y las otras dos laterales *cava* y *chio*: esta lleva un agujero para dar salida á la escoria fundida. El viento se proporciona á la tobera por una máquina soplante llamada *tromba*.

Se coloca en la parte inferior del crisol hasta la tobera car-

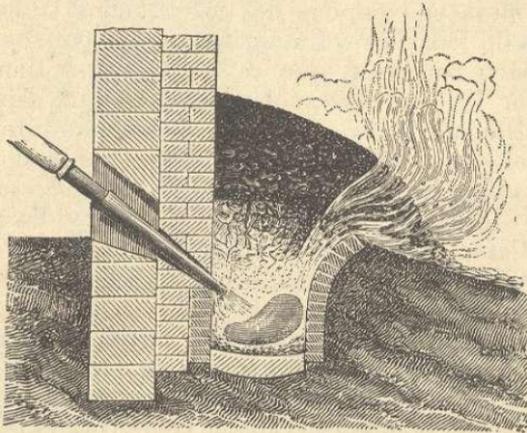


Fig. 107.

bon vegetal bien encendido; despues en la parte más próxima al contra-viento se acumula el mineral, y se rellena lo demás con carbon: el ácido carbónico que se forma cerca del tubo de la tobera es impulsado por el viento hácia el mineral; pero antes de llegar á él, atraviesa las capas de carbon y se convierte en óxido de carbono; cuerpo eminentemente reductor, que al llegar al mineral lo desoxida; no sin que se forme silicato de hierro que con los silicatos de cal y alúmina forman la escoria, la que sale por un agujero que lleva el *chio*. A tal momento se da *un golpe de fuego*, para que la masa de hierro se funda, retirándola

despues al estado de una masa esponjosa y pastosa. Luego se la percute fuertemente con un martillo *frontal* ó un *martinete* que pesa 800 ó 1000 kilogramos. De este modo adquiere consistencia y se hace fibrosa, dúctil y maleable. Solo resta dividirla en trozos y estenderla en láminas ó en hilos, mediante á los cilindros *laminadores* ó la *hilera*.

Este método usado en Francia, en los Pirineos, en España y en Córcega, no se emplea sino es para minerales ricos; porque una parte no despreciable de hierro queda mezclada con las escorias, como hemos dicho, al estado de silicato.

355. **Método de los altos hornos.** — Este método tiene la ventaja de que se aprovecha casi todo el metal que tiene el mineral; aunque al estado de *fundicion* ó *hierro colado*, que despues hay necesidad de *afinar*. Además puede usarse la leña ó el cok, segun convenga; solamente que los hornos de cok tienen que ser más elevados para que produzcan mayor tiro.

El *alto horno* se compone de dos grandes troncos de cono contruidos de ladrillos refractarios, unidos por sus bases (*Fig. 108*). La parte superior, que es la mayor, se llama *cuba* y el cono inferior V los *atelajes*; sobre estos hay un espacio casi cilíndrico O llamado el *laboratorio*; la parte más inferior del horno forma el *erisol*. El laboratorio está terminado por cuatro huecos; de ellos, tres están atravesados por *toberas* que inyectan aire por medio de poderosas máquinas movidas por el vapor, la otra se llama *tímpano* y se halla del lado de la abertura del horno. El crisol está terminado por una de sus caras por una gran piedra A en plano inclinado que se denomina *dama*, por donde se descargan las escorias. Por último, por encima de la cuba se prolonga el horno en forma de chimenea y lleva una gran abertura G por donde el horne se carga, que es el *tragante*. Los hornos alimentados con carbon vegetal tienen unos 10 metros de altura, y los de cok de 15 á 18.

Lleno el horno de combustible y cuando está *en fuego* completamente, se empieza á cargar mineral por el tragante, mezclado con los fundentes (castina ó erbue, segun la naturaleza de la ganga) intercalando entre cada capa de mineral una de carbon, y se continúa sin interrupcion hasta que haya necesidad de componer el horno, del que todos los dias se saca el metal obtenido (fundicion), por el *agujero de colada* que lleva el crisol en su parte inferior.

Los fenómenos químicos que se producen en el alto horno son los siguientes: el aire que inyectan las toberas, quema el carbon produciendo ácido carbónico; pero este al atravesar las capas de carbon más altas, se transforma en óxido carbono,

que al ponerse en contacto con el óxido ó el carbonato de hierro (únicos minerales que se explotan) los reduce al estado metálico; esta reduccion empieza como á la mitad de la cuba, y la completa el carbon incandescente.

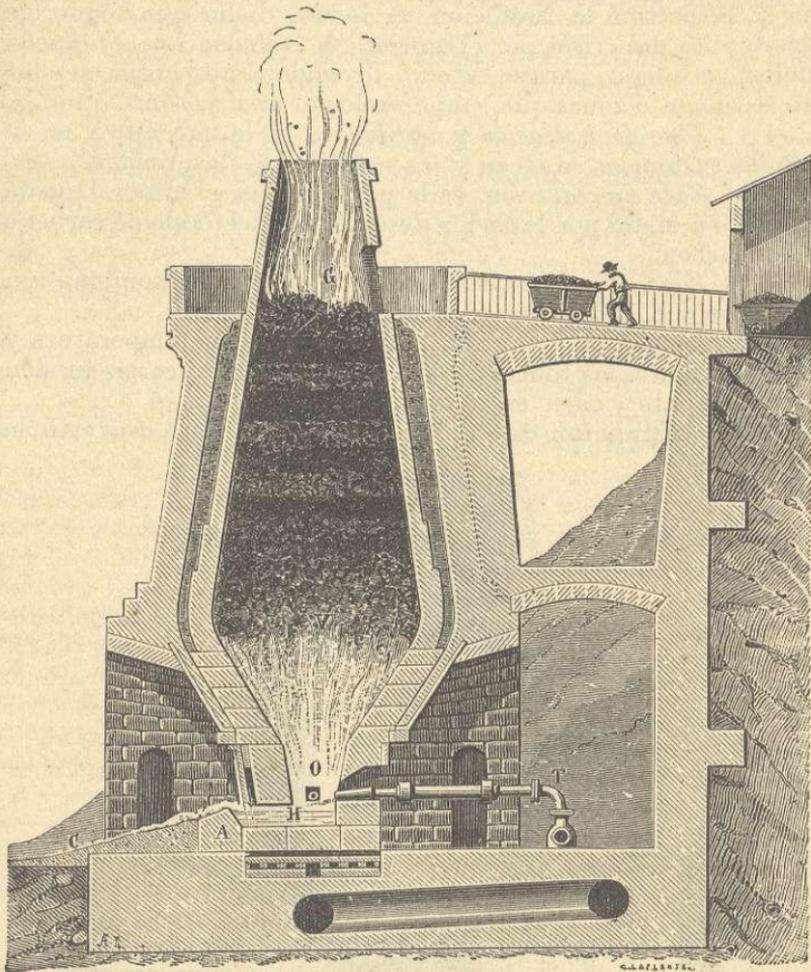


Fig. 108.

El metal así reducido atraviesa de arriba á abajo las capas de carbon; llega á los atalajes, al propio tiempo que las escorias fundidas; á tal punto, y bajo la influencia del calor intenso que existe en esa parte del horno, el hierro reducido se combina

con cierta proporcion de carbon y alúmina, y se transforma en fundicion que cae en el crisol, á la vez que la escoria; mas esta siendo más ligera queda en la parte superior é impide la oxidacion del metal. La escoria, cuando el crisol H está lleno, sale de una manera continúa por el plano inclinado C de la dama A; respecto á la fundicion ya hemos dicho que todos los dias se saca del crisol por el agujero de colada. Los químicos suelen considerar, para su estudio, dividido el alto horno en cuatro secciones ó zonas que, empezando por arriba, son:

1.º *Zona de desecacion y destilacion*, es la más alta y en la que las sustancias se secan y las volátiles se desprenden.

2.º *Zona de reduccion*, es la parte en que el mineral queda reducido á metal por la accion desoxidante del óxido de carbono y del carbon.

3.º *Zona de combinacion*, es donde el metal se combina con el carbon y el silicio, convirtiéndose en fundicion.

4.º *Zona de fusion*, es en la que hay mayor temperatura y está próxima á las toberas, así el metal y las escorias funden perfectamente y caen en el crisol.

356. **Afinacion de las fundiciones**. — Para convertir la

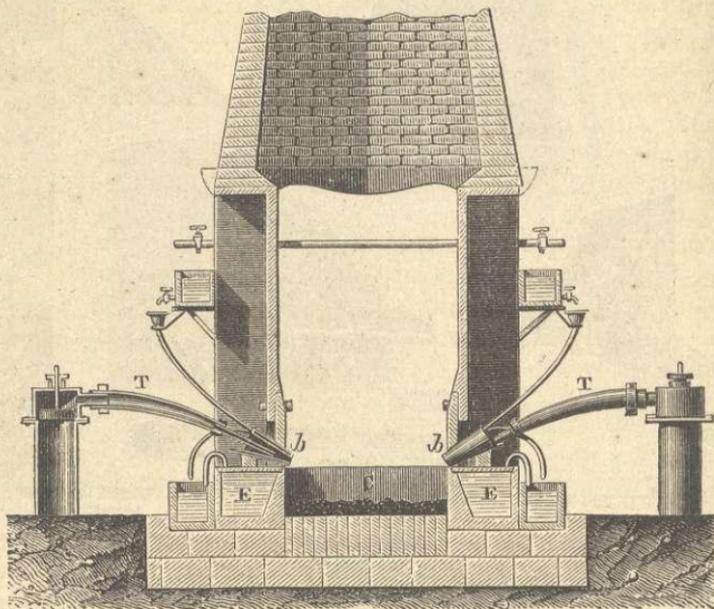


Fig. 109.

fundicion en hierro dulce, se le pone á una temperatura próxi-

ma á la de su fusion, sometiéndola á la accion oxidante de una corriente de aire, que quema ú oxida el carbon y el silicio con preferencia al hierro; aunque con alguna pérdida de este metal que se *escorifica*, formándose silicato de hierro.

Esta afinacion se verifica en el *horno contois*, muy parecido á la forja catalana: ó en los hornos de *puddler* ó de *puilage*, es decir, de afinacion.

La afinacion por la forja catalana (*horno contois*), se hace con leña, á la manera que se obtiene el hierro directamente del mineral.

La afinacion en los hornos de *puilage*, que se dice tambien á la inglesa ó por medio de la hulla, consta de dos partes. En la primera que se parece bastante á la forja, pero que se ejecuta en hornos de afinacion (*Fig. 109*) en los que se emplea cok y lleva toberas T, T, que inyectan aire á una temperatura muy alta, hallándose constantemente enfriadas por una corriente de agua que circula por las envueltas metálicas C, C; la temperatura tiene que ser muy elevada para quemar no tan solo el carbon y el silicio de la fundicion, sino tambien el azufre y el fósforo que el cok lleva: así se obtiene lo que en términos técnicos se llama *metal fino*. Este se lleva al horno de *puilage* (*Fig. 110*), que es un horno de reverbero en el que el aire atraviesa á una temperatura elevadísima el metal, que el obrero remueve de vez en cuando, agregando batiduras de hierro Fe^3O^4 para activar la combustion. Concluida la operacion, se lleva al martinete, se hace el recocido y despues se pasa á los cilindros laminadores, ó á la hilera.

El hierro así obtenido no está químicamente puro; para obtenerlo se reduce por el hidrógeno el óxido de hierro. De este modo se prepara para los usos medicinales.

357. **Fundiciones.**—El hierro colado á fundicion es, como hemos dicho, una combinacion de hierro con carbon, silicio y pequeñas porciones de otras sustancias. Se conocen varias clases de fundicion: las principales son la *blanca* y la *gris*.

La fundicion blanca es brillante, de color plateado, dura, quebradiza, resiste á la accion de la lima, funde entre 1050° , á 1100° , y no deja residuo atacada por el ácido clorhídrico: tiene hasta un 5 por 100 de carbono, y se emplea principalmente para fabricar aceros.

La fundicion gris presenta un color gris claro, su fractura es granulosa, se puede limar, cortar y perforar; funde á unos 1200° , y contiene próximamente la misma cantidad de carbon que la blanca; pero este carbon no está todo combinado, por lo que con el ácido clorhídrico produce un residuo carbonoso.

Esta fundicion es la que se emplea en la industria y en la economía doméstica.

358. **Composicion y propiedades del acero.**— El acero es, como la fundicion, un carburo de hidrógeno, con pequenísimas porciones de sílice, azufre, fósforo, &c.; pero en el que la cantidad de carbon es mucho menor que en aquella, pues no contiene mas que de 8 á 15 milésimas.

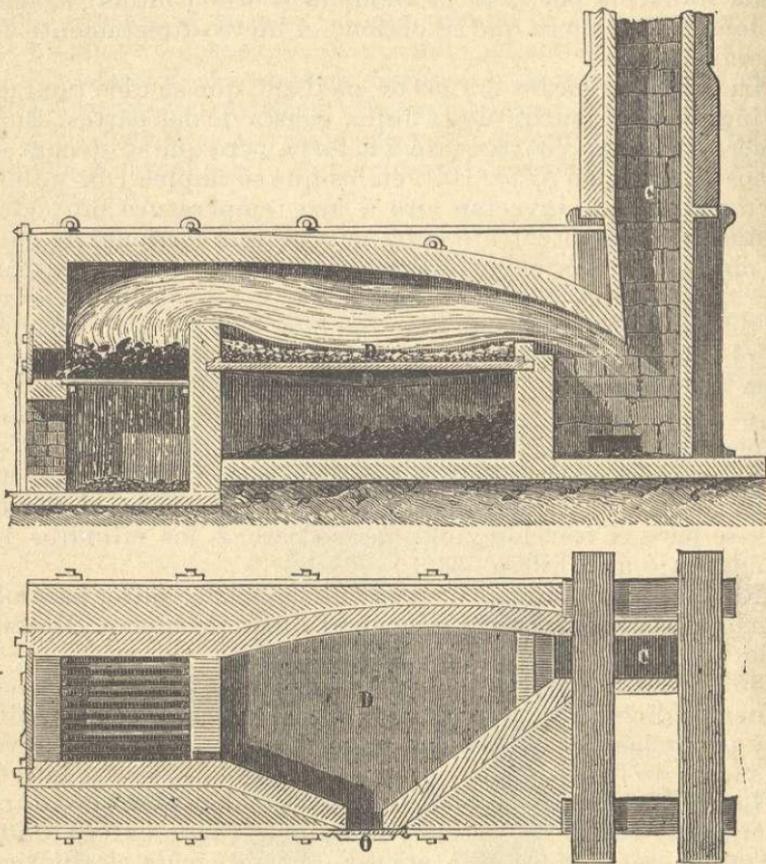


Fig. 110.

El acero es blanco, brillante, susceptible de pulimento, mas duro y mas elástico que el hierro; su densidad y su fusibilidad es casi igual á la de este metal.

Calentando el acero á una temperatura elevada y enfriado rápidamente, sufre una modificacion molecular llamada *temple*,

haciéndose mucho mas duro, frágil, elástico y sonoro; el temple es tanto mas fuerte cuanto mas elevada la temperatura y mas pronto el enfriamiento; pues enfriándose lentamente no toma el temple; esto es, queda el acero ductil y maleable como el hierro. La operacion se hace, generalmente, sumergiendo en una gran cantidad de agua, de materias grasas, ó de mercurio, el objeto de acero calentado préviamente.

Las temperaturas de los temples distintos, se reconocen en las fábricas por los colores que toma el acero cuando se calienta, debidos á películas de óxido de hierro sumamente delgadas que se forman. A saber:

Amarillo paja que corresponde á ...	220°
„ oscuro	240°
Párpura	260°
Azul claro	285°
Azul oscuro	295°
Verde mar	330°

359. **Fabricacion del acero.**—Siendo el acero un estado intermedio entre el hierro dulce y la fundicion, puede fabricarse descarburando en parte esta, ó carburando el hierro; esto da origen á varios métodos que dan nombre á los distintos aceros y son: *acero natural ó de forja, acero de cementacion, acero fundido y acero Bessemer.*

El acero natural se obtiene afinando la fundicion en la forja catalana, ó en el horno de afinar.

El acero de cementacion se fabrica colocando en grandes cajas de ladrillo refractario (*Fig. 111*), capas alternadas de hierro en barras, y el *cemento*, que en este caso se compone de carbon en polvo, materias grasas y sal marina, ú otras sustancias ricas en carbon. Se mantiene al fuego hasta el rojo varios dias, y carburándose el hierro se convierte en acero.

El acero fundido es el mismo acero natural, ó el de cementacion, á los cuales se les ha fundido en crisoles en un horno de tiro; dándoles así mas homogeneidad y finura; por lo que con él se fabrican los más delicados instrumentos. Se sostiene el fuego unas cuatro horas.

El acero Bessemer, se fabrica en grande escala por medio del *convertidor*, que es una especie de gran retorta de hierro de cuello corto y estrecho (*Fig. 112*), revestida interiormente de una espesa capa de mezcla refractaria a, b, c, d, que en su parte inferior llevan varios agujeros x, x, comunicantes con un depósito B y un conductor F, D, C, á donde por medio de poderosos fuelles se inyecta aire. La retorta puede girar alrede-

dor del eje H, y la carga se hace de modo que el centro de gravedad esté sobre él, para que el equilibrio sea indiferente.

Cargada la retorta de combustible y gradualmente calentada al blanco, se llena de fundicion gris que funde, y el baño de este líquido es atravesado por los filetes de aire que pene-

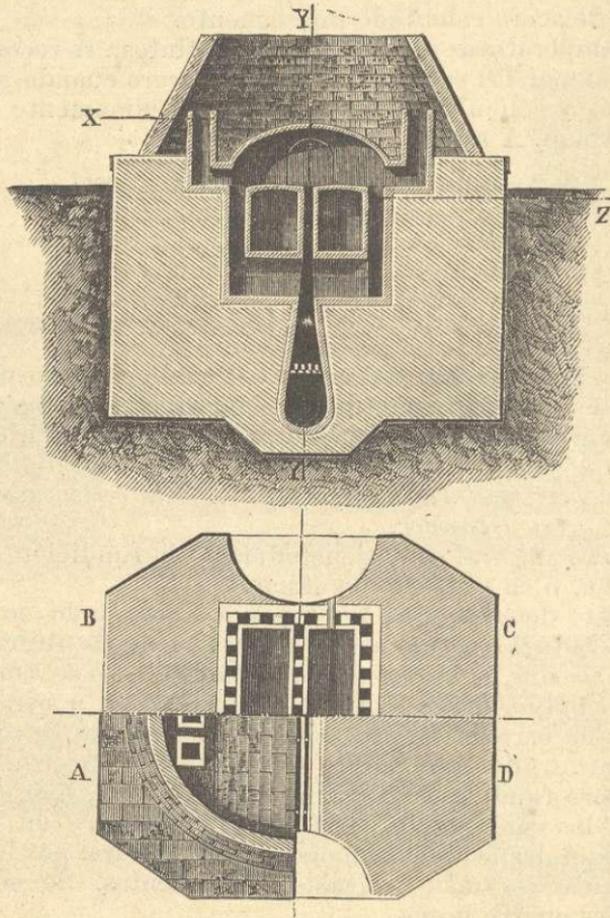


Fig. 111.

tran por la parte inferior, quemando así el carbon, el silicio, fósforo, etc., y convirtiendo la fundicion en acero. Concluida la operacion se le dá vuelta al convertidor y sale el acero fundido que se vierte sobre moldes. Un aparato de estos puede hacer en una operacion hasta diez toneladas de acero.

360. **Usos del hierro, fundicion y acero.**—Los usos del hierro son universalmente apreciados y conocidos: siendo el metal por excelencia de la industria: al estado de planchas del-

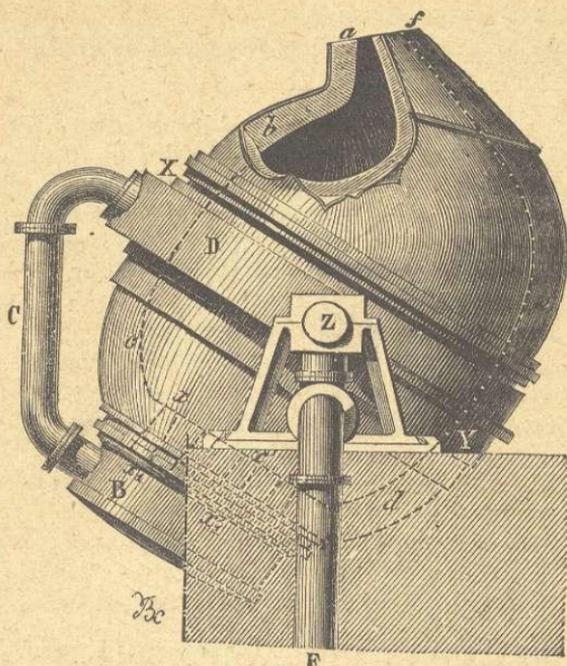


Fig. 112.



gadas se llama *palastro*; en hilos se denomina *alambre*, *cabilla*, *tiradillo*, etc., segun sus gruesos y formas; cubierto de estaño forma la *hojalata*, y bañado de zinc el *hierro galvanizado*.

La fundicion gris se emplea para moldearla, constituyendo multitud de objetos de gran resistencia, como tubos para la conduccion de agua y de gas; retortas y crisoles para la industria; rails para ferro-carriles; grandes piezas para la construccion de puentes; candelabros para el alumbrado público, etc.

El acero se utiliza para toda clase de herramientas de la agricultura, de la industria, de la artes y de las ciencias: como cuchillos, navajas, tijeras, bisturís, formones, martillos, sables, limas, sierras, arados, resortes, corta-frios, etc. El acero fundido, el acero Bessemer, el acero Krupp y otros, sirven para la fabricacion de cañones.

Es tal la importancia de estas materias, que en 1870 se es-

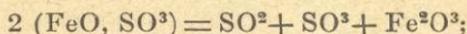
timó la produccion de acero en Europa en 314.250 toneladas métricas, de las que 750 correspondieron á España; y la de la fundicion en 10.576.200 toneladas de las que pertenecieron á España 60.000.

Oxidos, sulfuros y cloruros de hierro.

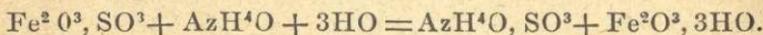
361. **Oxidos de hierro.**—Los óxidos de hierro son en número de cuatro; el protóxido, el sesquióxido, el óxido magnético, y el ácido férrico; los dos primeros son básicos, el tercero es salino, y el último, como indica su nombre, es ácido.

El *protóxido de hierro* Fe O es una base que con los ácidos forma las sales de hierro al minimum de oxidacion. Se le puede obtener al estado hidratado precipitándolo de una de sus sales disuelta por medio de la potasa ó la sosa; entonces se presenta blanco verdoso; pero expuesto al aire se pone verde, despues amarillo, debido á que se oxida y se convierte en sesquióxido.

El *sesquióxido de hierro* Fe²O³ es una base muy débil que se obtiene ó calcinando en un crisol sulfato de protóxido de hierro, como hemos visto para la preparacion del ácido sulfúrico de Sajonia:



ó precipitando por el amoniaco una sal de sesquióxido de hierro:



En el primer caso se obtiene el sesquióxido anhidro conocido con el nombre de *colcotar ó rojo de Inglaterra*, y tambien *azafran de Marte* ⁽¹⁾ *aperitivo*, y *azafran de Marte astringente*; es muy duro y se emplea para pulimentar; en el segundo se obtiene hidratado con tres equivalentes de agua y es de un color amarillo oscuro. Es el óxido que se forma sobre el hierro oxidado al aire.

El sesquióxido de hierro se encuentra muy abundante en la naturaleza, como dejamos dicho [352] constituyendo los hierros oligistos, las hematites rojas y las limonitas.

El *óxido de hierro magnético*, *pedra iman ó iman natural* Fe³O⁴ ó tambien FeO, Fe²O³, es un óxido salino muy abundante como mineral de hierro en Suecia y Noruega. Se le obtiene

(1) Los químicos de la edad media designaron los metales usuales con los nombres de los planetas: así, el hierro se llamó Marte; el cobre, Venus; la plata, Diana; el estaño, Júpiter; el plomo, Saturno; y el oro, Apolo ó Sol.

artificialmente descomponiendo el agua por el hierro calentado al rojo; ó cuando arde este metal en el aire, ó en el oxígeno (batiduras de hierro).

El *ácido férrico* FeO^3 no se le conoce mas que en combinacion con las bases; cuando se ha intentado aislarlo, se descompone en sesquióxido de hierro (que es el más fijo de estos compuestos) y oxígeno.

362. **Sulfuros de hierro.**—Los sulfuros de hierro son tan numerosos como los óxidos; pero solo tiene importancia el bisulfuro de hierro FeS^2 , que se presenta en abundancia al estado natural y se conoce con los nombres de *pirita marcial*, *pirita blanca* y *pirita amarilla*. Por la accion del calor se descompone y cede una tercera parte de su azufre, dejando por residuo *pirita magnética* Fe^3S^4 , de composicion análoga al óxido de hierro magnético.

Cristalizado el bisulfuro de hierro en forma cúbica constituye la variedad llamada *pirita blanca*: sumamente dura, pues dá chispas como la piedra de fusil con el eslabon.

En la industria se utiliza este sulfuro para la fabricacion del ácido sulfuroso, del ácido sulfúrico y del sulfato de hierro.

363. **Cloruros de hierro.**— Se conocen dos: el protocloruro y el sesquicloruro ó percloruro de hierro.

El protocloruro FeCl anhidro es un cuerpo de color violáceo, cristalizado en laminillas; se le obtiene por la accion directa del cloro sobre el hierro; se puede preparar tambien hidratado con cuatro equivalentes de agua $\text{FeCl} + 4\text{HO}$, por medio del hierro y del ácido clorhídrico diluido, cristalizando entonces en prismas de color verde.

Si en la disolucion del protocloruro se hace pasar una corriente de cloro, el líquido verdoso toma un color amarillo, y dá por la evaporacion en frio cristales anaranjados de percloruro de hierro hidratado $\text{Fe}^2\text{O}^3 + 12\text{HO}$. Esta sustancia se emplea bastante en medicina para detener las hemorragias, á causa de la propiedad que tiene de coagular instantáneamente la sangre.

Carbonato y sulfato de hierro.

364. **Carbonato de hierro.**— Se conoce tambien con el nombre de *hierro espático* FeO , CO^2 y abunda como mineral de hierro, cristalizado en romboedros, especialmente en Inglaterra; tambien se halla en disolucion en algunas aguas minerales ferruginosas, Orezza, Spa, ect.

Se obtiene el carbonato de hierro vertiendo carbonato de

sosa en una disolucion de sulfato de protóxido de hierro; el precipitado de carbonato de hierro hidratado que se forma, se descompone al contacto del aire, transformándose en sesquióxido de hierro. Esta sal de hierro se emplea mucho en medicina; pero hay necesidad, para conservarla, de tenerla en recipientes bien cerrados por ser fácil su descomposicion.

365. **Sulfato de protóxido de hierro.**—Es la sal de más uso en la industria, y se le conoce con los nombres de *vitriolo verde ó caparrosa verde*. Es de un color verde esmeralda, cuando está cristalizada ($\text{FeO}, \text{SO}^3 + 7\text{HO}$), muy soluble en agua, y los cristales expuestos al aire absorben el oxígeno, pierden su transparencia, se ponen amarillentos, convirtiéndose en sulfato de sesquióxido de hierro $\text{FeO}^3, 2\text{SO}^3$.

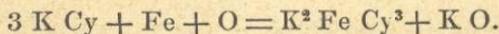
El sulfato de hierro se obtiene como residuo en la extraccion del hidrógeno [51]. En las artes se le prepara atacando los hierros viejos con agua acidulada con ácido sulfúrico, ó exponiendo las piritas de hierro á la accion del aire en frio, ó á una temperatura no muy alta; este sulfuro absorbe el oxígeno del aire y se transforma en sulfato. Lavados los productos, se disuelve la sal formada, que se purifica por varias cristalizaciones.

Se emplea el sulfato de hierro en la fabricacion de la tinta; para dar los colores negros y oscuros en tintorería; para la preparacion de las cubas de índigo y para la fabricacion del azul de Prusia. En medicina se le utiliza como astringente.

Prusiatos de potasa. Azul de Prusia.

366. **Prusiato amarillo de potasa.**—Se denomina tambien *ferro-cianuro de potasio ó cianoferruro de potasio* ($\text{K}^2\text{FeCy}^3 + 3\text{HO}$). Es un cuerpo de color amarillo de limon, cristalizado en octaedros truncados, con tres equivalentes de agua, que pierde por la accion del calor. Calentado al rojo se descompone y produce cianuro de potasio, hierro carbonado y ázoe.

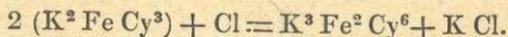
Se prepara el prusiato amarillo haciendo hervir, en contacto con el aire, una disolucion de cianuro de potasio con limaduras de hierro: se obtiene el ferrocianuro y potasa:



El ferrocianuro de potasio es de un uso muy frecuente en los laboratorios como reactivo, por las muchas reacciones á que dá origen con los demás cuerpos, y se emplea en la industria para la fabricacion del azul de Prusia.

367. **Prusiato rojo de potasa.**—Se le conoce tambien con los nombres de *ferricianuro* ó *cianoférrido de potasio* $K^3 Fe^2 Cy^6$. Es un cuerpo cristalino de un hermoso color rojo, soluble en el agua, y que por la accion del calor ó de los cuerpos desoxidantes se convierte en prusiato amarillo.

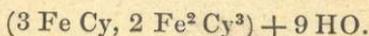
Se obtiene el prusiato rojo de potasa, haciendo pasar una corriente de cloro por una disolucion de prusiato amarillo: se forma además cloruro de potasio, á saber:



La disolucion al evaporarse deposita los cristales de ferricianuro de potasio formados.

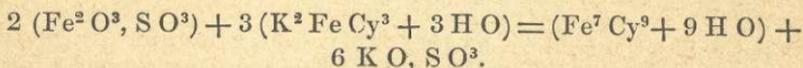
Se emplea este compuesto como reactivo y para la fabricacion del azul de Prusia.

368. **Azul de Prusia.**—Este compuesto de hierro y de cianógeno $Fe^7 Cy^9 + 9 HO$, le consideran algunos químicos como una *cianosal* compuesta del protocianuro de hierro que hace de base, con el sesquicianuro que hace de ácido; esto es:



Se presenta en masas amorfas, ligeras, de un color azul hermoso con reflejos metálicos; insoluble en el agua y en el alcohol. La luz solar lo blanquea; pero vuelve á adquirir su color en la oscuridad. Arde en el aire, todos los ácidos lo descomponen y es soluble en el ácido oxálico, por lo que sirve para hacer la tinta azul.

Se obtiene el azul de Prusia, precipitando una disolucion de sulfato de sesquióxido de hierro por el cianoferruro de potasio; se obtiene además sulfato de potasa:



El azul de Prusia se emplea mucho en la pintura al óleo, en los papeles pintados y en la estampacion de las telas.

369. **Caracteres de las sales de hierro.**—Estas pueden ser de protóxido ó de sesquióxido.

Sales de protóxido de hierro.

1.º *El sulfhidrato de amoniaco produce un precipitado negro de sulfuro de hierro.*

2.º *La potasa ó el amoniaco forman un precipitado blanco verdoso de hidrato de protóxido de hierro, que al contacto del aire se colora rápidamente.*

3.º *El ferrocianuro de potasa produce precipitado azul claro; y el ferricianuro azul oscuro.*

4.º *La solucion de nuez de agallas no produce coloracion negra al pronto.*

Sales de sesquióxido de hierro.

1.º *El hidrógeno sulfurado dá precipitado de azufre.*

2.º *Sulfhidrato de amoniaco dá precipitado negro.*

3.º *La potasa y el amoniaco forman precipitado rojo oscuro de hidrato de sesquióxido de hierro, insoluble en un exceso de reactivo.*

4.º *Ferrocianuro de potasio dá precipitado de azul de Prusia.*

5.º *Ferricianuro potasio (pruciato rojo) dá una coloracion parda oseura sin formacion de precipitado.*

6.º *La infusion de nuez de agalla dá precipitado negro azulado (tinta).*

CAPITULO II.

Zinc y sus principales combinaciones.

ZINC = Zn.

Desde muy antiguo sirve para la preparacion del laton; se empleó puro desde 1750.

Equivalente = 33. Densidad = 6,86 á 7,20.

370. **Propiedades físicas.** — El zinc es un metal blanco azulado, de textura laminosa, fusible á 410° y volatilizable al rojo blanco: pudiendo, por consiguiente, destilar. Es quebradizo á la temperatura ordinaria; pero á unos 100° se hace dúctil y maleable, volviéndose otra vez friable á 200°, hasta el punto de poderse reducir á polvo.

371. **Propiedades químicas.** — En el aire ó en el oxígeno secos, permanece inalterable; pero se oxida en contacto en el agua ó en el aire húmedo, formándose una delgada costra superficial y adherente de óxido y carbonato de zinc, que preserva al metal en su interior.

El zinc arde en el aire con llama blanca y brillante á una temperatura algo superior á la de su fusion, convirtiéndose en óxido de zinc que se difunde en el aire en copos blancos; de igual manera que la magnesia producida por la combustion del magnesio.

El agua se descompone por la accion de zinc bajo la influencia del calor, ó en frio con los ácidos diluidos.

372. **Metallurgia del zinc.**—Los minerales de zinc son la *calamina* ó carbonato de zinc, y la *blenda* ó sulfuro de zinc; la primera, más abundante que la segunda, es la que alimenta las grandes explotaciones metalúrgicas de la Vieulle Montagne, en Bélgica, de la Silesia y de Inglaterra.

Aunque estos minerales tienen distinta composicion, el procedimiento metalúrgico es el mismo; pues se reduce á someterlos primero, á una quema en contacto con el aire: de este modo la calamina pierde su ácido carbónico y se convierte en óxido de zinc, y la blenda se oxida, pierde su azufre y se transforma tambien en óxido.

Reducidos los minerales á óxidos, por esta primera operacion, que se practica en hornos caldeados generalmente por cok, se le someten á una *reduccion por el carbon*, en aparatos que varían en cada localidad.

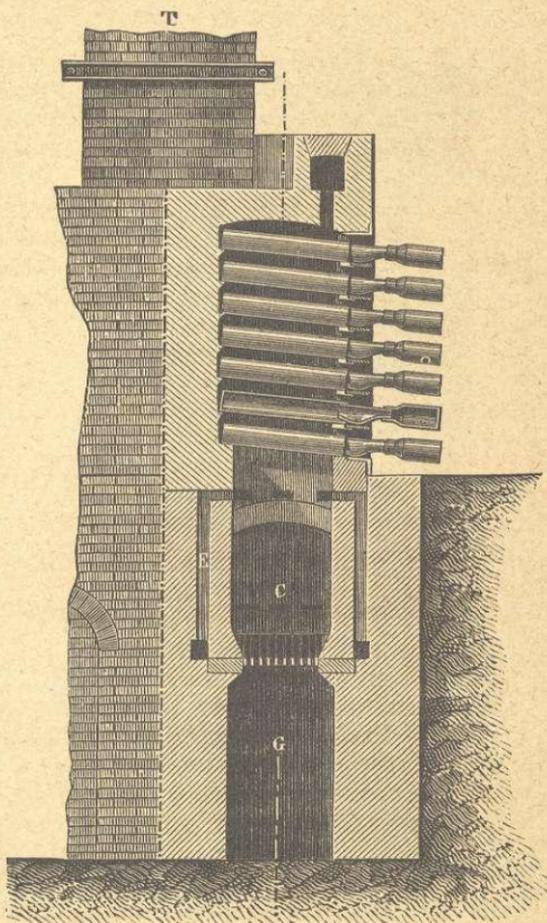


Fig. 113.

En Bélgica, se coloca el mineral, ya oxidado y mezclado con carbon, en una serie de cilindros que van algo inclinados sobre el horno (*Fig. 113*), á los que se unen unas especies de alargaderas, en donde el vapor de zinc reducido se condensa, saliendo el óxido de carbono que se produce por pequeños agujeros que llevan estos recipientes condensadores. Despues el metal se funde y se le dá la forma de grandes planchas rectangulares.

En Silesia son grandes cajas de arcilla refractaria, colocadas

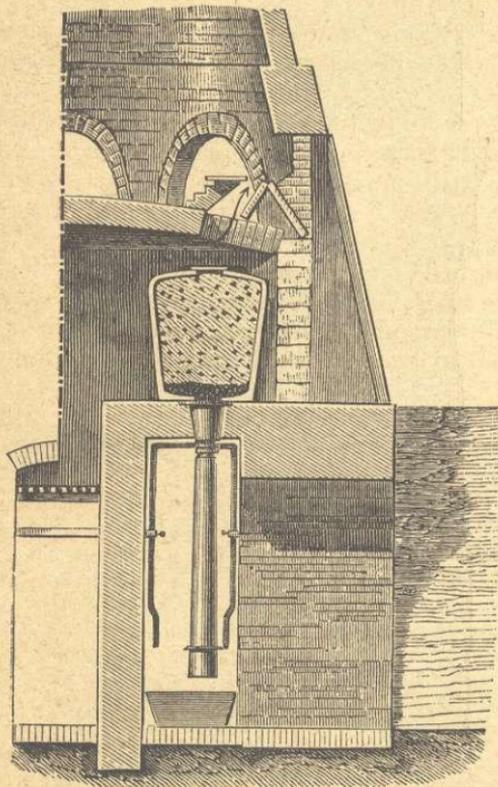


Fig. 114.

en el horno, en las que se pone la mezcla de óxido de zinc y carbon, cuyas cajas se unen á unos grandes tubos codados que hacen oficio de tubos abductores, que llevan el vapor de zinc reducido á unos depósitos con agua.

Se emplean en Inglaterra (*Fig. 114*) grandes crisoles refractarios, colocados en el horno, análogos por su forma á los usados para la fabricacion del vidrio. Cada crisol lleva una perforacion en su fondo, por la que pasa un largo tubo de hierro, que lleva los vapores de zinc á un recipiente frio.

373. Usos del zinc.

— Son muy numerosos, pues sirve para la preparacion del hidrógeno, construir techos, conductos, estanques, tinas, etc., para las pilas voltáicas, para fabricar el laton, galvanizar el hierro, preparar el óxido de zinc y otros compuestos de este metal.

Oxido de zinc. Cloruro de zinc. Sulfato de zinc.

374. **Oxido de zinc.**—Este óxido anhidro ZnO se conocia en la antigüedad con los nombres de *flores de zinc*, *lana filosófica* *ponfolix*, *nihil album*. Es blanco, pulverulento, muy suave al tacto, fijo, irreducible por el calor; pero reducible por el hidrógeno. Expuesto al aire, absorbe el ácido carbónico y se convierte poco á poco en carbonato de zinc.

Se prepara el óxido de zinc quemando el zinc al contacto del aire, ó descomponiendo el carbonato ó el nitrato de zinc por el calor.

Puede tambien obtenerse hidratado precipitándolo de una sal de zinc por la potasa ó la sosa; pero este precipitado se redisuelve en un exceso de álcali; porque el óxido de zinc es neutro y forma un zincato de potasa ó de sosa solubles.

Se emplea el óxido de zinc, mezclado con un aceite secante, para la pintura, con el nombre de *blanco de zinc*, y sustituye con ventaja al albayalde; pues no se ennegrece con las emanaciones sulfurosas, ni dá emanaciones malsanas; tiene, en cambio, *menos cuerpo* que el albayalde, por lo que cubre menos, y da un blanco menos brillante.

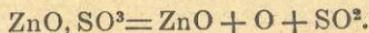
375. **Cloruro de zinc.**—Se presenta el cloruro de zinc $ZnCl$ bajo la forma de una sustancia blanca, delicuescente, amorfa, fusible á 250° y volatilizable al rojo.

Se le obtiene por medio del ácido clorhídrico diluido y el zinc laminado, evaporando en seco la disolucion que resulta de cloruro de zinc; pues el hidrógeno se desprende:

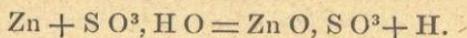


Se emplea en medicina como cáustico, y en la industria para desoxidar los metales que han de soldarse con estaño.

376. **Sulfato de zinc.**—Se denomina tambien *vitriolo blanco*, *caparrosa blanca*. Es una sal incolora, cristaliza en prismas cuadrangulares con siete equivalentes de agua, ZnO , $SO^3 + 7HO$, tiene sabor amargo y estíptico, y es muy soluble en agua. Por la accion del calor se funde en su agua de cristalización, despues queda anhidra y, por último, se descompone en óxido de zinc, oxígeno y ácido sulfuroso:



En los laboratorios se le obtiene por la misma reaccion que sirve para obtener el hidrógeno:



En la industria se fabrica oxidando (por medio de la quema) el sulfuro de zinc natural ó blenda. Resulta de esta operacion óxido y sulfato de zinc, que se separa por disolucion.

Se emplea el sulfato de zinc en medicina para curar las optalmías, y en la industria para algunas operaciones de la tintorería.

377. Caracteres de las sales de zinc.—Las sales de zinc son incoloras, si lo es el ácido, y tienen sabor amargo. Sus disoluciones dan:

1.º *Con la potasa, la sosa y el amoniaco, precipitado blanco de óxido de zinc, soluble en un exceso de reactivo.*

2.º *Con los carbonatos de potasa y sosa, precipitado blanco de carbonato de zinc.*

3.º *Con el ferro-cianuro de potasio, precipitado blanco de ferro-cianuro de zinc.*

4.º *Con el sulfhidrato de amoniaco ó los sulfuros alcalinos, precipitado blanco de sulfuro de zinc hidratado.*

CAPITULO III.

Niquel y sus compuestos más usuales.

NIQUEL = Ni.

Fué descubierto por Cronstedt en 1751.

Equivalente=29,5.

Densidad=8,86.

378. Propiedades físicas y químicas.—El niquel es un metal magnético de color blanco agrisado, muy duro y tenaz, al propio tiempo que dúctil y maleable. En el aire no se oxida si no es á una temperatura elevada, y funde á más alta temperatura que el hierro.

Calentado el niquel con carbon, se combina con una parte de este y forma una especie de fundicion.

Los ácidos sulfúricos y clorhídrico la atacan con poca fuerza; pero el ácido nítrico fuertemente.

379. Metalurgia del niquel.— En la naturaleza se encuentra el niquel al estado de óxido, de arseniuro, sulfuros, si-

licatos y otros. La mayor parte se estrae del arseniuro llamado *kupfernikel* (NiAs); ó tambien de una materia fusible que se deposita en los crisoles que sirven para la fabricacion de los esmaltes y que se denomina *speiss* (arsenio-sulfuro de niquel).

Para obtener este metal del *kupfernikel*, se somete, el mineral mezclado con carbon á una serie de quemas, que produce la combinacion del arsénico con el oxígeno, dando ácido arsenioso que se desprende y el metal queda reducido.

380. **Usos.**—Se emplea en las artes para el niquelado galvanico, y para formar aleaciones con otros metales, á las que dá mucha dureza; tales son el *argentan*, la *plata alemana* y el *maillechor*.

381. **Oxidos de niquel.**—El protóxido de niquel NiO, se encuentra al estado de mineral unido al hierro cromado. Es un polvo de color gris cuando se halla hidratado, y verde si está anhidro. El hidrógeno al calor rojo lo descompone, dejando el metal libre. Es insoluble en la potasa y la sosa; pero se disuelve en el amoniaco, tomando el líquido un color azul hermoso.

Se puede obtener artificialmente el óxido de niquel, calentando el carbonato de niquel; y al estado de hidratacion precipitando por la potasa ó la sosa una sal de protóxido de niquel.

El sesquióxido de niquel Ni²O³ se obtiene en los laboratorios calcinando el nitrato de niquel. Es un cuerpo negro, pulverulento, insoluble, y descomponible por el calor. El amoniaco lo reduce al estado de protóxido.

382. **Sulfato de niquel.**—Es la sal más importante de niquel, pues se emplea para preparar los baños del niquelado galvanico. Es una sal verde, soluble en agua, cristaliza en ella tomando siete equivalentes (NiO, SO³ + 7HO). Por la accion del aire pierde su agua de cristalizacion, poniéndose primero blanca y despues amarilla.

Se fabrica el sulfato de niquel tratando el metal por ácido sulfúrico diluido, ó bien con el mismo ácido el óxido de niquel, ó el carbonato.

383. **Caracteres de las sales de niquel.**

1.º *Con la potasa, la sosa ó sus carbonatos, precipitado verde manzana.*

2.º *Con el amoniaco, el mismo precipitado; que se redissuelve en un exceso de reactivo, tomando el líquido coloracion azul.*

3.º *Con el prusiato rojo de potasa, precipitado amarillo verdoso.*

CAPITULO IV.

Cobalto, cromo y sus principales combinaciones.

COBALTO = Co.

Descubierto por Brand en 1733.

Equivalente=29'50. Densidad=8,6.

384. Propiedades físicas y químicas.—El cobalto es un metal magnético, de color blanco de plata, maleable, duro, fusible á una temperatura más elevada que la del hierro. A la temperatura ordinaria no se oxida en el aire ni en el agua; pero arde con llama roja á elevada temperatura. El ácido nítrico le ataca rápidamente, y con poca energía los ácidos sulfúrico y clorhídrico.

El azufre, el fósforo, el cloro y el arsénico se combinan con el cobalto directamente.

385. Preparacion del cobalto.—Se encuentra el cobalto en la naturaleza combinado con el oxígeno, el azufre y el arsénico. Se le prepara reduciendo por el carbon el óxido de cobalto.

386. Protóxido de cobalto.—Al estado anhidro CoO , se presenta este cuerpo en forma de un polvo verdoso, que se tiñe de color de rosa cuando se hidrata. Es volátil y constituyen una base muy fuerte. Fundido con borax ó con cristal le comunica un hermoso color azul, que no se altera por el calor.

El protóxido de cobalto anhidro se obtiene calentando al rojo este óxido hidratado, y este último se le prepara precipitándolo de una sal de cobalto por medio de la potasa ó de la sosa.

Se emplea el óxido de cobalto para dar los colores azules á los cristales, esmaltes y porcelanas.

387. Cloruro de cobalto.—Es un compuesto que se presenta en cristales de color granate, solubles en el agua y en el alcohol, inalterables al aire. Por la accion del calor se transforma en un color azul intenso, que vuelve al color rojo al enfriarse.

Se prepara el cloruro de cobalto disolviendo el carbonato de cobalto en ácido clorhídrico.

Se emplea la disolucion de cloruro de cobalto para preparar una tinta simpática; pues teniendo un color rosado, escribiendo con ella, no se perciben los caracteres; pero si se calienta el pa-

pel pasándole una plancha, ó aproximándolo al fuego, los caracteres se hacen visibles porque toman un color azul, que desaparece al enfriarse.

388. Caracteres de las sales de cobalto.

1.º Con la potasa ó la sosa, dan precipitado azul violeta de hidrato de cobalto que al contacto del aire enverdece.

2.º Con los carbonatos alcalinos, precipitado rojo pálido de carbonato de cobalto.

3.º Con el ácido sulfhídrico y los sulfuros alcalinos, precipitado negro de protosulfuro de cobalto.

4.º Con borax, vidrio, fosfato de sosa ó cualquier fundente, dan coloracion azul por la accion del soplete.

CROMO = Cr.

Descubierto á fines del siglo pasado por Vauquelin.

Equivalente=26,75. Densidad=5,9.

389. Propiedades físicas y químicas.— El cromo debe su nombre (*color*, en griego) á la propiedad de producir compuestos dotados de colores diversos. Es un metal magnético de color blanco grisáceo, duro, susceptible de pulimento, infusible á la forja.

Este metal no se inflama al aire: pero proyectado sobre clorato de potasa fundido, arde con llama blanca brillante, transformándose en cromato; arde en el cloro y se disuelve en el ácido clorhídrico con desprendimiento de hidrógeno.

390. Extraccion.— En 1877 Vanquelin obtuvo por primera vez el cromo del mineral llamado *plomo rojo de Siberia*, que es un cromato de plomo. M. H. Deville lo ha preparado calcinando el óxido de cromo con carbon y aceite de linaza, en un crisol de cal y de carbon, á una temperatura elevadísima. Se encuentra el cromo en la naturaleza formando parte del *rubí*, la *esmeralda* y las *serpentinás*.

391. Compuestos oxigenados del cromo.— Son muy numerosos y de todas especies, á saber:

Protóxido de cromo . . .	= Cr O.
Sesquióxido de „ . . .	= Cr ² O ³
Bióxido de „ . . .	= Cr O ²
Acido crómico	= Cr O ³
„ percrómico	= Cr ² O ⁷
Oxido salino	= Cr O, Cr ² O ³

De estas combinaciones, las más definidas y de mayor importancia son el sesquióxido de cromo y el ácido crómico.

El *sesquióxido de cromo* Cr_2O_3 es un polvo verde, sumamente duro, indescomponible por el calor y fusible al fuego de forja. Se combina con el agua y forma varios hidratos. De los metaloides tan solo el carbon lo descompone con el auxilio de una temperatura elevada. Se le prepara generalmente calentando moderadamente en una retorta, una mezcla de dos partes de bicromato de potasa con una de azufre. Se forma sulfato de potasa, que se separa por la accion disolvente del agua, y sesquióxido de cromo.

El *ácido crómico* CrO_3 es un cuerpo cristalizado en agujas delicuescentes de un color rojo oscuro, muy solubles en el agua, que toma un color amarillo rojizo y se descomponen por la luz solar.

Los cristales bien secos de ácido crómico expuestos al vapor de alcohol, se ponen incandescentes y se descomponen, inflamando los vapores alcohólicos.

Este ácido es un oxidante muy enérgico y el ácido clorhídrico lo convierte en cloruro de cromo, con desprendimiento de cloro.

El ácido crómico se prepara, descomponiendo una disolucion saturada de bicromato de potasa con ácido sulfúrico. Se forma cromato neutro de potasa, sulfato de potasa y ácido crómico.

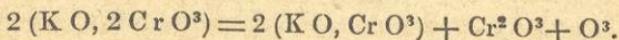
392. Cromatos de potasa.—Entre las varias sales que forma el ácido crómico, tienen gran importancia por sus muchas aplicaciones el *cromato neutro* y el *bicromato de potasa*.

El *cromato neutro* ó *cromato amarillo de potasa*, KO, CrO_3 es una sal anhidra, de color amarillo limon, de sabor amargo, soluble en agua, á la que colora aunque sea en muy pequeñas dosis.

Se obtiene esta sal, agregando á una disolucion de bicromato de potasa carbonato de la misma base, y evaporando el líquido hasta la cristalización.

Tiene usos el cromato amarillo de potasa en el análisis químico y en tintorería.

El *bicromato de potasa* ó *cromato rojo de potasa* $\text{KO}, 2\text{CrO}_3$ es de color rojo anaranjado, de sabor amargo, más soluble en frio que en caliente y cristaliza en láminas rectangulares. Por el calor sufre la fusion ígnea y se descompone en cromato neutro, sesquióxido de cromo y oxígeno:



Se obtiene fácilmente el bicromato de potasa atacando con ácido nítrico el cromato neutro, y se usa en los laboratorios como reactivo.

CAPITULO V.

Cadmio y sus principales compuestos.

Metales raros pertenecientes á la seccion tercera.

CADMIO = Cd.

Descubierto por Stromeyer y por Hermann en 1818.

Equivalente=55,75. Densidad=8,6.

393. **Propiedades físicas y químicas.** — Es un metal blanco azulado, de gran brillo, que pierde en contacto con el aire; es dúctil y maleable, funde á 320° y hierve á 860°. Cristaliza en octaedros regulares. Es blando y poco coherente hasta el extremo de manchar el papel como el plomo.

Cuando se halla en barras y se le dobla, produce un ruido parecido al del estaño. Es volátil y combustible como el zinc, al que se parece mucho y con el que se encuentra generalmente mineralizado.

Los ácidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico disuelven el cadmio, esto es, que forman sales solubles con desprendimiento de hidrógeno.

394. **Preparacion y usos.** — El cadmio se halla casi siempre con los minerales de zinc: blenda y calamina. La mayor parte se extrae de los depósitos de óxido de cadmio que se forman en las alargaderas ó condensadores que sirven para la metalurgia del zinc [364]. Este óxido mezclado con carbon se somete á la accion de calor, en retortas de hierro. El cadmio reducido al estado metálico destila.

La poca abundancia de los minerales de cadmio hace el que su empleo esté muy limitado; aunque posee propiedades utilizables en la industria.

395. **Oxido de cadmio.** — Puede presentarse anhidro CdO, ó hidratado. El óxido de cadmio anhidro es un cuerpo de color oscuro, infusible y bastante estable; diferenciándose del óxido de zinc en que no se reduce por el hidrógeno. Hidratado el óxido de zinc es blanco, gelatinoso y muy poco estable.

El óxido anhidro se obtiene quemando el metal en contacto con el aire ó con el oxígeno, y al estado de hidratacion descomponiendo una sal soluble de cadmio por la potasa ó la sosa. Sirve este óxido para obtener el cadmio puro.

396. **Ioduro de cadmio.**— Se presenta cristalizado en hermosas láminas exagonales incoloras, dotadas de brillo nacarado, inalterables al aire, muy solubles en agua y en alcohol, y fusibles á temperatura no elevada.

Uno de los procedimientos de preparacion consiste en formar una mezcla con limaduras de cadmio, iodo y agua; la combinacion se forma rápidamente. Evaporando el líquido se precipita el ioduro de cadmio.

Este se emplea principalmente para la preparacion del colodion fotográfico.

397. **Caracteres de las sales de cadmio.**

1.º *Las sales solubles dan precipitado amarillo con el ácido sulfhídrico.* Esta reaccion basta para diferenciar el cadmio de los demás metales.

2.º *Calentadas al soplete con carbonato de sosa, depositan un anillo rojizo sobre el carbon.*

398. **Vanadio, indio y urano.**(1)—De estos tres metales, que existen en pequeñas porciones en algunos minerales, tiene alguna importancia el *urano* por su uso en la fabricacion de colores para la porcelana.

El urano es un metal blanco amarillento, duro y algo maleable, al contacto del aire se pone amarillo, siendo su densidad casi la del oro: 18,4.

Se obtiene el urano descomponiendo el cloruro de urano por el vapor de potasio. En la naturaleza existe al estado de óxido constituyendo el mineral llamado *pech-blenda*. Con el oxígeno forma un protóxido y un sesquióxido UO y U^2O^3 . Las sales de protóxido de urano son verdes, y amarillas las de sesquióxido.

Se usan las sales de urano para decorar, como hemos dicho, las porcelanas y los vidrios.

Las sales de urano dan por medio de la potasa, la sosa ó el amoniaco, un precipitado amarillo.

(1) Los tres nuevos metales raros el *samaro*, *noruego* y *escandio*, descubiertos en 1880, no han podido todavía estudiarse lo bastante para clasificarlos. Sin embargo, por algunos de sus propiedades pueden colocarse entre los metales de la segunda ó de la tercera seccion.

El samaro, fué descubierto, como el galio y otros metales, por las indicaciones del análisis espectral; en un mineral llamado *samarquita*.

El noruego se halló por Telly Dahll por los procedimientos ordinarios de la química, en un mineral de níquel. Es blanco, maleable, duro y su densidad 9,44. Los ácidos nítrico y sulfúrico lo disuelven; el ácido clorhídrico difícilmente. Su disolucion en el ácido nítrico es azul, pero muy diluida en agua pasa á verde; y precipita con los álcalis ó sus carbonatos, redisolviéndose en un exceso de reactivo. El hidrógeno sulfurado dá un precipitado oscuro. Con el borax dá este metal una perla verde amarillenta en el fuego de oxidacion del soplete.

El escandio se obtuvo del mineral llamado *yterbina*; dá rayas particulares en el espectróscopo. Las sales de escandio son incoloras ó blancas; poseen un sabor astringente y amargo.

El *indio* es un metal sólido, blanco de platino, blando, de poca cohesión; funde á 176° y arde con llama azul oscura. Es inalterable al aire y al agua; pero le atacan los ácidos nítrico y sulfúrico, formando respectivamente nitrato y sulfato de indio. Se combina con el oxígeno formando un protóxido y un sesquióxido. El cloro también se combina con este metal.

Se descubrió el indio, por medio del análisis espectral, en el zinc procedente de Freyberg; pues dá una raya azul muy marcada. Se le obtiene de dicho metal, que además del indio contiene, en pequeñísimas porciones, plomo, hierro, cromo, cadmio y molibdeno.

Es el *vanadio* un metal sólido, blanco de plata, de fractura cristalina. Arde en el oxígeno formando el ácido vanádico; se combina además con él en varias proporciones. Se combina también con el cloro.

Se encuentra en la naturaleza formando los vanadatos de cobre y de plomo, y también unido al cobre, níquel, cobalto y plomo.

El medio más sencillo de obtenerlo es descomponer por una corriente de hidrógeno, uno de los cloruros de vanadio.

LIBRO V.

METALES DE LA CUARTA Y QUINTA SECCION Y SUS COMPUESTOS MAS USUALES.

CAPITULO I.

Estaño y sus principales combinaciones.

ESTAÑO = Sn.

Conocido desde la más remota antigüedad.
Equivalente=59. Densidad=7,3.

399. **Propiedades físicas.**—El estaño es un metal casi tan blanco como la plata, con un ligero reflejo amarillento. Cuando se frota despide un olor característico, y si está en barras y se le dobla, produce un ruido particular llamado *grito del estaño*, que proviene de su testura interior que es cristalina, y unos cristales chocan con otros: esta propiedad es signo de pureza del metal que funde á 228° y no hierve. Es maleable, pudiendo reducirse á hojas muy delgadas.

400. **Propiedades químicas.**—A la temperatura ordinaria, no sufre apenas alteracion el estaño en el aire; pero se oxida rápidamente por la accion del calor, transformándose en protóxido y en bióxido de estaño, ó ácido estánnico. El ácido sulfúrico no ataca á este metal sino en caliente, el ácido clorhídrico le disuelve rápidamente en frio convirtiéndolo en cloruro con desprendimiento de hidrógeno; y el ácido nítrico le oxida transformándolo en bióxido.

401. **Estado natural y extraccion.**—El estaño se encuentra en la naturaleza al estado de protosulfuro, ó al de bióxido SnO²: de este último mineral llamado *casiterita*, se estrae el metal, la que se encuentra en los terrenos más antiguos en medio de rocas graníticas. Los principales yacimientos de la casiterita son en Bohemia, Sajonia, en la India y en Inglaterra, en el condado de Cornuailles.

La metalurgia del estaño es muy sencilla: pues consiste en

reducir el óxido de estaño por el carbon, lo que es fácil, dada la afinidad, no muy grande, de este metal para con el oxígeno.

La operacion se efectua en un horno de manga (*Fig. 115*), cuya seccion es trapezoidal. El mineral mezclado con carbon se coloca en la parte inferior del horno, en la que se inyecta aire por un gran fuelle ó tobera, para quemar algunos sulfuros y arseniuros que le acompañan siempre. El estaño fundido, reducido por el carbon, resbala por el fondo del horno á un primer depósito, y de este á otro, haciéndole salir por un agujero que lleva en su parte inferior. Las escorias se separan del metal cuando está fundido, y el ácido carbónico que se forma por la combustion del carbon, se escapa por el horno que hace oficio de chimenea.

402. **Usos.**—Son muy conocidos, los principales son: la fabricacion de la hojalata, el azogado de los espejos, la fabricacion del bronce y otras aleaciones que ya hemos indicado [235], y la preparacion de algunos compuestos de este metal.

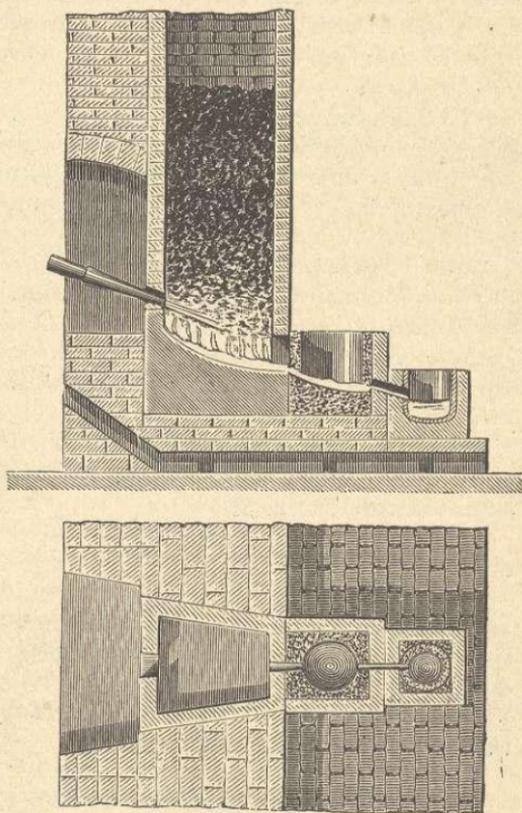


Fig. 115.

Oxidos, cloruros y sulfuro de estaño.

403. **Oxidos de estaño.**—Forma este con el oxigeno tres combinaciones: el protóxido SnO , el bióxido de estaño ó ácido estánnico SnO^2 ; y el ácido metastánnico $\text{Sn}^5 \text{O}^{10} + 5 \text{HO}$.

El protóxido de estaño hidratado puede obtenerse, precipitando por el amoniaco el protocloruro de estaño; es un cuerpo blanco que se sobreoxida fácilmente.

El bióxido de estaño existe formado en la naturaleza, y se le prepara artificialmente atacando por medio del carbonato de sosa el bicloruro de estaño. Este compuesto es ácido, y tiene uso para la fabricacion de los esmaltes. Se presenta en masas blancas gelatinosas, solubles en los ácidos diluidos: se combina con los álcalis para formar *estannatos*.

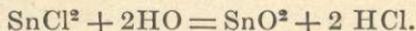
El ácido metastánnico es el producto de la oxidacion del estaño por el ácido nítrico. Es un cuerpo blanco, pulverulento, insoluble en los ácidos diluidos; y soluble en el ácido sulfúrico concentrado. No es soluble en el amoniaco, y sí en la potasa y en la sosa.

404. **Cloruros de estaño.**—El protocloruro de estaño SnCl es blanco, de sabor estíptico, algo soluble en el agua. Es un agente reductor enérgico: así desoxida al peróxido de manganeso, al sesquióxido de hierro, al óxido de plata y al de mercurio; además reduce al estado metálico á los cloruros de oro y de mercurio.

Se le prepara atacando el estaño en granalla por el ácido clorhídrico, y concentrando la disolucion hasta que se convierta en una masa cristalina.

Se emplea en tintorería como *royente*, esto es, para levantar el color en ciertos puntos de la tela.

El *bicloruro de estaño* SnO^2 , llamado comunmente *licor fumante de Libavius*, es un líquido incoloro que al aire despidе humos blancos, de un olor muy fuerte, hierve á 120° y puede destilarse sin que se descomponga. Es muy soluble en el agua, y esta disolucion concentrada se altera, produciendo ácido estánnico y ácido clorhídrico



Se obtiene el bicloruro de estaño anhidro, haciendo pasar una corriente de cloro bien seco sobre estaño calentado ligeramente. El estaño arde con llama, y el bicloruro obtenido destila y se recoge en un recipiente frío.

El licor de Libavius se emplea en tintorería para realzar algunos colores, y mezclado con una disolucion de protocloruro de oro forma la púrpura de Cassius, tan usada en la pintura de los vidrios y de la porcelana.

405. **Sulfuros de estaño.**—Forma el estaño con el azufre tres combinaciones; pero solo nos ocuparemos, por tener alguna

importancia, del bisulfuro SnS^2 , llamado tambien *oro musivo*, y *oro de Judea*, que corresponde al bicloruro y al bióxido de estaño.

Es un cuerpo sólido, de color amarillo bronceado con reflejo metálico, muy untuoso al tacto, dejando al frotarle una série de partículas, brillantes como el oro. Resiste á la accion de los ácidos y no lo descompone más que el agua régia.

Se prepara el bisulfuro de estaño calentando juntos en un crisol mercurio y estaño (50 por 100), á fin de obtener una amalgama, la que enfriada y reducida á polvo, se mezcla con 60 partes de azufre en flor y 50 de sal amoniaco. Despues se calienta todo junto hasta el rojo sombrío, en un balon ó matráz colocado en baño de arena. En el fondo del matráz se forma el bisulfuro de estaño.

Se emplea este compuesto para dorar y broncear la madera, y sirve para frotar las almohadillas de las máquinas eléctricas.

406. Caracteres de las sales de estaño.

1.º *El zinc y el hierro precipitan al estaño de todas sus disoluciones.*

2.º *Con la potasa ó la sosa, dan precipitado blanco que se disuelve en un exceso de álcali.*

3.º *Con el ácido sulfhídrico: precipitado pardo, cuando la sal es de protóxido, y de calor amarillo claro, si es de bióxido.*

4.º *Con las sales de oro: precipitado de púrpura de Casio ó de Cassius.*

CAPITULO II.

Antimonio y sus combinaciones más importantes.

Metales raros pertenecientes á la seccion cuarta.

ANTIMONIO = Sb.

Algunos compuestos de antimonio son conocidos desde muy antiguo: al estado metálico se conoce desde el siglo quince.

Equivalente = 129.

Densidad = 6,715.

407. **Propiedades.**—Es un metal de color blanco plata, quebradizo y fácil de pulverizar, fusible á 450° y volatilizable al rojo. Cristaliza por fusion en romboedros.

A la temperatura ordinaria no se altera, arde al rojo produciendo espesos humos blancos de óxido de antimonio SbO ; arde

tambien en el cloro y se combina con casi todos los metaloides. El ácido nítrico lo oxida, el sulfúrico concentrado forma sulfato de antimonio, y el agua régia lo disuelve al estado de cloruro de antimonio.

408. **Metalurgia del antimonio.**— El único mineral de antimonio que se explota es la *estibina* SbS^3 , ó trisulfuro de antimonio. Se somete el mineral á una calcinacion ó quema en contacto con el aire: con lo que se convierte en oxisulfuro de antimonio, que se reduce despues al estado metálico calcinándolo en un crisol con carbon y carbonato de sosa: se forma á la vez sulfuro de sódio.

Se emplea el antimonio para formar varias aleaciones que ya hemos indicado.

409. **Oxidos de antimonio.**— La gran analogía que presentan los compuestos oxigenados del antimonio, con los del fósforo y los de arsénico, ha hecho el que el antimonio haya sido considerado por algunos químicos como un metaloide: forma este cuerpo el *óxido de antimonio* SbO^3 , que corresponde á los ácidos arseniosos y fosforoso; y el *ácido antimónico* SbO^5 , de igual composicion que los ácidos arsénico y fosfórico.

El óxido de antimonio es un cuerpo blanco, cristalino, funde al color rojo y se volatiliza á temperatura mucho mayor.

El ácido antimónico es un cuerpo de un color blanco amarillento, descomponible al color rojo, produciendo antimoniato de óxido de antimonio. Forma dos hidratos: uno monobásico, esto es, que se combina con un solo equivalente de base; y el otro bibásico, y á tal estado se llama ácido *metaantimónico*.

Se obtiene el óxido de antimonio quemando el metal en el aire; y el ácido antimónico se produce atacando el metal con ácido nítrico.

410. **Sulfuros de antimonio.**— Forma el antimonio con el azufre dos compuestos:

El protosulfuro ó trisulfuro de antimonio SbS^3

El persulfuro ó pentasulfuro de antimonio SbS^5

El protosulfuro existe en la naturaleza, formando el mineral llamado *estibina*, cristalizado en masas grisáceas formadas de agujas brillantes con reflejo metálico. Se le separa de su ganga por una simple fusion; pues es muy fusible. Al estado amorfo, posee un color anaranjado y se obtiene precipitándolo de una disolucion de cloruro de antimonio, por el ácido sulfhídrico; precipitado que se disuelve en sulfhidrato de amoniaco y en los sulfuros alcalinos.

Calentado al aire, el sulfuro de antimonio se oxida, formándose gas sulfuroso y óxido de antimonio; este residuo funde al rojo, y enfriado forma una masa vidriosa conocida con el nombre de *vidrio de antimonio*.

El *kermes mineral* es un sulfuro de antimonio amorfo, con algunas porciones de antimonio, de sosa y de sulfuro de sódio. Tiene un color oscuro y se le obtiene haciendo hervir una disolución de carbonato de sosa con sulfuro de antimonio. Se usa en medicina.

Las aguas madres de la formación del kermes tratadas por el ácido clorhídrico, dan un precipitado amarillo, que es el persulfuro de antimonio impuro SbS^5 , que comunmente se conoce con el nombre de *azufre dorado de antimonio*.

El oxisulfuro de antimonio se utiliza para la fabricación del *tártaro emético* (tartrato doble de antimonio y potasa) usado en medicina.

411. **Cloruros de antimonio.**—Se conocen dos:

Protocloruro ó triclорuro de antimonio $SbCl^3$

Percloruro ó pentacloruro de antimonio $SbCl^5$

El triclорuro, conocido tambien con el nombre de *manteca de antimonio*, es sólido, trasparente, incoloro, soluble en el agua con ácido clorhídrico; funde á 73° y hierve á 230° .

Si á la disolución del protocloruro de antimonio se le agrega agua, se forma un precipitado blanco abundante, que es conocido desde hace tiempo con el nombre de *polvos de Algaroth*: y que es un oxiclорuro de antimonio.

Se obtiene la manteca de antimonio en los laboratorios, por la acción del ácido clorhídrico sobre el sulfuro de antimonio; esto es, con el residuo de la extracción del ácido sulfhídrico [143]. El líquido ácido que resulta se somete á la destilación, hasta que el sulfuro de antimonio se empieza á solidificar, en el cuello del recipiente condensador.

El percloruro de antimonio $SbCl^5$ es un líquido amarillento, volátil, que espesa al aire espesos humos blancos. No puede destilar, se descompone en cloro y protocloruro. Al aire se hidrata y forma una masa cristalina; pero si se le agrega agua en gran cantidad, se descompone con desprendimiento de calor, produciendo *ácido piroantimónico* y ácido clorhídrico.

Se forma el percloruro de antimonio por la acción del cloro sobre el antimonio, ó sobre el protocloruro.

412. **Biantimoniato de potasa.**—Este cuerpo tiene importancia por ser el *reactivo especial* de las sales de sosa; pues

dan precipitado con él, formando *biantimoniato de sosa*.

El biantimoniato de potasa es una sustancia blanca, cristalina, soluble en el agua; pero que se descompone permaneciendo en contacto con este líquido, y muy rápidamente si se calienta la disolución.

Se obtiene dicha sal por la acción de la potasa sobre el antimoniato neutro.

413. Caracteres de las sales de antimonio.

1.º Con la potasa dan precipitado blanco voluminoso de hidrato, soluble en un exceso de reactivo.

2.º El ácido sulfhídrico produce un precipitado amarillo anaranjado, ó coloración si la disolución está muy diluida.

3.º El permanganato de potasa se decolora.

4.º Una lámina de zinc introducida en la disolución, precipita el antimonio metálico.

Metales raros pertenecientes á la sección cuarta.

414. **Molibdeno. Tungsteno.**—El *molibdeno* es un metal blanco, brillante, quebradizo y poco fusible. Al aire se oxida y arde á elevada temperatura. Es soluble en el ácido nítrico en frío, y en el ácido sulfúrico á la temperatura de la ebullición.

Existe en la naturaleza al estado de *sulfuro de molibdeno* y al de *molibdato* de plomo; el primero de estos minerales muy parecido en su aspecto al grafito.

En los laboratorios se obtiene el molibdeno, reduciendo el cloruro á una elevada temperatura por el hidrógeno.

El *tungsteno* es un metal denso, brillante, de color gris de acero y frágil. Es inalterable al aire á la temperatura ordinaria; pero á elevada temperatura se combina con el oxígeno y forma el *ácido tungstico*; este mismo ácido se produce atacando el metal por el ácido nítrico.

Se halla el tungsteno en la naturaleza muy escaso y al estado de tungstato. Se le obtiene generalmente reduciendo por el hidrógeno ó por el carbon el ácido tungstico.

Suelen usarse algunos tungstatos para hacer incombustibles las telas; de igual modo, y por la misma causa, que algunos silicatos.

415. **Tántalo, titano, niobio, osmio, pelopio é ilmeneo.**—El *tántalo* que se llamó antes *colombio*, es uno de los metales raros que no se conocen al estado libre. Se le encuentra al estado de ácido tantálico TaO^5 , en varios minerales llamados

tantálit y *columbitas*, que existen en la América del Norte y en Suecia.

El *niobio* es un metal también muy escaso, y que no se conoce más que mineralizado, formando parte de los mismos minerales que el tántalo.

El *titano* se encuentra en un mineral llamado *rutilo*. El titano se combina con el oxígeno, cloro, bromo, iodo y fluor; formando varios fluoruros dobles ó fluosales [30].

El *osmio* se encuentra generalmente en los minerales de platino, hace oficio de elemento electro-negativo con los metales, pues se combina con varios para formar *osmiuros*. También se combina este metal con el oxígeno y produce el *ácido ósmico*. De este se obtiene el metal, reduciéndolo por el hidrógeno. Es un cuerpo azulado, oscuro ó negro, con brillo metálico, poroso, duro hasta rayar el vidrio; infusible á las más elevadas temperaturas y que se volatiliza sin fundir. Al estado de vapor se combina con el oxígeno y forma el *ácido ósmico* de un olor fuertísimo.

El *pelopio* parece ser el mismo niobio; pues el ácido nióbico se creyó ser formado por otro radical al que se dió dicho nombre. El *ilmenio* es poco conocido, y no forma ningun compuesto de interés.

CAPITULO III.

Cobre y sus compuestos más usuales.

COBRE = Cu.

Conocido desde la más remota antigüedad.

Equivalentente=31,75.

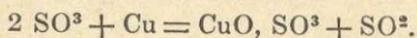
Densidad=8,88 á 8,96.

416. **Propiedades físicas.**— El cobre es un metal de un color rojo, con brillo, dúctil y maleable. Funde al calor rojo y á mayor temperatura arde en el aire, dando una llama de color verde. Por fusion puede cristalizar en pequeños octaedros regulares. Reducido á hojas muy delgadas el cobre se hace trasluciente, y por trasmision aparece de un color verde.

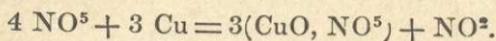
417. **Propiedades químicas.**— A la temperatura ordinaria y en el aire, ó en el oxígeno, secos, no se oxida; pero se oxida fácilmente en el agua ó en el aire húmedo, cubriéndose de una capa verdosa de carbonato de cobre hidratado llamado impro-

piamente *cardenillo*. Las sustancias grasas, ó mejor los ácidos que encierran, atacan tambien al cobre, y siendo todos los compuestos de cobre venenosos, están proscriptas las vasijas de cobre para contener alimentos á menos que no se estañen.

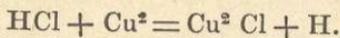
El ácido sulfúrico ataca al cobre y lo disuelve con desprendimiento de ácido sulfuroso:



El ácido nítrico le transforma en nitrato de cobre, formándose al mismo tiempo deutóxido de ázoe:



El ácido clorhídrico le ataca con el auxilio del calor y produce cloruro de cobre é hidrógeno:



El agua régia le ataca rápidamente; y tambien se unen al cobre, bajo la influencia del calor, el azufre, fósforo, cloro, iodo y otros metaloides.

418. Existencia en la naturaleza y metalurgia del cobre.—Los minerales de cobre explotados ó beneficiados son:

1.º *El cobre oxidulado* Cu^2O y el carbonato $\text{Cu}^2\text{O}, \text{CO}^2$: no son abundantes.

2.º *Los cobres sulfurados*, especialmente la *pirita cobriza* Cu^2S , Fe^2S^3 , ó *pirita amarilla*: que son sulfuros dobles de hierro y cobre. Es el mineral más abundante.

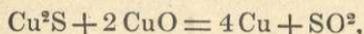
3.º *El cobre gris*: mezcla, en proporciones variables, de sulfuros de cobre, hierro, zinc, arsénico, antimonio y otros compuestos.

Estos minerales abundan en Inglaterra, Suecia, Noruega, Chile y el Perú.

Los óxidos ó carbonatos de cobre son tratados por el carbon en hornos de cuba (*Fig. 116*): apoderándose el carbon del oxígeno y dejando libre el metal.

El tratamiento metalúrgico de los sulfuros es más difícil. Consiste en someter los sulfuros, los cobres grises ó las piritas á varias quemas sucesivas, al propósito de separar el sulfuro de hierro del de cobre. El producto de la operacion se llama *mata de cobre*, que se mezcla con cuarzo y mineral de cobre oxidado ó carbonatado, sometiéndolo en un horno de reverbero á la accion del calor y del aire. El oxígeno se combina con una parte del

azufre del sulfuro de cobre, forma ácido sulfuroso y óxido de cobre: este óxido y el sulfuro de cobre no descompuesto reaccionan, dando por resultado cobre metálico que se recoge y ácido sulfuroso que se desprende:



al propio tiempo que el cuarzo, ó ácido silícico, que se agregó, forma con las últimas porciones de hierro una escoria vidriosa que se separa fácilmente.

El cobre así obtenido no sale químicamente puro: lleva pequeñas porciones de hierro y de azufre. Se le afina mediante otra fusion en presencia del aire y con un poco de arcilla, para que el hierro se escorifique al estado de silicato.

419. Usos del cobre.—

Despues del hierro es el metal de más uso en la industria. Se emplea para la fabricacion de calderas, alambiques y multitud de vasijas. Entra en la formacion de la moneda de poco valor, y en las de plata y oro. Constituye gran número de aleaciones, de las que algunas hemos indicado [235]; siendo las mas importantes el *bronce* y el *laton*.

El *laton* ó *metal amarillo* sabemos que es una aleacion de cobre y zinc, cuyo color varía segun las cantidades relativas en que entran los dos metales. Estas aleaciones son mucho más fusibles que el cobre; pueden moldearse fácilmente, se dejan limar y torneare, adquiriendo un color hermoso parecido al oro.

Se fabrica el *laton*, fundiendo en crisoles de tierra refractaria la mezcla de zinc y cobre, en hornos caldeados por la hulla (*Fig. 117*).

El *bronce* es la aleacion de cobre y estaño; su composicion es tan variable como la del *laton*, segun los objetos que han de fabricarse. El metal de campanas se fabrica en hornos de reverberos (*Fig. 118*); de modo que el aire caliente pase sobre el metal fundido en el suelo del horno; de donde sale el bronce líquido, cayendo en moldes de arena aglutinada con arcilla.

El bronce, así como el *laton*, se oxida en contacto del aire húmedo y se cubre de cardenillo.

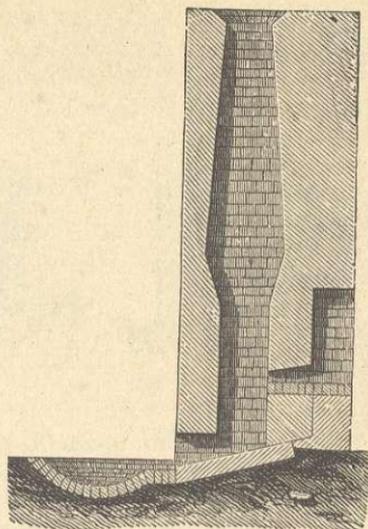


Fig. 116.

El *bronce de aluminio* tiene una tenacidad superior á la del hierro, es muy dúctil, maleable y duro. Se suelen fabricar con

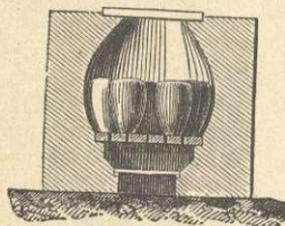


Fig. 117.

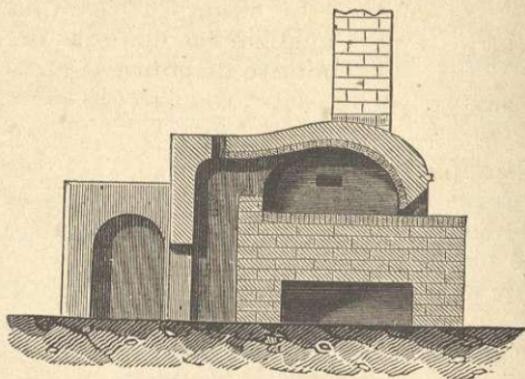


Fig. 118.

él los cogines de las locomotoras. Está formado de 90 partes de cobre y 10 de aluminio.

420. **Oxidos de cobre.**—Forma el cobre con el oxígeno cuatro combinaciones, á saber:

Un subóxido que algunos llaman protóxido.	Cu^2O
Un protóxido " "	dentóxido. CO .
Un óxido singular ó peróxido.....	CuO^2
Un ácido poco conocido.....	CuO^3

Solo estudiaremos los dos primeros.

El subóxido ú *oxidulo de cobre* Cu^2O , existe en la naturaleza formando masas irregulares ó hermosos cristales octaédricos, rojos y transparentes. Se le prepara artificialmente precipitando por la potasa el subcloruro de cobre, ó hirviendo con una disolución de azúcar el acetato de cobre; tiene un color rojo hermoso.

Es una base muy débil, que no forma más que un pequeño número de sales sin interés. Se emplea este óxido para dar al vidrio un color rojo rubí.

El *protóxido de cobre* CuO , llamado por algunos químicos *bióxido*, es la base ordinaria de las sales de cobre. Es un cuerpo de color pardo negruzco, fácilmente reducible por los cuerpos combustibles. Se le obtiene quemando ó *tostando* cobre en contacto con el aire, ó calcinando el nitrato de cobre.

Forma con el agua un hidrato de color azul CuO, HO , que se obtiene precipitándolo de una sal soluble, por medio de la

potasa ó de la sosa. Si en vez de la potasa ó la sosa se emplea el amoniaco, se redisuelve el precipitado, dando un color azul magnífico: *agua celeste*.

Se emplea este óxido CuO para dar coloracion verde á los vidrios y para analizar las materias orgánicas.

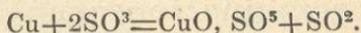
421. **Carbonato de cobre.**—Existen en la naturaleza muchas variedades del carbonato de cobre hidratado, 2CuO , HO, CO^2 : así la *malaquita* que sirve para la fabricacion de objetos artísticos, y la *azurita*, la *pedra de Armenia* y las *cenizas azules*, que se emplean en la pintura, son minerales de cobre carbonatado.

Artificialmente se obtiene el carbonato de cobre, vertiendo carbonato de sosa en una disolucion caliente de sulfato de cobre. El precipitado, lavado y seco, forma un polvo de color verde que se usa en pintura con el nombre de *verde mineral*.

422. **Sulfato de cobre.**—El *sulfato neutro de cobre*, *caparrosa ó vitriolo azul* CuO , $\text{SO}^3 + 5\text{HO}$, es una sal que cristaliza en hermosos cristales azules. El calor le hace perder sucesivamente los cinco equivalentes de agua de constitucion, al mismo tiempo que pierde su color; pero puede recobrarlo, redisolviendo este cuerpo en el agua: á elevada temperatura se descompone.

El sulfato de cobre es isomorfo con los sulfatos de cal, magnesia y hierro.

En los laboratorios se prepara el sulfato de cobre puro, atacando el cobre metálico con ácido sulfúrico. Se forma sulfato de cobre y ácido sulfuroso:



En grande escala se obtiene el sulfato de cobre de las piritas ó sulfuros de cobre naturales, ó tambien aprovechando las planchas de cobre de deshecho.

Para obtener el sulfato de cobre de las piritas, se queman ó tuestan en contacto con el aire; con lo que las piritas se combinan con el oxígeno y se transforman en sulfatos. Trátase despues la materia por el agua, el sulfato se disuelve y basta concentrar el líquido para que la sal cristalice.

Para fabricar el sulfato de cobre con las planchas de cobre viejo, se les mezcla con azufre en polvo, y esta mezcla se calienta en un horno á elevada temperatura, de este modo se forma sulfuro de cobre Cu^2S ; despues se abren varios huecos que el horno lleva, para dejar pasar una corriente de aire: este oxida al sulfuro que se convierte en sulfato. Luego se somete el producto á la accion de agua, como en el caso anterior.

El sulfato de cobre se emplea para la tintorería; para la preparación de varios colores (cenizas azules, verde de Scheele); para la galvanoplastia, y en medicina como un cauterizante ligero.

423. **Arsenito de cobre.**—Se denomina también *verde de Schéele* y tiene por fórmula $2\text{CuO}, \text{AsO}_3$.

Es un cuerpo amorfo, pulverulento, de un color verde hermoso. Se le prepara vertiendo arsenito de potasa en una disolución de sulfato de cobre. Se emplea en pintura.

424. **Caracteres de las sales de cobre.**—Las sales de protóxido de cobre ó subóxido Cu^2O , son en corto número, poco estables, y de escasa importancia.

Las sales de bióxido de cobre CuO , presentan los caracteres siguientes: (1)

1.º *Con la potasa ó la sosa: precipitado azul de óxido de cobre hidratado, insoluble en un exceso de reactivo.*

2.º *Con el amoníaco: precipitado verdoso que se redisuelve en un exceso de reactivo, dando una coloración azul magnífica.*

3.º *Con el ferrocianuro de potasio: precipitado pardo que se convierte en púrpura si está muy diluida la disolución.*

4.º *Con el ácido sulfhídrico y los sulfuros alcalinos: precipitado negro de sulfuro de cobre.*

CAPITULO IV.

Plomo y sus combinaciones más interesantes.

PLOMO=Pb.

Conocido desde la más remota antigüedad.

Equivalente=103,30.

Densidad=11,35.

425. **Propiedades físicas.**—El plomo es un metal blanco azulado, con brillo, ductil, maleable, poco tenaz y tan blando que es rayado por la uña: frotado sobre el papel *mancha*; esto es, deja una huella de partículas metálicas. Funde á 335° y dá vapores al color rojo. Cristaliza por fusión en octaedros regulares.

(1) En estas sales, como en las de mercurio y otras, se suelen llamar protóxidos y bióxidos á los compuestos de la forma R^2O , RO que deberían respectivamente llamarse subóxidos y protóxidos. Igual anomalía se nota en los sulfuros, cloruros, ioduros y demás compuestos binarios de los mismos metales.

426. **Propiedades químicas.**—Recien fundido ó cortado el plomo, tiene brillo metálico que pierde al contacto del aire, porque se forma una película delgada de subóxido de plomo Pb^2O . Expuesto el plomo á la humedad, se cubre de una capa blanca de carbonato de plomo, que se nota fácilmente en los plomos expuestos á la intemperie.

A una temperatura elevada el plomo arde y se transforma en protóxido de plomo PbO , llamado comunmente *masicot*.

Los ácidos sulfúrico y clohídrico no atacan al plomo sino muy débilmente. El ácido nítrico lo oxida, se combina con este óxido y forma nitrato de plomo, con desprendimiento de vapores rutilantes de ácido hiponítrico.

Todos los compuesto de plomo son más ó menos venenosos; por lo que no se emplea el plomo para vasijas que hayan de contener materias alimenticias.

427. **Metalurgia del plomo.**—Los minerales explotados son el carbonato de plomo ó el *sulfuro de plomo* PbS , llamado *galena*: es el mineral más abundante.

El tratamiento metalúrgico del carbonato de plomo es muy sencillo: se le reduce por el

carbon en los mismos hornos que sirven para la extracción del estaño. El plomo reducido se reúne en un depósito colocado debajo del horno.

La galena se encuentra generalmente asociada al cuarzo, al feldespato ó á la calcárea. El tratamiento de la galena se hace por dos procedimientos: el *método de reducción* y el de *reaccion*.

1.º Si el mineral es pobre y su ganga silíceo, se em-

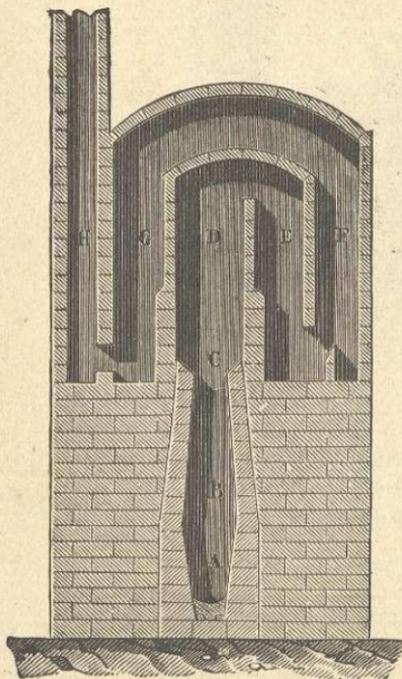


Fig. 119.

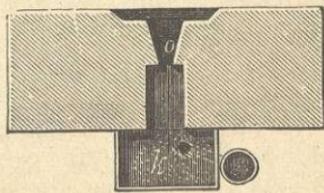
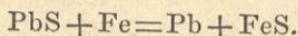


Fig. 120.

plea el método de reducción, que consiste en calentarlo con fundición de hierro. Este teniendo mas afinidad para el azufre que el plomo reduce la galena:



La mezcla de aquellos dos cuerpos, con las escorias que provienen de operaciones anteriores, y con óxido de plomo de coque, que hacen de fundentes, son llevados al horno de fusión (*Figs. 119 y 120*); formándose así escorias muy fusibles (silicatos de plomo y de hierro). El plomo reducido cae al recipiente K. En algunas fábricas, en vez de la fundición de hierro, se emplea el mineral de hierro mezclado con carbon.

2.º El *método de reaccion* se emplea cuando el mineral es rico y su ganga poco silícea. El procedimiento consiste en quemar la galena de manera que se convierta en óxido y sulfato de plomo. Conseguido esto se cierran todas las entradas de aire,

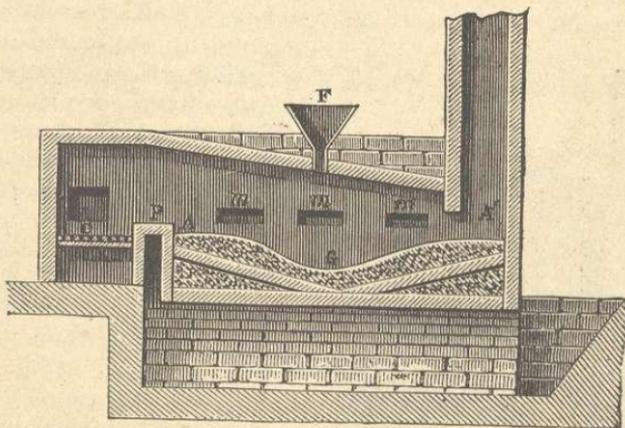
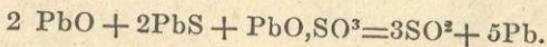


Fig. 121.

para que reaccionen estas sustancias sobre el sulfuro no descompuesto; resultando así plomo metálico y ácido sulfuroso, como puede verse en la siguiente ecuación:



La operación se verifica echando el mineral (triturado y lavado) en un horno de reverbero (*Fig. 121*) cuyo suelo está formado por escorias silíceas, y es de forma cóncava. El mineral cae por el gran embudo ó *tolva* F; la masa se remueve por me-

dio de palas de hierro. En la primer parte de la operacion el aire penetra por las ventanas del horno m, m, m; las que se cierran despues en la segunda reaccion. La operacion dura de tres á cuatro horas.

427. **Usos del plomo.**—Se fabrican con el plomo tubos, canales, vasijas y planchas. Se hacen balas y perdigones, y unido con otros metales forma la *soldadura de plomeros*, *soldadura de hojalateros*, *liga para vasijas*, *aleacion de Arcet*, *liga para tipos de imprenta* y otras cuya composicion ya queda dicha en otro lugar.

428. **Oxidos de plomo.**—El oxígeno forma con el plomo cuatro combinaciones:

Un óxido neutro ó subóxido....	Pb ² O
Un „ básico ó protóxido....	PbO
Un „ salino (minio)....	Pb ³ O ⁴
Un „ ácido (ácido plúmbico)	PbO ² .

El subóxido de plomo es un compuesto sin importancia, que no forma sales. Es un cuerpo de color negro pulverulento, insoluble en el agua. Se obtiene descomponiendo por el calor el oxalato de plomo.

El protóxido de plomo PbO, se llama tambien *masicot*, y cuando ha sido fundido *litargirio*. El masicot es de color amarillo, funde al rojo sombrío y al enfriarse cristaliza en laminillas de color rojo anaranjado: á tal estado constituye el litargirio.

Se obtiene el masicot quemando en contacto con el aire el plomo metálico, ó calcinando el carbonato ó el nitrato de plomo.

Se emplea el litargirio para la fabricacion del minio, del albayalde, así como para la de casi todas las sales de plomo.

Se puede obtener tambien el protóxido de plomo hidratado PbO, HO; vertiendo en una disolucion de sal de plomo potasa ó amoniaco: se obtiene un precipitado de color blanco, que es el hidrato de óxido de plomo.

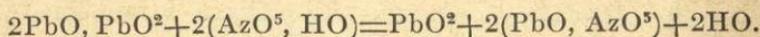
El minio ú óxido de plomo salino (Pb³O⁴ ó 2PbO, PbO²) es un cuerpo pulverulento de un color rojo vivo, ó, á veces, ligeramente anaranjado. Se prepara el minio calentando á unos 300° el masicot, encerrado en cajas de hierro poco profundas, dispuestas en el suelo de un gran horno. El aire penetra por agujeros laterales, y el masicot se sobreoxida, convirtiéndose en este compuesto que puede considerarse como un *plumbato de óxido de plomo*.

Por su hermoso color se utiliza el minio en pintura; y se emplea, como ya hemos dicho, para la fabricacion del cristal, el

flint-glass, y los esmaltes y strass; con él se colora el lacre de rojo, y unido al albayalde entra en la composición de una masilla ó pasta para cubrir las grietas de las calderas de vapor.

El bióxido de plomo PbO^2 , lleva también los nombres del *óxido color de pulga* y de *ácido plúmbico*; pues se combina con las bases. Es un oxidante tan enérgico que mezclado con azufre en flor, lo inflama nada más que con el rozamiento.

Se obtiene el bióxido de plomo atacando al minio con ácido nítrico diluido; pues este se combina con el protóxido de plomo y deja libre al bióxido:



El calor reduce el bióxido de plomo á protóxido.

Importa saber que los crisoles de arcillas se destruyen y perforan, calentando en ellos los óxidos de plomo; pues que con la sílice forman silicatos de plomo muy fusibles.

429 **Carbonato de plomo. Albayalde.**—El carbonato de plomo se encuentra formado en la naturaleza al estado anhidro, en prismas romboidales incoloros; y es fácil obtenerlo artificialmente precipitando una sal de plomo por un carbonato alcalino; pero este compuesto al estado de pureza, no tiene importancia industrial.

El *albayalde* es un carbonato de plomo impuro mezclado con óxido de plomo hidratado, $2(PbO, CO^2) + PbO, HO$. Se conoce en las artes además con los nombres de *cerusa*, *blanco de plomo*, y *blanco de plata*. Es un cuerpo blanco, amorfo, denso, pulverulento, insoluble en el agua, y algo soluble si este líquido lleva ácido carbónico. Se ennegrece rápidamente por la acción del ácido sulfhídrico, ó de los compuestos sulfurados.

Se obtiene el albayalde por dos procedimientos llamados *holandés* y de *Clichy*.

En el procedimiento holandés se emplean como primeras materias los plomos viejos, estiércol de caballo y vinagre ó ácido acético de bajo precio.

El plomo se moldea en láminas que se arrollan en espiral y se colocan en unas vasijas de barro, en forma de crisol, que llevan en su interior un reborde para que descansa la lámina de plomo. Por debajo se echa en la vasija vinagre.

Se coloca una tanda ó lecho de estos recipientes ya preparados con vinagre y plomo, sobre una capa de estiércol; se cubre con láminas de plomo y tablas esta primer tanda y se le pone estiércol. Sobre el estiércol va otra tanda de vasos, y así sucesivamente, formando una pila de crisoles que puede tener unos cuantos centenares.

El estiércol al fermentar produce ácido carbónico, y una elevación de temperatura suficiente para que el ácido acético destile. Los vapores de ácido acético, que rodean la lámina de plomo, van formando con este metal, óxido y acetato de plomo; pero el ácido carbónico que á su vez actúa sobre el acetato, transforma este en carbonato de plomo, desprendiéndose el ácido acético ya libre: así que en las fábricas de albayalde hay un olor muy pronunciado á vinagre.

Concluida la operacion (dura unos quince dias), se deshace la pila de crisoles, se separan los plomos que están cubiertos de una espesa capa de albayalde; se les aplana, se les comprime entre cilindros trituradores que separan el albayalde del plomo metálico: y despues de lavado con agua, pulverizado, tamizado y seco; se libra al comercio.

El procedimiento de Clichy para la fabricacion del albayalde es debido á Thenard. Se usan como primeras materias el litargirio, el ácido acético (vinagre malo) y ácido carbónico. Se empieza por atacar el litargirio ó protóxido de plomo con el ácido acético: se forma *acetato de plomo tribásico* 3PbO , $\text{C}^4\text{H}^4\text{O}^4$ que queda disuelto. Despues se hace llegar una corriente de ácido carbónico á la disolucion. Se produce carbonato de plomo impuro, ó sea albayalde, que se lava con mucha agua y se seca.

Sabemos que el albayalde es uno de los cuerpos mas usados en pintura, ya solo, ya mezclado con otros colores. No olvidemos que tiene el inconveniente de sulfurarse convirtiéndose en un cuerpo de color negro, y que las emanaciones que produce dan origen á los llamados *cólicos saturninos* ó *cólicos de los pintores*, que son verdaderos envenenamientos. Se emplea tambien el albayalde para hacer el *mastic* ó *masilla* de los vidrieros.

430. **Cromato de plomo.**—Existe este cuerpo formado en la naturaleza, cristalizado en prismas romboidales (PbO , CrO^3) y conocido con el nombre de *plomo rojo de Siberia*. Artificialmente se le obtiene vertiendo en una disolucion de acetato de plomo, otra de cromato neutro de potasa; se produce un precipitado denso de un amarillo muy hermoso, con más ó menos color segun las cantidades relativas de las dos sales mezcladas. Se usa en pintura y se le conoce con el nombre de *amarillo de cromo* ó *amarillo de corona*.

431. **Caracteres de las sales de plomo.**—Los principales caracteres de las sales de óxido de plomo (PbO), son:

1.º *Con la potasa, la sosa y el amoniaco: precipitado blanco de hidrato de protóxido de plomo, soluble en un exceso de potasa ó de sosa.*

2.º Con el ferro-cianuro de potasio: precipitado blanco de ferro-cianuro de plomo.

3.º Con el ácido sulfhídrico ó con los sulfuros alcalinos: precipitado negro de sulfuro de plomo.

4.º Con el cromato de potasa: precipitado amarillo hermoso de cromato de potasa.

5.º El hierro, el zinc y el estaño, precipitan al plomo, al estado metálico y cristalino (árbol de Saturno).

CAPITULO V.

Bismuto y sus compuestos más usados.

BISMUTO = Bi.

Conocido por los antiguos que lo confundieron con el plomo y el estaño.
Estudiadas sus propiedades desde el siglo XV.

Equivalente = 105. Densidad = 9,8.

432. **Propiedades físicas y químicas.**—El bismuto es un metal de un color blanco rosado, de testura laminar, quebradizo y fusible á 264°. Por enfriamiento cristaliza al solidificarse en hermosos romboedros, cuya superficie suele aparecer irisada á causa de una película superficial delgadísima que se forma de óxido de bismuto. Cuando se solidifica el bismuto, adquiere mayor volúmen que al estado líquido; de igual manera que el agua.

Calentado al rojo arde el bismuto y se convierte en un trióxido BiO_3 . El ácido nítrico tambien lo oxida y se combina con este óxido, formando azotato de bismuto $\text{BiO}_3, 3\text{NO}^5$. Los ácidos sulfúrico y clorhídrico no actúan sobre él sino en caliente y con poca energía.

433. **Metarlurgia del bismuto.**—El bismuto se encuentra al estado nativo mezclado con cuarzo, especialmente en Sajonia y en Bohemia. Por tal circunstancia su extracción es de las más sencillas; pues basta colocar el mineral en grandes cilindros de hierro algo inclinados, situados en un horno. En la parte más baja llevan un agujero por donde sale el metal fundido, quedando la ganga en los cilindros.

El bismuto muy pocas veces se emplea aislado al estado metálico; pero forma varias aleaciones muy fusibles como las de

Arcet. Se emplea tambien para la fabricacion de los compuestos de este metal y para la de algunos vidrios.

434. **Oxidos de bismuto.**—Se conocen dos: el ya mencionado BiO^3 , y el peróxido ó *ácido bismútico* BiO^5 . El óxido de bismuto (BiO^3) se obtiene calcinando el bismuto, como hemos dicho, ó descomponiendo el nitrato de bismuto por el calor. Este cuerpo se presenta bajo la forma de un polvo amarillo, fusible al rojo y fijo: se combina con los ácidos. Fundido ataca los crisoles de barro: pues forma vidrios muy fusibles.

435. **Nitrato básico de bismuto.**—Sabemos que el ácido nítrico disuelve el bismuto rápidamente y al combinarse forma nitrato neutro de bismuto ($\text{BiO}^3, 3\text{NO}^5$). Esta sal es incolora, cristalina y delicuescente, soluble en el agua, cuando esta se halla en pequeña cantidad; pero si aumenta el nitrato se descompone en dos, uno ácido que queda disuelto, y otro básico $\text{BiO}^3, \text{AzO}^5 + 2\text{HO}$ que se precipita en forma de un polvo blanco: este precipitado se llama *blanquillo, blanquete* ó *blanco de efeite*, por el uso á que se destina.

Se emplea tambien el subnitrato de bismuto en medicina para contener las diarreas.

436. **Caracteres de las sales de bismuto.**—Las sales de bismuto se caracterizan:

- 1.º *Porque sus disoluciones en agua dan precipitado blanco, por la adición de este liquido.*
 - 2.º *El hidrógeno sulfurado produce un precipitado negro, de sulfuro de bismuto.*
 - 3.º *La potasa ó la sosa, dan precipitado blanco.*
-

LIBRO VI.

METALES DE LA SESTA SECCION Y SUS PRINCIPALES COMPUESTOS.

CAPITULO I.

Mercurio y sus combinaciones más usuales.

MERCURIO = Hg.

Conocido desde la antigüedad.

Equivalente=100.

Densidad=13,59.

437. **Propiedades físicas.**— El mercurio tiene tambien los nombres de *azogue* y de *plata viva*. Es el único metal líquido, y esta cualidad basta para distinguirlo de todos los demás. Es blanco, brillante, inodoro é insípido; hierva á 350° y se solidifica á —40°: á tal estado es dúctil y maleable, pudiéndose acuñar como la plata y el oro. Esparce vapores á todas las temperaturas, como puede comprobarse colocando una lámina de oro sobre una copa con mercurio. Estos vapores son venenosos: y por tal razon los que trabajan en las minas de mercurio, y los doradores al fuego, están espuestos á padecer alteraciones profundas en el sistema glandular (especialmente en las glándulas salivales), la necrosis de los huesos, el temblor nervioso de los azogados y la parálisis.

Cuando el mercurio está puro tiene cohesion bastante para afectar la forma esférica en pequeñas masas: así que al subdividirse, resultan multitud de globulillos ó esferillas; pero si contiene óxido ó metales estraños, al ponerse en contacto con un cuerpo deja un rastro de partículas que se llama *cola*; es uno de los medios de reconocer su estado de pureza.

El mercurio disuelve muchos metales formando amalgamas.

438. **Propiedades químicas.**— El mercurio en contacto con el aire se oxida lentamente en su superficie, cubriéndose de

una película gris de protóxido de mercurio Hg^2O (1); pero desde 300° hasta 400° , el mercurio se oxida con menos lentitud, convirtiéndose en deutóxido HgO , ó sea *óxido rojo de mercurio*, en forma de pequeños cristales prismáticos que cubren al metal. A más de 400° este óxido se reduce quedando otra vez el mercurio metálico. Tal fué la notable experiencia de Lavoisier, segun dejamos espuesto en otro lugar.

El cloro se combina con el azufre, dando lugar á dos compuestos: el protocloruro $Hg^2 Cl$ y el bicloruro $HgCl$; segun la cantidad relativa en que se encuentra los dos cuerpos.

El azufre se combina tambien directamente con el mercurio y forma el sulfuro rojo HgS , ó *cinabrio artificial*.

El ácido sulfúrico ataca en caliente al mercurio; se forma sulfato de mercurio, con desprendimiento de ácido sulfuroso. El ácido nítrico en frio ataca al mercurio, produciendo nitrato de mercurio y deutóxido de azoe. El ácido clorhídrico no ejerce accion sobre el mercurio.

439. **Metalurgia del mercurio.**—El mercurio se encuentra algunas veces nativo, en globulillos diseminados en la gan-

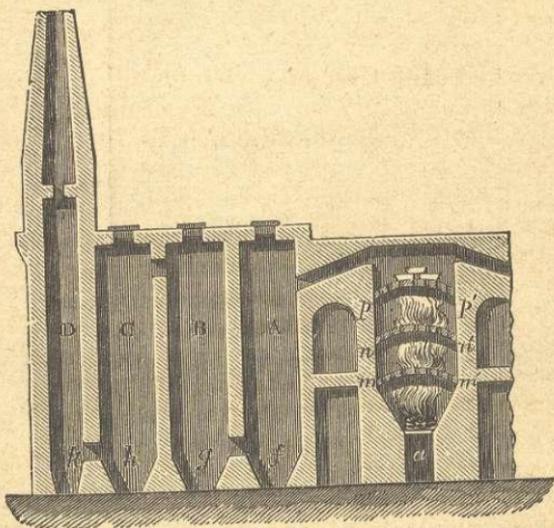


Fig. 122.

ga; pero el mineral explotado en grandes escalas es el sulfuro de

(1) La nomenclatura de los compuestos binarios de mercurio, sigue igual anomalía que hemos hecho ya observar para otros compuestos metálicos.

mercurio ó cinabrio HgS . Las principales minas son las de Almaden en España, la de Idria en Iliria, y la de San José en California. El tratamiento metalúrgico del mercurio es de los mas sencillos: pues se reduce á tostar el mineral para que se quemé el azufre, que se convierte en ácido sulfuroso, y el mercurio metálico destila y se condensa en recipientes apropiados al caso.

En Idria se emplea un horno dividido en tres cuerpos por medio de tres hogares mm' , nn' , pp' (*Fig. 122*) además del hogar inferior á donde vá el combustible. El aire y los productos de la combustion de este hogar atraviesan los tres cuerpos de horno. En el primero se colocan los pedazos mayores del mineral; en el segundo los pequeños, y en el último el polvillo del mineral mezclado con tierra. El ácido sulfuroso que resulta y el mercurio al estado de vapor, pasan á las cámaras de condensacion A, B, C, colocadas no solo á un lado, como la figura indica, sino á ambos lados del horno; el mercurio se condensa en los recipientes f , g , h , k , y el ácido sulfuroso sale por la chimenea D.

En Almaden las cámaras condensadoras están reemplazadas

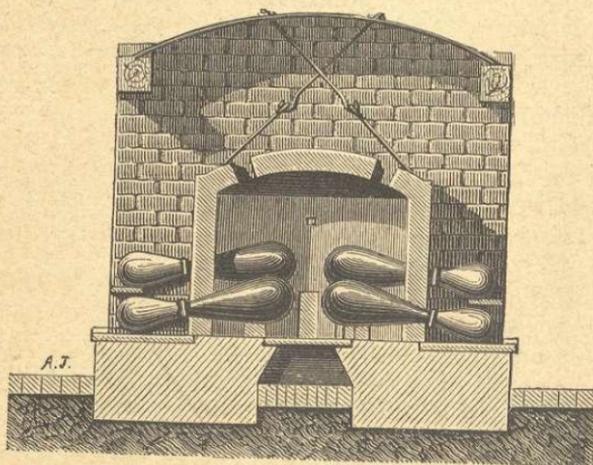
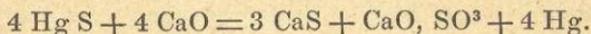


Fig. 123.

por una série de alargaderas de barro llamadas *aludeles*, encajadas unas en otras y colocadas sobre un terrado con doble inclinacion; de manera que el mercurio se condensa en los aludeles, y baja por canales de hierro á los depósitos con agua donde se recoje. En cuanto al ácido sulfuroso se desprende por la chimenea como en el caso anterior.

En Baviera, donde se explota un mineral que es una mezcla

de sulfuro de mercurio con calcárea, se le somete á la accion de una elevada temperatura, en retortas de barro provistas de recipientes ó condensadores de la misma materia (*Fig. 123*). El sulfuro y el carbonato se descomponen mutuamente, formándose sulfuro de calcio y sulfato de cal que quedan en las retortas, y mercurio libre que se condensa en los recipientes:



El mercurio obtenido en las minas, casi nunca está puro; pero así se emplea en muchos casos: envasándolo generalmente en cilindros de hierro. Cuando se quiere purificar se le destila, agitándole despues, repetidas veces durante veinte y cuatro horas, con ácido nítrico diluido en doble de su volúmen de agua y á unos 60° de temperatura.

440. **Aplicaciones.**—Se emplea el mercurio en la construccion de termómetros, barómetros y otros instrumentos; en los laboratorios para recoger los gases que son solubles en agua; sirve para azogar las lunas de los espejos: para formar amalgamas y en la fabricacion de varios compuestos mercuriales.

441. **Oxidos de mercurio.**—Son dos: el protóxido ó más propiamente, oxidulo de mercurio Hg^2O , y el bióxido ó deutóxido de mercurio HgO .

El protóxido de mercurio es un cuerpo negro, pulverulento, insoluble en agua, y tan poco estable que se descompone por la accion de la luz, ó del calor, en bióxido y mercurio metálico. Se le obtiene atacando con la potasa ó la sosa el nitrato de mercurio Hg^2O , NO^5 .

El bióxido de mercurio, llamado tambien *precipitado per se*, *precipitado rojo*, y *óxido rojo de mercurio*; es un cuerpo de color rojo vivo, ó amarillento (segun sus estados), algo soluble en agua. Cuando se calienta toma un color oscuro y á 400° se descompone en oxígeno y mercurio. Se puede obtener por varios medios:

- 1.º Hirviendo el mercurio en contacto con el aire.
- 2.º Calcinando el nitrato de mercurio HgO , NO^5 .
- 3.º Tratando por la potasa ó la sosa una disolucion del mismo nitrato.
- 4.º Atacando con las mismas bases el bicloruro ó deutocloruro de mercurio HgCl .

En este último caso el óxido de mercurio es amorfo y de color amarillo.

Se emplea el óxido rojo de mercurio en medicina, para el tratamiento de algunas enfermedades de los ojos.

442. **Nitrato de protóxido de mercurio.**—Es una sal cristalizable con dos equivalentes de agua Hg^2O , $\text{NO}^5 + 2\text{HO}$, incolora, soluble en agua acidulada con ácido nítrico; cuya disolución forma el líquido conocido con el nombre de nitrato ácido de mercurio, empleado en medicina como cáustico. Si se agrega á la disolución un exceso de agua fria, se descompone el nitrato neutro en un nitrato ácido, que es soluble, y en otro nitrato básico que se precipita en forma de un polvo amarillo claro.

Para obtener el nitrato de protóxido de mercurio, se disuelve el mercurio en frio en un exceso de ácido nítrico.

443. **Sulfuro de mercurio.**—El sulfuro de mercurio HgS constituye el mineral llamado cinabrio, de donde se extrae ordinariamente el mercurio; cuyo color es rojo algo violeta y de una densidad grande.

Obtenido artificialmente constituye un cuerpo de hermoso color rojo, amorfo, ligero, que se denomina *bermellon* y es muy usado en pintura. Se obtiene por varios procedimientos; siendo el mas comun el mezclar íntimamente el azufre y el mercurio y someter la mezcla á la accion del calor.

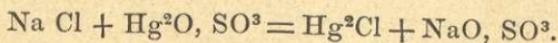
Todavía hay otra variedad de bisulfuro de mercurio HgS , llamado por los farmacéuticos *etiope mineral*, á causa de su color negro. Se obtiene triturando en un mortero, por largo tiempo, seis partes de mercurio y una de azufre.

444. **Cloruros de mercurio.**—El cloro forma con el mercurio dos compuestos análogos con los óxidos: el protocloruro de mercurio Hg^2Cl , y el deutocloruro HgCl ; que deberian llamarse, como ya hemos dicho, subcloruro y protocloruro, respectivamente.

El protocloruro se denomina tambien *calomelano*, *mercurio dulce*, *sublimado dulce*, *aquila alba*, *aquila mitigata*. Es un cuerpo blanco, sin sabor ni olor; insoluble en el agua, volátil y cristalizable por sublimacion en prismas cuadrangulares. El protocloruro mezclado con los cloruros alcalinos, puede convertirse en bicloruro (cuerpo venenoso en sumo grado); por lo que jamás debe administrarse el calomelano en medicina mezclado con aquellos compuestos.

Se prepara el calomelano por dos procedimientos:

1.º Vertiendo cloruro de sódio en una disolución de nitrato de protóxido de mercurio, se forma protóxido de mercurio y nitrato de sosa:



El calomelano destila y el sulfato de sosa formado queda en la retorta. Para obtenerlo á un estado de division extrema, se

hace llegar al recipiente de condensacion B (Fig. 124), un chorro de vapor de agua en sentido contrario, que viene de la caldera D; así caen los vapores condensados de calomelano en el recipiente C que lleva agua fria, en polvo impalpable.

De este modo obtenido se llama *calomelano al vapor* y es bastante usado en medicina como purgante y vermífugo.

El bicloruro de mercurio ó *sublimado corrosivo* HgCl_2 , es blanco, sin olor, de un sabor acre y estíptico, soluble en agua mucho

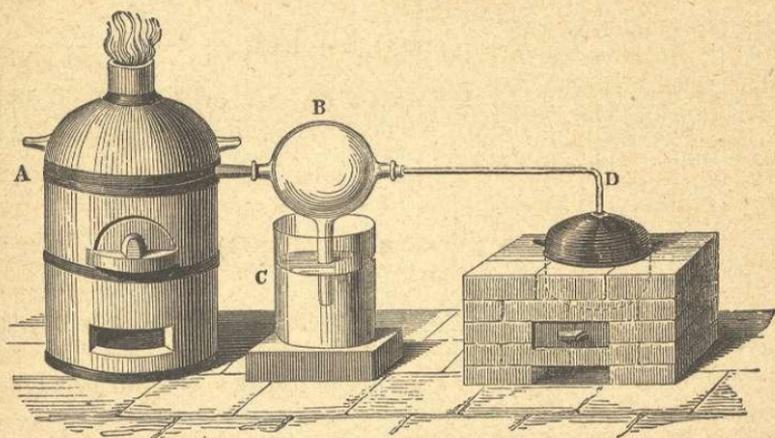
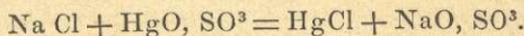


Fig. 124.

más en caliente que en frío; y más todavía en el alcohol y en el éter que en el agua. Como todos los compuestos de mercurio es volátil, cristalizando por sublimacion en octáedros regulares.

Se prepara el sublimado corrosivo, calentando en baño de arena una mezcla de sal marina y sulfato de bióxido de mercurio, á la que se agrega un poco de bióxido de manganeso, para facilitar la reaccion, pues no interviene en ella:



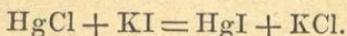
El bicloruro de mercurio se sublima y deposita, sobre las paredes superiores del vaso destilatorio.

El sublimado corrosivo es muy venenoso; empléase, sin embargo, en dosis sumamente pequeñas en medicina; tambien se usa para destruir los insectos dañinos y para la conservacion de piezas anatómicas.

445. **Ioduros de mercurio.**—El iodo se combina con el mercurio, formando compuestos homólogos con los óxidos y los cloruros.

El *protoioduro de mercurio* Hg^2I , es un cuerpo amorfo de color verdoso, volátil é insoluble. Se obtiene triturando el iodo con mercurio, agregando á la mezcla un poco de alcohol que facilita la combinacion.

El *bi-ioduro de mercurio* HgI , tiene un color rojo hermoso, es volátil y ligeramente soluble en el agua; por la accion del calor se funde primero, tomando un tinte amarillento, y despues se sublima. Se le prepara por la accion del ioduro de potasio sobre el bicloruro de mercurio:



446. **Caracteres de las sales de mercurio.**— Los dos óxidos de mercurio forman sales con los ácidos; cuyos caracteres principales son como sigue:

Sales de protóxido (Hg^2O)

1.º *Con la potasa, la sosa y el amoniaco: precipitado negro de protóxido de mercurio insoluble en un exceso de reactivo.*

2.º *Con el ácido sulfhídrico y los sulfuros alcalinos: precipitado negro de sulfuro Hg^2S .*

3.º *Con el ioduro de potasio: precipitado verdoso Hg^2I , soluble en un exceso de reactivo.*

Sales de bióxido de mercurio (HgO).

1.º *Con la potasa ó la sosa: precipitado amarillo de bióxido de mercurio.*

2.º *Con el ácido clorhídrico y los cloruros, no dan precipitado.*

3.º *Con el ferrocianuro de potasio: precipitado blanco que al contacto del aire se pone azul (ferrocianuro de mercurio).*

4.º *Con el ioduro de potasio: pricipitado anaranjado, despues rojo vivo HgI , soluble en un exceso de reactivo.*

El hierro, el zinc y el cobre precipitan al mercurio de sus disoluciones.

CAPITULO II.

Plata y sus principales combinaciones.

PLATA = Ag.

Conocida desde la antigüedad.

Equivalente=108

Densidad=10,5.

447. **Caracteres.**—La plata es el mas blanco de todos los metales; susceptible de adquirir gran brillo por el pulimento. Es dúctil, maleable, tenáz; aunque no muy dura. Funde á unos 1000° y puede cristalizar en octaedros regulares.

En contacto con el aire no se oxida; pero cuando está fundida, disuelve hasta 22 volúmenes de oxígeno, que abandona al solidificarse, produciendo un destello vivo de luz, que en metalurgia se llama *relámpago*, y proyectando algunas veces el metal fuera del crisol; se dice entonces que la plata *fermenta ó gallea*.

En el aire se ennegrece por las emanaciones sulfurosas. El ácido nítrico ataca la plata en frio, el ácido sulfúrico bajo la influencia del calor, y el ácido clorhídrico nada más que superficialmente.

El cloro, el bromo, el iodo, el azufre y el fósforo se combinan directamente con la plata. El cloruro de sodio disuelto, ejerce accion sobre este metal, formando un cloruro que en contacto con el aire se ennegrece.

448. **Metalurgia de la plata.**—La plata se encuentra en la naturaleza en muy diversos estados, á saber: nativa, al estado de cloruro, bromuro, ioduro; al estado de sulfuro, unida á los sulfuros de arsénico y de antimonio (plata roja); ó con el sulfuro de plomo (galena argentífera), ó con el sulfuro de cobre.

Para el tratamiento de los minerales, estos se dividen en dos clases: los que tienen plomo y los que no lo tienen.

Para los minerales que tienen plomo (galenas y piritas argentíferas) se emplea el procedimiento de copelacion. Para ello se trata el mineral como si fuera de plomo; y una vez obtenido este metal, queda aleada con él la plata (plomo argentífero); por eso se llama *plomo de trabajo*.

Como este suele contener pequeñas porciones de plata, se le somete, antes de la copelacion, á una série de fusiones que tienen por objeto separar el plomo casi puro y cristalizado, de la alea-

cion de plata. De este modo toda la plata del plomo de trabajo, queda mezclada con una porcion de plomo relativamente pequeña; siendo más fácil y económica su extraccion.

La *copelacion* consiste sencillamente en quemar el plomo y el cobre (si lo hubiere) en contacto con el aire, dejando libre la plata que como sabemos no se oxida. El suelo del horno de copelacion *cc'* (Fig. 125) es cóncavo y está formado de una capa

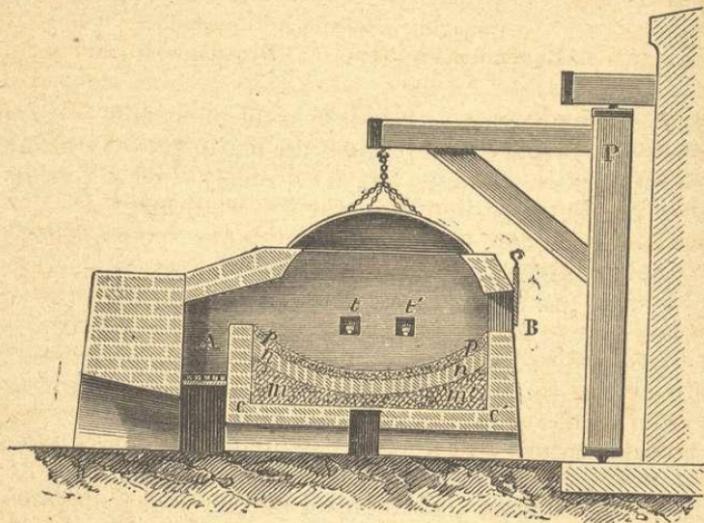


Fig. 125.

gruesa de escorias apisonadas *mm'*; sobre ella vá un lecho de ladrillos refractarios *nn'*, y, en fin, otra capa de arcilla ó de marra *pp'* que forma la *copela* propiamente dicha. El hogar *A* es lateral y la bóveda del horno termina por una cúpula de hierro, movible por medio de la grúa *P*.

Colocando el plomo de trabajo sobre la copela, fácilmente funde, y entonces dos toberas *tt'* inyectan aire sobre el baño metálico: el plomo se oxida, forma masicot, despues litargirio que se derrama al exterior por una hendidura que lleva la copela. Cuando la plata queda separada del plomo se solidifica, desprendiendo el oxígeno que había disuelto, y se observa el fenómeno del relámpago, que indica que la operacion está concluida.

El procedimiento de *amalgamacion* seguido en Freyberg y en Méjico, se emplea para la plata sulfurada, que se encuentra mezclada con otros sulfuros. El método consiste en clorurar la

plata, despues descomponer este cloruro por el hierro ó el mercurio, amalgamar la plata resultante y por, último, descomponer la amalgama por medio del fuego.

En Freyberg, Sajonia, se mezcla el mineral de plata con una décima parte de sal marina, quemando la mezcla en un horno de reverbero. El azufre se combina con el oxígeno del aire y forma ácido sulfuroso: mientras que la plata pasa al estado de cloruro. El hierro, el cobre, el antimonio y los demás sulfuros que acompañan al sulfuro de plata, se transforman en óxidos y en sulfatos.

El producto de esta operacion se reduce á polvo, que se llama *harina de plata*, se lava para quitarle los compuestos solubles, y mezclado con la mitad de su peso de mercurio, la cuarta parte de hierro y una poca de agua, se introduce en los *toneles de amalgamacion*; los que se hacen girar rápidamente durante 15 ó 16 horas, para que se mezclen estas sustancias perfectamente, De este modo el hierro se apodera del cloro del cloruro de plata, mientras que esta, ya libre, se amalgama.

Se separa esta amalgama, se le filtra por sacos de cutí, para separar el exceso de mercurio, y luego se la somete á la accion del calor; con lo que el mercurio destila y se recoje, quedando la plata libre.

En Méjico, en Chile y en el Perú, se sigue el procedimiento de amalgamacion llamado americano, y que es debido al español D. Antonio Ulloa.

Difiere del de Freyberg, en que el mineral despues de lavado y triturado se coloca, mezclado con sal marina, en un gran patio circular, y se hace patinar dos dias por caballos; agregando despues porciones de sulfato de cobre que se llama *magistral*, y empezando nuevamente el patinado, agregando mercurio por primera vez. La operacion dura unos 15 dias y se vuelve á agregar mercurio, continuando así por espacio de algunos meses.

El sulfato de cobre y la sal marina reaccionan, formándose cloruro de cobre, que descompone el sulfuro de plata y la convierte en cloruro; el mercurio á su vez descompone este cloruro, y deja la plata libre que se amalgama.

Despues no hay más que filtrar la amalgama y someterla á la accion del fuego, como en el caso anterior.

449. **Usos de la plata y ensayos de sus aleaciones.**— Los usos de la plata son conocidos. Generalmente se le emplea aleada con el cobre en varias proporciones, para darle más dureza; esta proporcion entre la plata y el cobre se llama *ley*; permitiéndose pequeñas diferencias, ó sea *tolerancia*, en más ó en ménos de metal fino, en atencion á la dificultad de hacer una liga rigurosamente homogénea.

Las ligas de plata de más uso, son las que siguen:

	Plata.	Cobre.
Medallas de plata.....	950	50
Vagilla	950	50
Monedas.....	900	100
Joyería	800	200

La tolerancia es de 3 por mil en las tres primeras y de 5 por mil en la última.

Los gobiernos nombran delegados llamados *fieles contrastes de oro y plata*, que tienen la obligacion de ensayar los objetos de plata y de oro que se han de poner á la venta, á fin de evitar todo fraude, sellando estos objetos.

Los ensayos para la plata se hacen por dos procedimientos: la *copelacion* que es por la vía seca, y usando un *licor normal*, ó sea por la vía húmeda.

1.º El ensayo por copelacion está fundado, en que la plata no se oxida en contacto con el aire á ninguna temperatura, mientras que el cobre sí; pero siendo el óxido de cobre infusible, se agrega plomo, en cantidad variable segun la ley de la plata que se vá á ensayar; cuyo plomo al oxidarse y fundirse disuelve al óxido de cobre.

La operacion se ejecuta en un pequeño horno de ensayo para copelar (*Fig. 126*) que se compone del cenicero C, la regilla dd, el laboratorio A, el reverbero B y la chimenea f. Cada una de estas tres partes del horno lleva su abertura

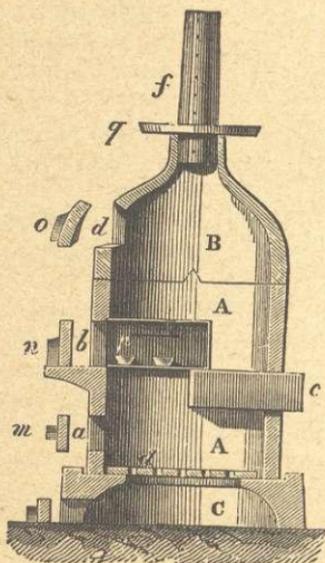


Fig. 126.

a, b, d, con su correspondientes tapaderas m, n, o.

Se llaman *copelas*, pequeñas cápsulas gruesas hechas de huesos calcinados, propias para absorber los óxidos de plomo y cobre que resultan de la copelacion.

En el espacio del laboratorio se coloca una mufia, apoyada sobre el ladrillo c, y en esta mufia van las copelas de ensayo; que se colocan antes en un espacio anular q, que lleva la chimenea, para que se sequen bien.

Para ejecutar una operacion, se enciende perfectamente el horno que vá todo lleno de carbon, rodeando el combustible á la muffa. Se toma un gramo de la plata que se va á ensayar á la que se agrega el plomo: este se pone en la copela, fundiéndose inmediatamente, despues se echa la plata. El plomo y el cobre se oxidan y estos óxidos fundidos se infiltran en la sustancia porosa de la copela, quedando un boton de plata pura, que al solidificarse desprende el oxígeno que tiene disuelto y produce una luz viva. Se limpia bien el boton de plata, se pesa, y la diferencia de peso entre este y el que tenía antes de la operacion, es la cantidad de cobre de la liga.

2.º El procedimiento por la vía húmeda está fundado en la precipitacion de la plata por medio de un licor normal de cloruro de sódio; este se forma disolviendo 5gr. 4 de dicha sal en un litro de agua pura: el licor normal está formado de modo que un decilitro precipita exactamente un gramo de plata al estado de cloruro. Suele hacerse además otra disolucion del cloruro de sódio que se llama *licor de décima*, que lleva para el mismo volúmen, la décima parte que el licor normal.

Despues se toma un gramo de la plata que se va á ensayar y se disuelve en ácido nítrico, estendiendo la disolucion en agua pura. Se toma con una bureta el licor titulado y se va vertiendo sobre el licor de ensayo. La cantidad de licor gastada hasta que el líquido no precipite, nos dará la de plata [283].

450. **Oxidos de plata.**—Se conocen tres combinaciones del oxígeno con la plata:

El sub-óxido de plata.	Ag ² O.
El protóxido	„ AgO.
El bióxido	„ AgO ² .

De estos tres tiene algun interés el protóxido, que es la base de las sales oxigenadas de plata. Se le obtiene vertiendo potasa en una disolucion de nitrato de plata. Se forma un precipitado verde aceituna, de protóxido de plata hidratado, que toma más color al secarse. Este óxido se descompone fácilmente por el calor, ó por la accion de los rayos solares: el oxígeno se desprende y queda plata sumamente dividida, que á tal estado no tiene brillo y es de color negro. El protóxido de plata recién precipitado, es ligeramente soluble en el agua y su disolucion da reaccion básica sobre los papeles coloreados.

Cuando se vierte amoniaco sobre el protóxido de plata, se forma un compuesto de color negro y pulverulento, sumamente

explosivo, que se llama *plata fulminante*. Su composición no está bien definida.

451. Nitrato de plata.—Esta sal es incolora, anhídrica (AgO , NO^5), soluble en el agua y cristalizable en hermosas láminas romboidales. Funde al rojo sombrío y se descompone á una temperatura más elevada, quedando la plata reducida al estado metálico.

Es un cuerpo fuertemente cáustico; mancha la piel de negro y la corroe si la acción es prolongada. Cuando se funde y moldea en pequeñas barras, tiene en su superficie un color negro y se llama *pedra infernal*: es muy usada en medicina y cirugía.

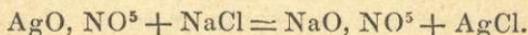
Se prepara el nitrato de plata disolviendo la plata pura en ácido nítrico algo diluido á un calor-suave. La sal se obtiene cristalizada por evaporación del líquido.

Si en vez de plata pura se usa la plata monetaria, se forma á la vez que nitrato de plata, nitrato de cobre. Para separar éste, se evapora el líquido hasta sequedad y se funde el residuo, manteniéndolo á tal estado algun tiempo. El nitrato de cobre se descompone y deja por residuo el óxido de cobre; pero el de plata no se descompone; de suerte que por la acción del agua el nitrato de plata queda disuelto y el óxido de cobre se precipita.

El nitrato de plata, además de los usos medicinales, se emplea como reactivo, para la fotografía, para platear los espejos telescópicos, y para la preparación de varios compuestos de este metal.

452. Cloruro de plata.—Se encuentra en la naturaleza el cloruro de plata cristalizado en octaedros ó en cubos. Los mineralogistas le llaman *plata córnea*; su composición química es igual á la del cloruro artificial (AgCl).

Este se obtiene en los laboratorios descomponiendo el nitrato de plata por medio del cloruro de sódio. Hay doble descomposición, precipitándose el cloruro de plata:



Así obtenido es un cuerpo blanco, grumoso, insoluble en el ácido nítrico; soluble en el amoníaco y en los sulfatos é hiposulfitos alcalinos. Expuesto á la luz el cloruro de plata, toma color que pasa desde el violeta claro al negro. A 260° se funde en un líquido amarillento, que solidificado forma una sustancia algo trasluciente llamada por su aspecto *plata córnea* ó *luna córnea*.

El cobre, hierro, hidrógeno y otros metales reducen el cloruro de plata por la acción del calor.

Se emplea en los laboratorios para obtener la plata pura; se usa en fotografía y se le utiliza para platear á *puño*, ó sea por frotacion, el cobre, el laton y otros metales.

453. **Caracteres de las sales de plata.**—Las sales de plata disueltas, precipitan el metal por medio del zinc, el hierro, el cobre y otros metales de las cinco primeras secciones.

1.º *Con la potasa ó la sosa: precipitado verde aceituna de óxido de plata, soluble en el amoniaco.*

2.º *Con el ácido sulfhídrico y sulfuros alcalinos: precipitado negro de sulfuro de plata.*

3.º *Con el ácido clorhídrico y los cloruros solubles: precipitado blanco grumoso que en contacto con el aire va tomando color, hasta ponerse negro. Este precipitado de cloruro de plata es soluble en el amoniaco.*

CAPITULO III.

Oro y sus combinaciones más importantes.

ORO = Au.

Conocido desde la antigüedad.

Equivalente=98,25

Densidad=19,5.

454. **Propiedades físicas.**—El oro, llamado tambien antes *Sol y rey de los metales*, es un cuerpo de un color amarillo rojizo cuando está en masa, rojo violeta en polvo, y verde en hojas delgadas vistas á trasluz. Es el más dúctil y maleable de todos los metales, casi tan blando como el plomo, y poco tenáz. Funde al blanco tomando un color verdoso y emitiendo vapores; y antes de llegar á fundirse, se reblandece, como el hierro, el plomo, la plata y el platino, lo suficiente para soldarse consigo mismo (soldadura autógena). Cristaliza por fusion en varias formas, pertenecientes al primer sistema cristalino.

455. **Propiedades químicas.**—El oro no se oxida en el aire, ni en el oxígeno, á ninguna temperatura. Los ácidos nítrico, sulfúrico y clorhídrico no ejercen accion sobre él; el agua régia le disuelve, formando sesquicloruro de oro Al^2Cl^3 . En frio le ataca el cloro, el bromo, y en caliente el fósforo, el arsénico y el iodo: se liga con muchos metales, y se disuelve en el mercurio (amalgama).

456. **Metalurgia del oro.**—Se encuentra el oro nativo, asociado á otros metales, en los filones cuarzosos de los llama-

dos terrenos primitivos ó en los de *transicion*, y tambien en los *aluviones arenáceos* que provienen de estas mismas rocas. Lo más comun es encontrarlo en estas arenas que se denominan *auríferas*, en pequenísimos granos, que á veces tienen un volúmen mayor y se les dá el nombre de *pepitas*. Los principales yacimientos de cuarzo y de arenas auríferas están en California, Australia, el Brasil, en Siberia, en los montes Urales.

La extraccion del oro de las arenas se hace por medio del lavado, que consiste en someter las materias á la accion de una corriente de agua sobre artesones de madera ó sobre entarimados ligeramente inclinados, que llevan pequeñas ranuras transversales donde los granitos de oro se depositan, mientras que la mayor parte de las arenas son arrastradas.

Despues se somete el oro lavado á la accion del mercurio en un recipiente, en donde se mueve una muela de madera. Se obtiene así una amalgama de oro, que por la accion del calor queda separado el mercurio.

El oro de los filones cuarcíferos casi siempre viene mezclado con el plomo, el cobre y la plata. El cobre se separa por la amalgamacion, el plomo por la copelacion, y la plata calcinando el mineral hasta el rojo sombrío con una mezcla de sal marina y arcilla. Se forma cloruro de plata y el oro queda libre.

457. **Usos del oro y ensayo de sus aleaciones.**—El oro no se emplea puro más que para dorar la madera y los metales, y para soldar el platino. Generalmente se usa ligado con el cobre que le dá más dureza, sin que pierda su hermoso color y brillo. La ley de las principales ligas de oro son:

	Oro.	Plata.
Vajilla de oro.....	915	83
Medallas „	916	84
Monedas „	900	100
Joyas (oro de ley).....	750	250

Se permite un 2 por mil de tolerancia en las tres primeras y un 3 por mil en la última; ya en más ya en ménos del metal fino. Si el oro lleva plata, se considera esta como parte de liga ó metal basto.

Los plateros miden la ley por *quilates*, considerando la pasta formada de 24 quilates. Así el oro de joyas ó de ley tiene 18 quilates; esto es 18 partes de oro y 6 de cobre.

Los ensayos del oro tienen el mismo objeto que los de la plata; y se hacen por dos procedimientos que son: la *pedra de toque* y la *copelacion*.

1.º La piedra de toque es silíceá, negra y muy dura. El procedimiento consiste en frotar la pieza de oro que se quiere ensayar sobre esta piedra, dejando así un rastro de partículas metálicas que segun el color que tiene, y el aspecto que toma al contacto del ácido nítrico mezclado con una pequeña porcion de ácido clorhídrico, se deduce el título; comparando estos aspectos con los que presentan distintas aleaciones de ley conocida.

2.º Los ensayos de oro por la copelacion se hacen fundiendo una pequeña porcion con un peso por lo ménos triple de plata. Despues se copela la aleacion que resulta; de este modo el cobre se oxida y se separa, quedando un boton metálico de plata y oro. Con este se forma una lámina delgada y se somete á la accion del ácido nítrico hirviendo que disuelve la plata. Queda el oro que se pesa exactamente, y su peso comparado con el que se sometió al ensayo, nos dará el título ó ley que se busca.

458. **Oxidos de oro.**—El oro forma con el oxígeno un protóxido ó subóxido Au^2O , y un peróxido ó sesquióxido Au^2O^3 : pero ninguno de ellos se combina con los ácidos de oxígeno.

El protóxido de oro se obtiene por medio del protocloruro de oro Au^2Cl , atacado por la potasa; se precipita el protóxido de oro en forma de un polvo violeta, insoluble en el agua; que se descompone por el calor, ó por la accion de la luz.

El peróxido de oro, se designa tambien con el nombre de *ácido aurico*; pues se combina con las bases alcalinas formando *auratos*. Se le prepara hirviendo una disolucion de percloruro de oro con potasa en exceso: se forma aurato de potasa; pero este se descompone despues por el ácido nítrico. El ácido aurico se precipita en forma de un polvo amarillento. La luz solar y el calor lo descomponen como al protóxido.

459. **Cloruros de oro.**—El oro forma con el cloro dos combinaciones homólogas con las que hace con él oxígeno: un protocloruro Au^2Cl y un percloruro Au^2Cl^3 .

El protocloruro de oro ó *sub-cloruro*, se obtiene descomponiendo por el calor el percloruro. Es un cuerpo amorfo, amarillo verdoso, insoluble en el agua.

El percloruro ó *sesquicloruro de oro* es la sal mas importante de este metal. Es una sustancia delicuescente, de color rojo oscuro, soluble en el agua, en el alcohol y en el éter. El calor y la luz lo descomponen primero en cloro y protocloruro de oro, al fin en oro metálico. Se prepara este cloruro disolviendo el oro en agua régia y evaporando la disolucion á un calor suave. El cloruro de oro con el amoniaco forma un compuesto explosivo llamado *oro fulminante*.

Disuelto en el éter se ha empleado en medicina con el nombre de *oro potable*.

Se combina el sesquicloruro de oro con varios cloruros alcalinos, para formar clorosales.

Se usa en los laboratorios como reactivo y para el dorado galvánico.

460. **Caracteres de las sales de oro.**— Los compuestos solubles se reconocen en que:

1.º *El sulfato de protóxido de hierro, produce un precipitado pardo de oro metálico muy dividido. Este recogido y frotado adquiere su color y brillo natural.*

2.º *Una mezcla de protocloruro y bicloruro de estaño, da púrpura de Casio.*

3.º *En contacto con la piel ó con una sustancia orgánica, las sales de oro se reducen, dando una coloracion violeta, de oro metálico muy dividido.*

461. **Dorado.**—El color y brillo hermoso del oro, y su inalterabilidad al aire, ha dado origen al dorado de los objetos, que consiste en recubrirlos de una ligera capa de este metal. Puede conseguirse este resultado:

1.º Por medio de hojas extremadamente delgadas que se adhieren á la superficie: así se dora la madera, el carton, el cuero y otras sustancias.

2.º Amalgamando el oro, cubriendo los cuerpos con la amalgama y evaporando el mercurio por la accion del calor: se llama *dorado á fuego*. Se emplea para dorar la plata, el laton, el bronce y otras sustancias metálicas.

3.º Colocando los objetos en una disolucion de percloruro de oro y carbonato de sosa: se llama *dorado al temple*. Se utiliza principalmente este procedimiento para la *joyería falsa*. El oro se precipita de la disolucion y recubre la superficie de los objetos colocados en el baño.

4.º Descomponiendo un baño metálico de oro por medio de una corriente eléctrica: *dorado galvánico*. El baño se forma por una disolucion de percloruro de oro y de cianuro de potasio.

Este líquido se coloca en una cuva (*Fig. 127*) que lleva dos varillas metálicas de cobre dorado; las de un lado a,

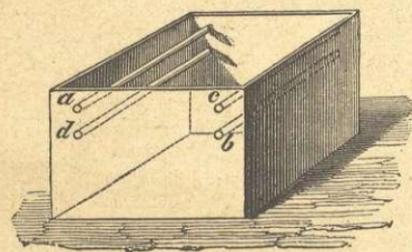


Fig. 127.

d, comunican con el polo negativo; en estas se colocan los ob-

jetos que han de dorarse; y las del otro lado b, c, con el polo positivo, en donde van hojas de oro metálico que reemplace al que se gaste del baño. (Véase la física, 2.^a edición, pág. 470).

De un modo semejante se hace el plateado, niquelado y platinado galvánico; solo hay que variar las disoluciones metálicas. A continuación damos las más usadas:

DORADO GALVÁNICO.

1	gramo de cloruro de oro.
10	„ de cianuro de potasio.
150	„ de agua.

PLATEADO GALVÁNICO.

1	gramo cianuro de plata.
10	„ „ de potasa.
150	„ de agua.

PLATINADO GALVÁNICO.

17	gramos cloruro de platino en 500 de agua.
100	„ fosfatos de amoniaco en 100 „
500	„ „ de sosa en 500 „

NIQUELADO GALVÁNICO.

1000	gramos de sulfato de níquel puro.
725	„ de tartrato de amoniaco.
5	„ de ácido tánico al éter.
20	litros de agua.

Los depósitos metálicos en el dorado, plateado etc. son coherentes y se adhieren al objeto; pero cuando se quiere reproducir un objeto como en la *electrotipia* ó *galvanoplastia*, los depósitos han de ser coherentes, pero no adherentes al molde. El baño metálico está formado por una disolución saturada de sulfato de cobre.

Cuando han de reproducirse objetos pequeños se puede evitar el uso de la pila por medio del baño de M. Boquillon (*Fig. 128*), que engendra en su seno la corriente. Se

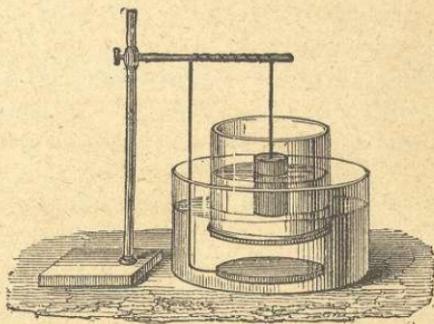


Fig. 128.

compone de un ancho recipiente de vidrio que contiene la disolución de sulfato de cobre, en su fondo se coloca el molde ya preparado (véase la física). Un cilindro de vidrio sin más fondo que una membrana atada á uno de sus extremos, se sumerge en el baño y lleva agua acidulada con ácido sulfúrico; en este líquido va sumergido un cilindro de zinc. Vemos que este aparato es una pila; pues consta de un elemento reomotor, ó sea de un par voltáico. (El molde y el zinc, separados por una membrana.)

CAPITULO IV.

Platino y sus compuestos más usados.

Metales raros pertenecientes á la sexta seccion.

PLATINO = Pt.

Descubierto en 1740 por D. Antonio Ulloa.

Equivalente=98,50

Densidad=19,5 á 22,7.

462. **Propiedades físicas.**—Es un metal blanco agrisado, ménos brillante que la plata, denso, dúctil y maleable, y el tercero en orden á tenacidad. Es muy poco dilatable, y su densidad varía mucho segun esté más ó ménos batido. Es infusible al fuego de fragua: pero puede fundir al soplete de gas oxí-hídrico; ablandándose á una temperatura inferior á la de su fusion, lo bastante para dejarse forjar, y soldar consigo mismo.

463. **Propiedades químicas.**— Es inalterable al aire á todas las temperaturas y tampoco se oxida en contacto con el oxígeno. Los ácidos nítrico, sulfúrico y clorhídrico no ejercen accion sobre él; pero es atacado por el agua régia como el oro, formándose bicloruro de platino.

El azufre, el fósforo y el silicio se combinan directamente con el platino, bajo la influencia del calor.

El platino puede presentarse á tres estados: 1.º *Esponja ó musgo de platino.* 2.º *Negro de platino.* 3.º *Platino metálico.*

Al estado de musgo es una sustancia esponjosa, gris, sin brillo. Así se le obtiene primeramente en metalurgia. Tiene entonces la propiedad de absorber y condensar los gases, desprendiéndose bastante calor en esta condensacion para provocar algunas reacciones; como por ejemplo, la del oxígeno é hidrógeno mezclados, ó la del cloro con el hidrógeno.

El negro de platino se obtiene precipitando el metal de sus

disoluciones; posee la misma propiedad de absorber los gases que la esponja de platino y en más alto grado.

464. **Estado natural y metalurgia del platino.**—El platino se encuentra nativo en los terrenos de aluvion, como el oro, y mezclado con otros metales; que son: el paladio, rutenio, osmio, indio, rodio, cobre, hierro etc. Se halla especialmente este metal en el Brasil, Colombia, y en los montes Urales en la Siberia.

Separado por medio de lavados el mineral de la arena que se halla mezclada con él en gran cantidad, se trata por el agua régia que disuelve el platino y otros metales. Despues de eliminar del líquido el paladio precipitándolo por el cianuro de mercurio; se diluye el líquido y se vierte en él una disolucion concentrada de sal amoniaco (cloruro de amonio), que forma un precipitado de cloruro doble de platino y amoniaco. Recogido este y calcinándolo al rojo sombrío, se descompone y deja el platino al estado de esponja.

Para darle el aspecto metálico se le somete á una fuerte percusion en un cilindro resistente de acero, con un pistón macizo del mismo metal; ó como se hace actualmente se le funde en el soplete de gas oxihídrico [52] segun tenemos ya indicado.

Tambien se obtiene directamente el platino del mineral, fundiéndolo en este mismo aparato. Resulta el platino mezclado con el indio y el rodio; pero sus cualidades físicas no se alteran por esta circunstancia.

El platino por ser refractario á la accion del calor y de los ácidos, se emplea en la construccion de varios instrumentos de física y de química (crisoles, retortas, cápsulas, alambiques, pilas eléctricas, pararrayos), y en algunas piezas de relojería. El ser el menos dilatado de todos los metales, ha hecho el que se elija para la construccion del metro tipo.

465. **Oxidos de platino.**—El platino se combina por medios indirectos, con el oxígeno, y forma un protóxido PtO y un bióxido PtO^2 .

Estos dos óxidos se obtienen tratando el protocloruro ó el bicloruro de platino por la potasa. El protóxido es una base débil muy inestable, amorfa y de color negro. El bióxido es un cuerpo ácido, pues se combina con las bases alcalinas para formar *platinatos*: tambien tiene color negro, y ambos óxidos se reducen fácilmente por el calor.

El bióxido de platino, de igual manera que los óxidos de mercurio, plata y oro, forma con el amoniaco un compuesto detonante.

466. **Cloruros de platino.**—Hay dos correspondientes á los dos óxidos.

El *protocloruro de platino* $PtCl$ es de un color pardo verdoso, amorfo, é insoluble en el agua. Se le obtiene calentando á unos 200° el bicloruro de platino, que pierde un equivalente de cloro.

El *bicloruro de platino* $PtCl_2$ es un cuerpo de color pardo, delicuescente, muy soluble en el agua y en el alcohol. Se le prepará disolviendo el platino en el agua régia y evaporando el líquido á un calor moderado. Este cloruro se combina con los cloruros alcalinos haciendo oficio de ácido, para formar clorosales; así, por ejemplo, con la potasa forma el compuesto $KCl, PtCl_2$; esto es, el *cloroplatinato de potasa*, ó *cloruro doble de platino y potasio*.

Se emplea el bicloruro de platino como reactivo y para el platinado galvánico.

467. **Caracteres de las sales de platino.**—Las sales de platino, especialmente el bicloruro, se reconocen por los siguientes caracteres.

1.º *Potasa ó amoniaco: dan un precipitado amarillo soluble en caliente en un exceso de reactivo.*

2.º *Carbonato de potasa ó de amoniaco: precipitado amarillo insoluble en un exceso de reactivo.*

3.º *Sulfato de hierro: por una ebullicion prolongada da un depósito de platino metálico.*

4.º *Ioduro de potasio: coloracion rojo oscura, precipitado oscuro.*

Metales raros de la sesta seccion.

468. **Paladio.**—Es un metal blanco, maleable, algo más fusible que el platino y de una densidad próximamente como la del plomo: 11,14.

El ácido nítrico y el agua régia le atacan, formando compuestos solubles.

Tiene este metal la notable propiedad de disolver el hidrógeno, formando con él un compuesto que tiene todos los caracteres de una aleacion metálica. La absorcion del hidrógeno puede llegar á más de 900 veces su volúmen: á este fenómeno se llama *oclusion del hidrógeno*.

Se estrae el paladio calcinando el cianuro que se obtiene en la metalurgia del platino.

Se emplea por los dentistas aleado con la plata: el cloruro y nitrato de paladio se utilizan como reactivos del iodo.

469. **Rodio, rutenio é indio.**—El *rodio* es un metal blanco plateado, dúctil y maleable, menos fusible que el platino, é inatacable por todos los ácidos y hasta por el agua régia. Su densidad es 11.

El *rutenio* es blanco, frágil; despues del osmio es el menos fusible de todos los metales; así es que no funde ni por la accion del soplete de hidrógeno y oxígeno. Resiste tambien á la accion de todos los ácidos y del agua régia, y su densidad es próximamente igual á la del rodio.

El *indio* es gris, frágil, se parece en su aspecto al platino; funde al soplete de hidrógeno y oxígeno, y es inatacable por los ácidos y por el agua régia. Su densidad es 22,5; próximamente la del platino. Unido á este metal, el indio aumenta su dureza y su resistencia á la accion de los ácidos.

El rodio, el rutenio y el indio se extraen de los residuos que resultan en la metalurgia del platino, por el primer procedimiento que hemos dado.

APÉNDICE DE LA QUIMICA MINERAL.

Ligera nocion de análisis química cualitativa.

Definicion general.—El análisis químico se ocupa de los procedimientos usados para reconocer la naturaleza de los compuestos químicos. Se dice *análisis cualitativa* si solo investiga los cuerpos que forman cada compuesto, y *cuantitativa* si además determina las cantidades relativas de cada uno de ellos, en peso ó en volumen. Estos análisis pueden recaer sobre sustancias minerales ó sobre sustancias orgánicas, y así se denominan, respectivamente, *mineral* y *orgánico*.

Dejando aparte las sustancias orgánicas y los análisis cuantitativos, que no serán objeto de estos apuntes, diremos que los cuerpos se analizan por medio de sus propiedades más características, y mediante sustancias ó agentes apropiados que, en general, se denominan *reactivos*; y que pueden ser compuestos químicos de naturaleza conocida y perfectamente puros; ó agentes físicos como el *calor* y la *luz*; ú otras sustancias y agentes.

En general los procedimientos más usados de análisis cualitativo se reducen á tres, que son:

- 1.º *Análisis espectral* (agente la luz).
- 2.º *Análisis por la via seca* (agente el calor).
- 3.º *Análisis por la via húmeda* (agentes, las sustancias químicas: reactivos).

Daremos una ligerísima nocion de los dos primeros; y nos ocuparemos, aunque sumariamente, del tercero: pues es el propósito que tenemos en estas líneas.

Análisis espectral.—Sabemos por la física (véase física, 2.ª edición pág. 223) que los gases y vapores incandescentes producen espectros de fondo oscuro, en el que se dibujan rayas brillantes de luz, cuyo número, aspecto y situacion, dependen de la constitucion química de los cuerpos que forman estos gases y vapores: con tal exactitud, y de modo tan sensible, que por el espectróscopo se han descubierto en estos últimos años varios metales: el talio, rubidio, cesio, indio, galio y samaro.

De suerte que el vapor incandescente de cada metal ó de sus compuestos químicos (y lo mismo los metaloides y sus com-

puestos) produce un espectro especial ó característico que sirve para analizarle: esto es, para reconocer su existencia en aquel vapor; pero en unos cuerpos el espectro es fácil de distinguir porque (como el del talio y el del sódio) tiene una raya única característica; en otros aunque haya dos ó más, existe una especial más marcada que las otras, tales son, por ejemplo (los espectros del potasio y del indio): y en otros cuerpos el espectro es complicado, porque hay un número grande de rayas, sin que existan algunas que caractericen fácilmente la sustancia (por ejemplo, los espectros del hierro y del hidrógeno.)

Hemos dicho, que el cuerpo ha de estar al estado de vapor é incandescente. Para esto se emplea el mechero de gas de Bunsen, en el que con un hilo de platino se coloca una porcion del cuerpo disuelto: cuando esto no es posible ó no es suficiente, se emplea la chispa de la bobina Rhumkorf; y tambien la chispa de la botella de Leyden; pero hay que advertir que mientras mas alta es la temperatura producida, el número de rayas aumenta (sin que desaparezcan las producidas con una temperatura inferior) y el espectro se va haciendo más difícil de apreciar.

Para concluir este esbozo ponemos á continuacion las rayas luminosas más características de algunos cuerpos, indicando el foco de calor y luz:

ALUMINIO. <i>Botella de Leyden.</i>	{	Produce principalmente 8 rayas desde el violeta al anaranjado: son más vivas tres en la franja verde, y una en la azul.
PLATA. <i>Chispa eléctrica en la disolucion.</i>	{	Produce principalmente dos rayas muy vivas en el verde.
BARIO. <i>Disolucion salina.</i>	{	Entre otras produce tres rayas de luz viva en el verde.
BISMUTO. <i>Botella de Leyden.</i>	{	Entre las muchas rayas luminosas de su espectro hay dos muy vivas: una en el verde y otra en el azul.
CADMIO. <i>Chispa eléctrica en la disolucion salina.</i>	{	Una raya muy viva en el verde, otra en el azul no tanto.
CESIO. <i>Disolucion salina en la llama.</i>	{	Cuatro rayas principales: dos muy vivas en el azul, otras dos ménos vivas en el anaranjado.
CLORO. <i>Chispa eléctrica.</i>	{	Catorce rayas: siendo notables dos en el verde.
COBALTO. <i>Chispa en la disolucion salina.</i>	{	Diez rayas: dos muy vivas en el amarillo.

COBRE.	{	Siete rayas: una muy viva en la franja verde.
<i>Botella de Leyden.</i>		
HIERRO.	{	Doce rayas principales: tres de ellas muy marcadas en el verde.
<i>Chispa en la disolución del cloruro.</i>		
GALIO.	{	Dos rayas marcadas en el violeta.
<i>Chispa en la disolución.</i>		
INDIO.	{	Una raya muy marcada en el índigo y otra en el violeta.
<i>Sal en la llama.</i>		
MERCURIO.	{	Siete rayas principales: una de ellas muy viva en el verde y otra en el índigo.
<i>Chispa en la disolución.</i>		
ORO.	{	Seis rayas principales: siendo muy vivas una en el amarillo y otra en el anaranjado.
<i>Chispa en el cloruro concentrado.</i>		
PLATINO.	{	Nueve rayas principales: muy vivas dos en el verde.
<i>Chispa en el cloruro.</i>		
SODIO.	{	Dos rayas muy vivas entre el amarillo y el anaranjado.
<i>Sal en la llama.</i>		
TALIO.	{	Hermosa raya, muy viva, en el verde.
<i>Sal en la llama.</i>		
ZINC.	{	Varias rayas siendo notable por su brillo una en el azul.
<i>Fuertes chispas.</i>		

Todos los demás cuerpos simples, y sus compuestos respectivos, dan un espectro característico, pero con lo expresado basta para formar una idea.

Análisis por la via seca.—Los compuestos químicos, especialmente los óxidos metálicos, sufren por la acción de la temperatura elevada que produce en las llamas el *soplete*, cambios característicos que son suficientes, en gran número de casos, para distinguirlos entre sí. La acción puede variar según que se emplee el fuego de *oxidación* ó el de *reducción*; la llama puede tomar distintos colores, y la sustancia con los *fundentes* producen también distintas coloraciones en los *vidrios* ó *perlas* que al fundir se forman, según hemos tenido ocasión de notar en algunos casos particulares que ya hemos indicado.

Los fundentes mas usados son el *borax* y la *sal de fósforo* (fosfato de sosa y amoníaco). Hay que atender al aspecto que presenta la *perla* en caliente, es decir fundida, y en *frío*, ó sea cuando se solidifica. Para que se forme una idea damos á continuación una reseña de los ensayos por medio del borax; á saber:

En el fuego de oxidacion y en caliente.

PRODUCEN PERLAS INCOLORAS.

Silicio, alúmina, estaño, barita, estronciana, cal, magnesia y plata: en cualquier cantidad.

Zinc, cadmio, plomo, bismuto y antimonio, en pequeña cantidad; pues en mayor, la perla ó vidrio es amarillento.

COLORES AMARILLO, ROJIZO, ROJO Y ROJO OSCURO.

Zinc, cadmio y plomo, amarillo pálido: bismuto amarillo rojizo: antimonio amarillento: hierro y cromo, rojo oscuro.

COLOR VIOLETA AMATISTA.

Niquel y manganeso.

El cobalto, color azul; y el cobre, verde.

De igual modo se estudian los colores que se producen en frio y en caliente, en la llama de reduccion, y, por último en los dos fuegos, y en caliente y en frio, con la sal de fósforo.

Análisis por la via húmeda.—Se entiende el que se verifica por medio de reactivos químicos solubles y en sustancias que están tambien en disolucion. Muchas de estas reacciones las hemos indicado, y están fundadas en dobles descomposiciones, segun las leyes de Berthollet.

Los reactivos pueden ser muchos; pero unos son indispensables, mientras que otros tienen menos usos. Conviene colocarlos ordenados convenientemente, para que sea fácil encontrarlos cuando se vaya á usar cada uno.

La reunion de estos productos se llama *caja de reactivos* y aunque pueden ser más ó ménos, se usan generalmente los que siguen:

Acido clorhídrico.	Hiposulfito de sosa.
— nítrico.	Ioduro de potasio.
— sulfúrico.	Ferrocianuro de potasio.
— acético.	Ferricianuro „ „
— tártrico.	Cloruro de bario.
— sulfhídrico.	Nitrato de barita.
Potasa cáustica.	Acetato de „
Sosa „	Sulfato de magnesia.
Amoniaco.	Cromato neutro de potasa.
Carbonato de amoniaco.	Bicromato „ „
Sulfhidrato „ „	Percloruro de hierro.
Oxalato „ „	Acetato de plomo.
Fosfato „ „	Nitrato ácido de bismuto.
Carbonato de sosa.	Biantimoniato de potasa.
Fosfato „ „	Nitrato de plata.
Acetato „ „	Bicloruro de platino.

Además de estos reactivos, que han de ser químicamente puros, es preciso tener á la mano agua destilada, alcohol, éter, y papel tornasol.

Si para reconocer un compuesto metálico fuera preciso usar todos los reactivos y en cualquier orden, sería el procedimiento tan largo que agotaría la paciencia de cualquiera; pero puede seguirse un método muy sencillo para conseguir con tres ó cuatro reactivos, y por via de eliminacion, que el compuesto que se analiza quede comprendido en un grupo de cuatro ó cinco cuerpos; estos reactivos son el ácido sulfhídrico, los carbonatos alcalinos y los sulfuros alcalinos. En efecto:

Una sal que no dé precipitado con ninguno de estos reactivos tiene por base la *potasa*, la *sosa* ó el *amoníaco*.

Si la sal no precipita con el ácido sulfhídrico, ni con los sulfuros alcalinos; pero precipita con los carbonatos, tiene por base la *cal*, la *barita*, ó la *estronciana*.

Si la sal precipita por los sulfuros alcalinos y los carbonatos, pero no precipita por el ácido sulfhídrico, tiene por base la *alumina*, el *óxido de zinc*, de *manganeso*, de *cobalto*, de *níquel*, ó de *hierro*. (El líquido ha de estar ácido).

Por último, una sal que da precipitado con estos reactivos es un compuesto de *estaño*, de *antimonio*, de *bismuto*, de *plomo*, de *cobre*, de *plata*, de *mercurio*, de *oro*, ó de *platino*.

Llegado á este punto, no-falta más que determinar cual base es de las que están en el mismo grupo; lo que ya es fácil, segun los caracteres que hemos dado al estudiar cada una de las sales; pero con el propósito de hacer más fácil de aprender estos caracteres, por lo que hace á los ácidos y bases mas usuales, damos á continuacion los principales, y señalamos con sus colores propios los precipitados que resultan, por medio de bandas coloreadas, en las que van impresos los nombres de los cuerpos precipitados: medio didáctico que creemos eficaz para que se graven en la memoria las reacciones, y que hemos visto empleado, de un modo parecido, en algunas obras extranjeras de las más modernas.

CARACTERES PRINCIPALES

POR MEDIO DE LOS QUE SE PUEDEN RECONOCER EL GÉNERO
Y LA ESPECIE DE UNA SAL.

Determinacion del género, ó sea del ácido.

Carbonatos neutros = MO, CO².

Acidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico: viva efervescencia, debida al desprendimiento de ácido carbónico.

Sulfato de magnesia: los carbonatos solubles dan precipitado blanco.

Carbonato de magnesia.

Agua de cal: enturbia las disoluciones.

Bicarbonatos = MO, 2 CO².

Acidos sulfúrico, nítrico, clorhídrico: efervescencia más viva que en los carbonatos neutros.

Sulfato de magnesia: no dá precipitado.

Cloratos = MO, ClO².

Sobre el carbon encendido: deflagran.

Acido sulfúrico: desprenden ácido hipoclorico fácil de reconocer por su olor, y por su color amarillo.

Acido hipoclorico.

Mezclados con cuerpos combustibles: detonan por el choque ó por el calor.

Boratos = MO, BoO³.

Acido sulfúrico: los que son solubles, precipitado blanco y cristalino.

Acido bórico.

Llama de alcohol: este precipitado dá color verde.

Coloracion en la llama de alcohol.

Sulfatos = MO, SO².

Acido sulfúrico: no ejerce accion.

Nitrato de barita: los sulfatos solubles, precipitado blanco insoluble en ácido nítrico.

Sulfato de barita.

Sulfitos = MO , SO^2 .

Acido sulfúrico: desprenden ácido sulfuroso fácil de reconocer por su olor.

Acido nítrico: los cambia en sulfato, con desprendimiento de ácido sulfuroso.

Expuestos al aire: los que son solubles, se convierten en sulfatos.

Nitratos = MO , NO^5 .

Acido sulfúrico: en caliente desprenden ácido nítrico.

Sobre ascuas encendidas: deflagran avivando fuertemente la combustion.

Con cobre y ácido sulfúrico: desprenden vapores rojos.

Acido hiponítrico.

Silicatos = MO , SiO^3 .

Acido sulfúrico: precipitado gelatinoso de ácido silícico hidratado.

Solo son solubles los básicos, pero se hacen solubles calcinándolos con cuatro veces su peso de potasa; formando silicato de potasa; (vidrio soluble ó licor de los guijarros).

Hiposulfitos = MO , S^2O^3 .

Acido sulfúrico: desprendimiento de ácido sulfuroso, y azufre que se precipita.

Fosfatos = MO , 2HO , PhO^5 .

Acido sulfúrico: no ejerce accion.

Nitrato de barita: Precipitado blanco en los fosfuros solubles, que se disuelve en el ácido nítrico; lo que los distingue de los sulfatos.

Fosfato de barita.

Calentados al rojo con carbon y ácido bórico: producen fósforo.

Cromatos = MO , CrO^3 ó MO , 2CrO^3 .

Nitrato de plomo: precipitado amarillo.

Cromato de plomo.

Sulfuros.

Acido clorhídrico: desprenden casi todos ácido sulfhídrico, fácil

de reconocer por su olor. Este gas ennegrece el papel impregnado de acetato de plomo.

Calentados al soplete: desprenden ácido sulfuroso.

Ioduros.

Nitrato de plata: precipitado amarillo algo soluble en el amoniac.

Ioduro de plata.

Bióxido de manganeso y ácido sulfúrico: calentados dan vapores color violeta.

Acido nítrico y almidon: coloracion azul oscuro.

Ioduro de almidon.

Cloruros.

Nitrato de plata: precipitado blanco grumoso que por la accion de la luz se pone violeta y por último negro. Este precipitado es insoluble en ácido nítrico y soluble en amoniac.

Cloruro

de

plata

Acido sulfúrico y peróxido de manganeso: desprendimiento de cloro, fácil de reconocer por su color y olor.

Bromuros.

Nitrato de plata: dan la misma reaccion que los cloruros.

Acido sulfúrico y peróxido de manganeso: desprenden vapores de bromo de color violeta.

Determinacion de la especie ó base de la sal.

Metales de la primera seccion.

Los álcalis y sus sales (sales de potasa, sosa y amoniac) no precipitan por el ácido sulfhídrico, ni el sulfhidrato de amoniac, ni los carbonatos alcalinos.

Las sales alcalino-terrosas (de cal, barita y estronciana) precipitan en frio, ó en caliente, por los carbonatos alcalinos.

Sales de potasa [KO].

Acido clórico: precipitado blanco un poco soluble.

Clorato de potasa.

Bicloruro de platino concentrado: precipitado amarillo canario, soluble en gran cantidad de agua.

Cloruro doble de platino y potasa.

Llama de alcohol: coloracion violeta.

Sales de sosa [Na O].

Antimoniato de potasa: depósito blanco y cristalino.

Antimoniato de sosa.

Acido hidrofluosilicico: precipitado blanco gelatinoso.

Floururo doble de sodio y silicio.

Llama de alcohol: coloracion amarilla.

Sales amoniacaes [N H⁴ O].

Cal, potasa ó sosa: producen amoniaco, fácil de reconocer en su olor.

Calentadas sobre lámina de platino: se volatilizan.

Bicloruro de platino: precipitado amarillo, como las sales de potasa.

Cloruro doble de platino y amoniaco.

Sales de barita [Ba O].

Acido sulfúrico ó sulfatos solubles: dan precipitado blanco, insoluble en el ácido nítrico.

Sulfato de barita.

Carbonatos alcalinos: precipitado blanco coposo.

Carbonato de barita.

Cromatos de potasa: precipitado amarillo.

Cromato de barita.

Al soplete ó con la llama de alcohol: dan coloracion verde.

Coloracion de la llama.

Sales de estronciana [St O].

Dan las mismas reacciones que las de barita; pero no precipitan por el cromato de potasa.

Llama de alcohol ó del soplete: color rojo púrpura.

Coloracion de la llama.

Sales de cal ó de protóxido de calcio [Ca O].

Acido sulfúrico y sulfatos solubles: precipitado blanco, soluble en gran cantidad de agua.

Sulfato de cal.

Acido oxálico, oxalatos de potasa, de sosa ó de amoniaco: precipitado blanco perfectamente insoluble en agua, soluble en los ácidos fuertes.

Oxalato de cal.

Potasa ó sosa: precipitado blanco.

Cal hidratada.

Carbonato de potasa, de sosa ó de amoniaco: precipitado blanco.

Carbonato de cal.

Llama de alcohol: color rojo anaranjado.

Coloracion de la llama de alcohol.

Metales de la segunda seccion.**Sales de magnesia [Mg O].**

Bicarbonatos de potasa ó de sosa: en frio no producen precipitado; pero si se eleva la temperatura dan precipitado blanco.

Carbonato de magnesia.

Carbonatos de potasa ó de sosa: precipitado blanco, igual al anterior.

Potasa y sosa cáustica: precipitado blanco insoluble en un exceso de reactivo.

Magnesia hidratada.

Fosfato de amoniaco: precipitado blanco cristalino.

Fosfato amonio-magnésico.

Sales de alúmina [A^2O^3].

Amoniaco, carbonato de amoniaco ó sulfhidrato de amoniaco: precipitado blanco que se redisuelve con la potasa, y se forma de nuevo por la adición de nueva cantidad de amoniaco.

Alúmina hidratada.

Potasa ó sosa: precipitado blanco soluble en un exceso de reactivo.

Alúmina hidratada.

Nitrato de cobalto al soplete: dan un hermoso color azul.

Coloracion con nitrato de cobalto.

Sales de protóxido de manganeso [MnO].

Amoniaco, potasa ó sosa: precipitado blanco rosado, que al aire se oscurece hasta ponerse negro: una sal amoniacal impide la formacion de este precipitado.

Oxido de

manganeso

hidratado.

Protosulfuros de potasio, ó de sodio, ó sulfhidrato de amoniaco: precipitado color de carne.

Sulfuro de manganeso.

Prusiato amarillo de potasa: precipitado blanco si está puro, azulado más ó menos intenso si la sal de manganeso contiene hierro.

Cianuro de hierro y manganeso.

Oxalatos de potasa ó de sosa: precipitado blanco granuloso.

Oxalato de manganeso.

Metales de la tercera seccion.

Las sales de hierro pueden ser de protóxido ó de sesquióxido. Unas y otras se las reconoce porque sus disoluciones con la de-

Decoccion de agallas dan en contacto con el aire un precipitado negro, instantáneo ó al cabo de algun tiempo

Tannato de hierro

y con el *prusiato amarillo de potasa* en igualdad de circunstancias, un precipitado azul.

Azul de Prusia.

Sales de protóxido de hierro [Fe O].

Las sales de protóxido de hierro cristalizadas tienen color verde, que en contacto con el aire tienden á colorearse de amarillo.

Cianuro de hierro y potasio: precipitado blanco verdoso que en contacto con el aire se pone azul.

Cianuro de hierro.

Potasa ó sosa: precipitado blanco que al contacto del aire rápidamente pasa á rojo pardo.

Sesquióxido de hierro hidratado.

Sulfuros alcalinos: precipitado negro.

Protosulfuro de hierro

Decoccion de agalla: al pronto nada; pero despues precipitado negro.

Tannato de hierro

Sales de sesquióxido de hierro [Fe³ O³].

Acido sulfhídrico: precipitado de azufre.

Sulfhútrato de amoniaco: precipitado negro.

Sulfuro de hierro

Potasa ó amoniaco: precipitado rojo oscuro, insoluble en un exceso de reactivo.

Sesquióxido de hierro.

Ferrocianuro de potasio: precipitado azul.

Azul de Prusia.

Infusion de nuez de agalla: precipitado negro.

Tannato de hierro

Sales de zinc [Zn O].

Todas las sales de zinc son incoloras y no dan precipitado con la infusion de agallas.

Potasa, sosa ó amoniaco: precipitado blanco soluble en un exceso de reactivo.

Oxido de zinc.

Carbonato de potasa ó de sosa: precipitado blanco.

Carbonato de zinc.

Ferrocianuro de potasio: precipitado blanco.

Ferrocianuro de zinc.

Sulfhidrato de amoniaco ó sulfuros alcalinos: precipitado blanco.

Sulfuro de zinc hidratado.

Sales de niquel [Ni O].

Potasa ó sosa: precipitado verde manzana insoluble en un exceso de reactivo, y soluble en el amoniaco, tomando el líquido coloracion azul.

Oxido de niquel hidratado.

Acido sulfhídrico ó sulfuros alcalinos: precipitado negro.

Sulfuro de niquel hidratado

Infusion de agallas: precipitado blanco grumoso.

Tannato de niquel.

Prusiato rojo de potasa: precipitado amarillo verdoso.

Cianuro de níquel ferruginoso.

Las sales de níquel son amarillentas cuando son anhidras, verdes si hidratadas y azules si se las trata por el amoniaco.

Sales de cobalto [Co O].

Las sales de cobalto disueltas ó hidratadas, tienen un color rojo más ó menos marcado: cuando están anhidras son azules, y calcinadas con borax producen un vidrio azul hermoso (azul de cobalto).

Potasa ó sosa: precipitado azul violeta que al contacto del aire enverdece.

Hidrato de óxi- do de cobalto.

Carbonatos alcalinos: precipitado rojo pálido.

Carbonato de cobalto.

Acido sulfhídrico ó sulfuros alcalinos: precipitado negro.

Protosulfuro de cobalto

Borax, fosfato de sosa, vidrio ó cualquier fundente incoloro: coloracion azul por la accion del soplete.

Coloracion con un fundente.

Fosfato de sosa: precipitado violeta.

Fosfato de cobalto.

Prusiato amarillo de potasa: precipitado verde sucio.

Cianuro de cobalto ferruginoso.

Sales de cadmio [Cd O].

Acido sulfhídrico: precipitado amarillo.

Sulfuro de cadmio.

Potasa y sosa: precipitado blanco gelatinoso, insoluble en un exceso de reactivo; pero soluble en el amoniaco.

Oxido de cadmio.

Zinc metálico: precipita el cadmio metálico de sus disoluciones.

Metales de la cuarta seccion.

Sales de protóxido de estaño [Sn O].

Potasa ó sosa: precipitado blanco, soluble en un exceso de reactivo.

Protóxido de estaño hidratado.

Amoniaco: dá el mismo precipitado, insoluble en un exceso de reactivo.

Ferrocianuro de potasio: precipitado blanco gelatinoso, insoluble en ácido clorhídrico.

Ferrocianuro de estaño.

Acido sulfhídrico ó sulfuros alcalinos: precipitado color de chocolate.

Sulfuro de estaño hidratado.

Cloruro de oro: precipitado púrpura.

Púrpura de Casio.

Sales de bióxido de estaño [Sn O²].

Potasa ó sosa: precipitado blanco, soluble en un exceso de reactivo

Bióxido de estaño hidratado.

Sulfhidrato de amoniaco y sulfuros alcalinos: precipitado amarillo brillante y grumoso.

Bisulfuro de estaño.

Ferrocianuro de potasio: precipitado blanco gelatinoso.

Ferrocianuro de estaño.

Todas las sales de estaño son reducidas por el zinc y el hierro, precipitando el estaño al estado metálico.

Sales de antimonio [Sb O³].

El zinc ó el hierro descomponen las sales de antimonio y precipitan el antimonio al estado metálico, en forma de un polvo negro.

Potasa, sosa ó amoniaco: precipitado blanco voluminoso, soluble en un exceso de reactivo.

Oxido de antimonio hidratado.

Acido sulfhídrico y sulfuros alcalinos: precipitado rojo anaranjado, que se redisuelve en los sulfuros alcalinos.

Sulfuro de antimonio.

Infusion de nuez de agallas: precipitado grisáceo.

Tannato de antimonio.

Ferrocianuro de potasio: precipitado blanco insoluble en ácido clorhídrico.

Ferrocianuro de antimonio.

Permanganato de potasa: se decolora por la acción de una sal de antimonio.

Metales de la quinta sección.

Sales de subóxido de cobre [Cu² O].

Casi todas son insolubles y tienden á pasar al estado de sales de protóxido [Cu O].

Amoniaco: disuelve las sales de sub-óxido de cobre sin tomar color al pronto; pero expuesta la disolución al aire toma un hermoso color azul.

Agua celeste.

Carbonato de potasa: precipitado amarillo.

Sub-óxido de cobre hidratado.

Ioduro de potasio: precipitado blanco.

Ioduro de cobre.

Sales de protóxido de cobre. [Cu O²].

Potasa ó sosa: precipitado azul, insoluble en un exceso de reactivo: por la acción de calor se pone negro.

Oxido de cobre hidratado.

Amoniaco: precipitado azul verdoso, soluble en un exceso de reactivo, tomando el líquido un color azul hermoso.

Agua celeste.

Cianuro amarillo de potasa y hierro: precipitado rojo pardo, insoluble en el ácido clorhídrico.

Cianuro ferro-cúprico.

Acido sulfhídrico y sulfuros alcalinos: precipitado negro, soluble en cianuro de potasio.

Sulfuro de cobre

El zinc deposita el cobre metálico de sus disoluciones en forma de un cuerpo pardo oscuro, y el hierro lo reduce tomando un color rojo vivo; esto es, el color del cobre en masa.

Sales de plomo [Pb O].

Las sales de plomo son incoloras si lo son los ácidos que las forman, y una lámina de hierro ó de zinc, introducida en las disoluciones, precipita el plomo al estado metálico.

Potasa ó sosa: precipitado blanco, soluble en un exceso de reactivo.

Oxido de plomo hidratado.

Carbonatos alcalinos: precipitado blanco.

Carbonato de plomo.

Acido sulfúrico ó un sulfato soluble: precipitado blanco, soluble en la potasa y que se ennegrece por el ácido sulfhídrico.

Sulfato de plomo.

Cromato de potasa: precipitado amarillo muy hermoso.

Cromato de plomo.

Cianoferruro de potasio: precipitado blanco.

Cianoferruro de plomo.

Acido sulfhídrico y sulfuros alcalinos: precipitado negro.

Sulfuro de plomo

Ioduro de potasio: precipitado amarillo soluble en un exceso de reactivo ó en la potasa.

Ioduro de plomo.

Sales de Bismuto [Bi O³].

El zinc y el hierro precipitan el bismuto metálico de las sales solubles. El agua en exceso descompone las sales de bismuto en dos sales: una básica de color blanco, insoluble, que se precipita y otra ácida que queda disuelta.

Potasa, sosa ó amoniaco: precipitado blanco, insoluble en un exceso de reactivo.

Oxido de bismuto hidratado.

Acido sulfhídrico y sulfuros alcalinos: precipitado negro.

Sulfuro de bismuto

Ferrocianuro de potasio: precipitado blanco en un líquido bien concentrado.

Ferrocianuro de bismuto.

Infusion de agallas: precipitado amarillo anaranjado.

Tannato de bismuto.

Ioduro de potasio: precipitado pardo, soluble en un exceso de reactivo.

Ioduro de bismuto.

Metales de la sesta seccion.

Poseen las sales de mercurio dos caracteres que bastarian para reconocerlas, si no tuviesen otros muchos muy manifiestos. Estos dos caracteres son: 1.º Que mezclados con cal ó con potasa y sometidos á la destilacion, producen mercurio metálico. 2.º Que una plancha de cobre sumergida en sus disoluciones, da tambien el mercurio en forma de una costra gris, que adquiere brillo por el frotamiento.

Sales de protóxido de mercurio [Hg^2O].

Potasa, sosa ó amoniaco: precipitado negro ó gris negruzco, insoluble en un exceso de reactivo.

Protóxido de mercurio

Acido clorhídrico ó cloruros alcalinos: precipitado blanco, que el amoniaco ennegrece.

Protocloruro de mercurio.

Ioduro de potasio: precipitado verde que con un exceso de reactivo se desdobra en mercurio metálico y en deutoioduro de mercurio, que se disuelve.

Proto-ioduro de mercurio.

Cromato de potasa: precipitado de color rojo vivo.

Cromato de mercurio.

Ferrocianuro de potasio: precipitado blanco gelatinoso.

Ferrocianuro de mercurio.

Sales de bióxido de mercurio [HgO].

Agua: desdobra algunas sales de bióxido de mercurio en sales ácidas, que son solubles, y en sales básicas que son insolubles y de color amarillo.

Potasa ó sosa: precipitado amarillo.

Deutóxido de mercurio hidratado.

Amoniaco: precipitado blanco, soluble en un exceso de reactivo.

Oxido de mercurio.

Acido sulfhídrico y sulfuros alcalinos: precipitado negro, soluble en agua regia.

Bisulfuro de mercurio

Ioduro de potasio: precipitado rojo de color hermoso, que se re-disuelve en un exceso de reactivo, ó en una gran cantidad de agua.

Ioduro de mercurio.

Cianuro amarillo de potasio y hierro: precipitado blanco, que se convierte en azul poco á poco (azul de Prusia).

Ferrocianuro
de mercurio.

Azul Prusia.

Sales de plata [Ag O].

El cobre, el zinc y el hierro precipitan la plata de sus disoluciones, recubriéndose de una capa argentífera.

Potasa ó sosa: precipitado pardo claro (aceitunado), insoluble en un exceso de reactivo, soluble en el amoniaco, y que por la ebullicion se ennegrece.

Oxido de plata.

Acido clorhídrico ó cloruros solubles: precipitado blanco, grumoso, soluble en el amoniaco, y que en contacto con la luz se cambia en color violeta, cada vez más oscuro hasta llegar á negro.

Cloruro

de

plata

Cromato de potasa: precipitado rojo púrpura, soluble en el amoniaco

Cromato de plata.

Acido sulfhídrico y sulfuros alcalinos: precipitado negro, insoluble en un exceso de reactivo.

Sulfuro de plata

Fosfato de sosa: precipitado amarillo claro, insoluble en un exceso de amoniaco.

Fosfato de plata.

Sales de oro [Percloruro $Au^2 Cl^3$, ó cianuro y bromuro].

El zinc deposita el oro al estado metálico de sus disoluciones.

Sulfhidrato de amoniaco y sulfuros alcalinos: precipitado negro parduzco, soluble en un exceso de reactivo.

Sulfuro de oro

Cloruro de estaño: solucion estendida y ácida, dá precipitado púrpura.

Púrpura de Cassio

Sulfato de protóxido de hierro: precipitado pardo verdoso.

Oro metálico.

Amoniaco: precipitado amarillo rojizo, insoluble en un exceso de reactivo.

Oro fulminante.

Ferrocianuro de potasio: coloracion ó precipitado verde esmeralda

Ferrocianuro de oro.

Sales de platino [biclорuro $Pt Cl_2$].

El hierro, el zine y el cobre precipitan al platino de sus disoluciones, al estado metálico.

Potasa ó cloruro de potasio: precipitado amarillo canario, que se redisuelve en caliente en un exceso de reactivo.

Cloruro doble de platino y potasio.

Carbonatos de potasa ó de amoniaco: precipitado amarillo, insoluble en un exceso de reactivo.

Clorhidrato de amoniaco: precipitado amarillo.

Cloruro doble de platino y amonio.

Acido sulfhidrico y sulfuros alcalinos: precipitado negro ó pardo muy oscuro.

Bisulfuro de platino

Cloruro de estaño: coloracion rojo oscura.

Protocloruro de platino.

Las sales de platino tienen un color amarillo ó rojizo, son solubles en el agua, y calentadas al soplete se reducen al estado metálico.

NOCIONES DE QUIMICA ORGANICA.

Cuadro sintético de la química orgánica. (*)

Libro I.

*Generalidades sobre las sustancias orgánicas
y análisis elemental.*

Libro II.

Ácidos orgánicos y sus aplicaciones.

Libro III.

Alcalis orgánicos y sus aplicaciones.

Libro IV.

Materias vegetales neutras mas importantes.

Libro V.

Materias azucaradas.

Libro VI.

Alcoholes y éteres.

Libro VII.

Estudio y aplicaciones de los cuerpos grasos.

Libro VIII.

Aceites volátiles y cuerpos resinosos.

Libro IX.

Materias colorantes y sus aplicaciones.

Libro X.

Estudio de las principales sustancias de origen animal.

Apéndice.

Nociones acerca de las teorías modernas de la química.

(*) Véase el Índice al final de este volumen, y para más detalles el Programa de este libro en el que van insertos los epígrafes de todos los párrafos de este libro.

NOCIONES DE QUIMICA ORGANICA.

LIBRO I.

GENERALIDADES SOBRE LAS SUSTANCIAS ORGÁNICAS. ANÁLISIS INMEDIATO Y ELEMENTAL.

CAPITULO I.

Nociones generales acerca de los cuerpos químicos vegetales y animales.

470. **Constitucion de las materias orgánicas.**—Sabemos que la química orgánica tiene por objeto el estudio de las sustancias de origen vegetal ó animal. Estas sustancias están formadas ó por dos elementos: *carbono é hidrógeno* (carburos de hidrógeno); ó por tres: *carbono, hidrógeno y oxígeno* (ácidos, alcoholes, éteres, materia amilácea, azúcares etc.); otras, por último, por cuatro elementos: *carbono, oxígeno, hidrógeno y ázoe*. Notemos que en todas entra el carbono; por lo que M. Wurtz dice que la química orgánica es el estudio de los compuestos del carbono: como consecuencia de esta composicion resulta que todos son combustibles.

Algunas veces se encuentran tambien formando las sustancias orgánicas el azufre, el fósforo, el cloro, el iodo y el hierro; pero en pequeñas porciones, casi siempre, y en un número de compuestos relativamente muy limitado; por eso al carbono, oxígeno, hidrógeno y ázoe, se les llama *elementos organizables ú organógenos*.

Las materias no azoadas predominan en el reino vegetal, las azoadas en el animal.

471. **Formacion de los compuestos vegetales.**—Mientras la planta vive, se produce en ella un trabajo constante de absorcion de sustancias líquidas y gaseosas, que ella transforma mediante á la *fuerza vital* (fuerza hipotética como lo son todas). Cuando aquellas sustancias faltan, la planta muere y deja de elaborar los compuestos químicos que entran en su composicion. Las materias que nutren ó sirven de alimento á las plan-

tas son: el agua, el ácido carbónico, el amoniaco, el ácido nítrico y algunas sales minerales: las que toman del suelo y del aire.

Las sustancias formadas por las plantas son numerosísimas; pero hay algunas que se hallan en *todos los vegetales* como la *celulosa*, el *almidon*, la *azúcar*, las *gomas*, los *cuerpos grasos* etc.; mientras que otras son especiales ó propias de determinados géneros ó familias vegetales; por ejemplo, las *esencias*, las *resinas*, *ciertos ácidos*, las *bases orgánicas*, las *materias extractivas* etc.

472. **Formacion de los compuestos animales.** — Los animales, lo mismo que las plantas, necesitan absorber ó tomar del exterior sustancias (por medio de los actos de la digestion y de la respiracion) sólidas, líquidas y gaseosas, que se transforman en el organismo (digestion, asimilacion) en otras que quedan en él, ó son espelidas (secreciones, excreciones); y todo bajo la accion de la misma causa hipotética: *fuera vital*; pues que cesando la vida, cesan estas transformaciones.

Bajo el punto de vista químico la diferencia principal entre los animales y los vegetales consiste, en que los animales absorben constantemente oxígeno y exhalan ácido carbónico y agua; mientras que los vegetales absorben ácido carbónico y agua, y desprende oxígeno. Además los vegetales absorben como compuesto no azoado el ácido carbónico: y los animales otros mas complejos elaborados por las plantas como son: materia amilácea, azúcar, gomas, materias grasas etc.

Los vegetales no toman otro elemento azoado que el amoniaco, y los animales tienen, ya elaborados por las plantas, ó por otros animales, compuestos azoados muy complejos como son el *gluten*, la *albúmina*, la *caseína*, la *carne*, la *sangre*, etc.

473. **Sustancia orgánica y sustancia organizada.** — Se llama *sustancia orgánica* cualquiera de los numerosos compuestos químicos formado en el seno de los animales ó vegetales: suelen ser fusibles, solubles y cristalizables, por lo que carecen de forma orgánica. *Sustancias organizadas* son aquellas que como el almidon, la fibrina, la celulosa y otras, forman parte constituyente de un órgano vegetal ó animal; son insolubles é incristalizables y tienen *forma orgánica*; esto es, forma *redondeada: nunca cristalina* ó con caras planas.

Algunas sustancias ó compuestos químico orgánicos se han podido hacer artificialmente: es decir, elaborar por reacciones entre sus elementos: las *sustancias ya organizadas*, jamás.

474. **Producto y principio inmediato.** — Se encuentran en los órganos de las plantas y de los animales compuestos químicos de composicion y fórmula fija, cualquiera que sea el vegetal ó animal que los produzcan; estos compuestos que constituyen

distintas especies químicas y de los que no pueden separarse distintos cuerpos orgánicos, se denominan *principios inmediatos*: vienen á ser para los animales y plantas lo que los elementos químicos para los cuerpos minerales: tales son el azúcar, el almidon, la goma, la materia leñosa, etc.

La combinacion ó la mezcla de dos ó más principios inmediatos forma un *producto inmediato*. Por ejemplo: las materias grasas son productos inmediatos formados de varios principios inmediatos combinados.

475. **Fórmulas químicas de los compuestos orgánicos.**

—La composicion de los principios inmediatos es por general muy compleja; aunque formados como sabemos, en general, de dos, tres, ó á lo más cuatro elementos. En la molécula del cuerpo mineral entra cada cuerpo simple en corto número de equivalentes; en los orgánicos las agrupaciones son complicadas, entrando cada elemento por muchos equivalentes. Por ejemplo:

La fórmula del azúcar de caña es	$C^{12}H^{11}O^{11}$.
„ de la quinina.....	$C^{41}H^{24}Az^2O^4$.
„ „ morfina.....	$C^{34}H^{19}AzO^{14}$.
„ „ ácido oléico.....	$C^{36}H^{36}O^4$.

Se ignora de qué manera están agrupados los elementos para formar los compuestos orgánicos; no existiendo *fórmulas racionales*.

La complejidad de la molécula nos esplica, en cierto modo, tres hechos de las sustancias orgánicas:

1.º Con un corto número de elementos (oxígeno, hidrógeno, ázoe y carbono) se forman multitud de cuerpos.

2.º Con los mismos elementos y en igual número de átomos de cada uno, pueden resultar *cuerpos distintos*. Por ejemplo: la azúcar, la materia amilácea, la destrina, la celulosa etc., tienen la misma fórmula química.

3.º Con los mismos elementos y en igual proporcion, pero duplicada ó multiplicada la molécula, se forman cuerpos diferentes. Ejemplos: el ácido maléico y el paramaléico, el azúcar de frutos y el azúcar de leche etc.

476. **Descomposicion natural de las materias orgánicas.**—Los cuerpos orgánicos cuando cesa la vida caen bajo la accion de los agentes exteriores, de igual manera que los no organizados: descomponiéndose en otros cada vez ménos complejos, hasta llegar á sus elementos, ó á los compuestos mas simples de la química inorgánica (agua, ácido carbónico, amoniaco etc.): porque mientras los vegetales y animales forman compues-

tos orgánicos por via de síntesis, esto es, produciendo principios inmediatos cuya composición es mas compleja que las de los cuerpos que les sirven de nutrimento; aquellos cuerpos, ya fuera del organismo vegetal ó animal, se desdoblán por la acción del aire y del agua, en otros cada vez mas sencillos.

CAPITULO II.

Análisis inmediato y análisis elemental.

477. **Análisis inmediato.**—Tiene por objeto aislar los principios inmediatos que contienen, al estado de mezcla unas veces y otras de combinación, las diversas sustancias organizadas. Tomemos, por ejemplo, una almendra: podrá separarse de ella una sustancia grasa, una materia amilácea, una materia leñosa, azúcar y otras sustancias. De la sustancia grasa (aceite de almendras) á su vez pueden obtenerse varios principios inmediatos (ácido oléico, ácido margárico, glicerina).

Estos análisis son difíciles y constituyen una parte muy prin-

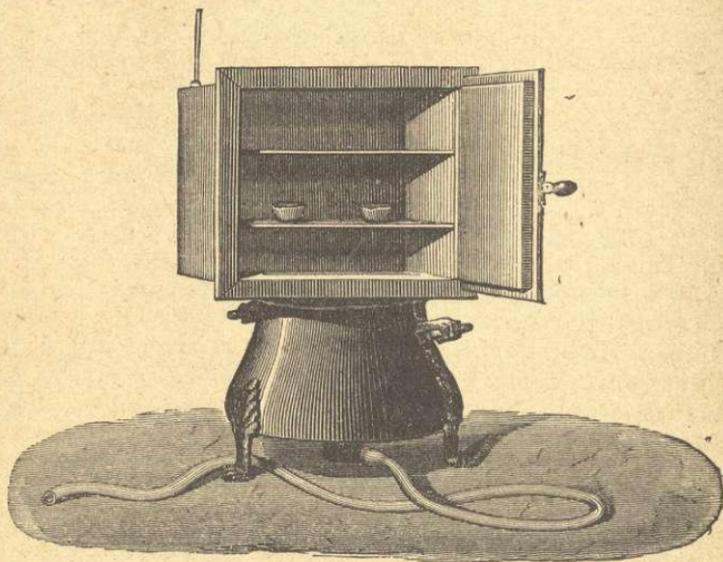


Fig. 129.

cipal de la química orgánica; empleándose para ello la acción

de varios disolventes, la del calor, la presión, los ácidos, las bases etc., utilizando en cada caso los agentes más apropiados, sin que pueda darse una regla fija para todos los casos.

478. **Análisis elemental.**—Tiene por objeto el análisis elemental, reconocer la naturaleza de los elementos (oxígeno, hidrógeno, carbono y ázoe) que forman los principios inmediatos y determinar las proporciones en que entran. El procedimiento más usado es el debido á Liebig que vamos á indicar sumariamente, omitiendo algunos detalles.

Para evitar errores se empieza por desecar perfectamente la sustancia que á de someterse al análisis, lo que se consigue por medio de una pequeña estufa calentada por una lámpara (*Fig. 129*); ó con un tubo dos veces doblado cuya rama ho-

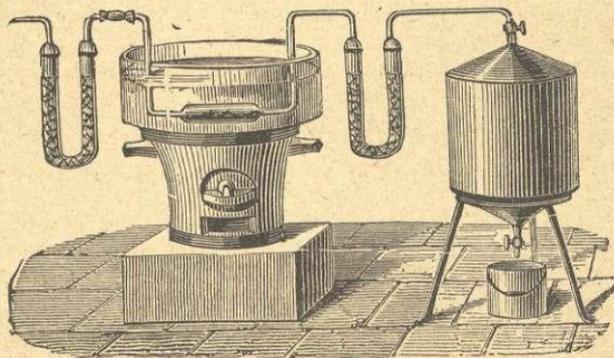


Fig. 130.

rizontal lleva un ensanchamiento donde se coloca el cuerpo (*Fig. 130*) que va á desecarse. Esta parte del tubo va en un baño de aceite; y por medio de un aspirador se hace llegar aire bien seco, pues se le ha hecho atravesar antes un tubo en U con piedra pomez impregnada en ácido sulfúrico.

La sustancia puede no tener ázoe ó tenerlo. Se reconoce fácilmente, porque si no lo tiene al descomponerse por medio del calor, da vapores ácidos (ácido carbónico, cuando ménos), y si tiene ázoe, da vapores básicos (amoníaco cuando ménos).

Supongamos que no tiene ázoe. El análisis se funda en quemar el cuerpo de modo que su carbono se convierta en ácido carbónico y su hidrógeno en agua. Conocido el peso del ácido carbónico y el del agua, se deducen los del carbon y el hidrógeno, y restando la suma de estos dos del de la sustancia sometida al análisis, la diferencia será el peso del oxígeno.

La combustion del carbon y del hidrógeno se verifica generalmente con bióxido de cobre, ó con una mezcla de este y de clorato de potasa: esto es, cuerpos que cedan fácilmente oxígeno, y *nada mas que oxígeno*. La sustancia pesada en una balanza de precision y mezclada con el cuerpo comburente, se coloca en un tubo de vidrio de unos cincuenta centímetros de largo, aguzado en uno de sus extremos (*Fig. 131*), llamado *tubo de combustion*.

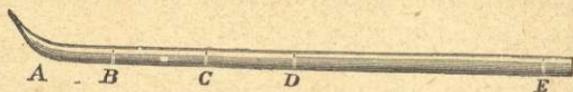


Fig. 131.

Conviene que haya oxígeno en esceso para tener la seguridad que todo el carbon y el hidrógeno del cuerpo sometido al análisis se ha quemado: por lo que se coloca óxido de cobre seco y pulverizado en una longitud de unos cinco centímetros del tubo AB; despues el cuerpo bien mezclado con 30 veces su peso de este óxido en BD y por último se llena lo que queda del tubo de óxido de cobre.

Se envuelve el tubo de combustion de papel metálico para que se caliente con regularidad y se coloca sobre un hornillo (*Fig. 132*); adaptando á su extremidad E, uno ó mas tubos en

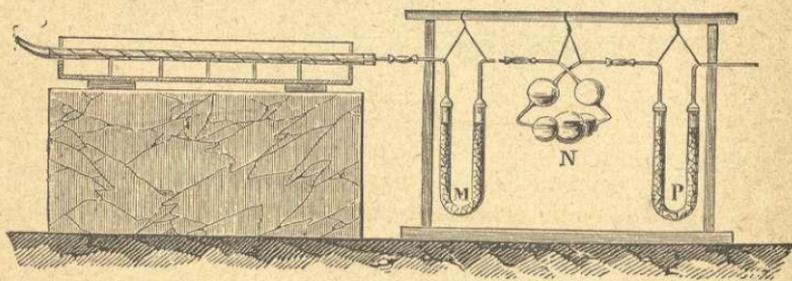


Fig. 132.

U con piedra pomez impregnada de ácido sulfúrico M, un tubo de Liebig N con una disolucion de potasa cáustica, un tubo en U con fragmentos de potasa cáustica P, y otro más pequeño, no indicado en la figura, con piedra pomez y ácido sulfúrico, para evitar que el vapor de agua del aire altere el peso de los tubos, que han de pasarse antes y despues de la operacion.

Preparado el aparato y pesados hasta el milígramo en una

balanza de presión el sistema de tubos M que lleva el ácido sulfúrico, y el sistema N, P, que contiene la potasa, se caldea el tubo de combustión progresivamente desde E, hasta A.

El agua formada por la combustión del hidrógeno queda en el sistema de tubos M, y el ácido carbónico en el N, P; de suerte que concluida la operación, se vuelven á pesar y el aumento de peso de cada uno de estos sistemas nos dará, respectivamente, el agua y el ácido carbónico formado; de donde $\frac{1}{9}$ de peso del

agua será el del hidrógeno y $\frac{3}{11}$ del ácido carbónico el peso del carbon: restando la suma de estos dos pesos del de la sustancia analizada que generalmente es un gramo, ó sean mil miligramos, se obtendrá el peso del oxígeno.

Si la sustancia es azoada se hace una operación igual á la antedicha para determinar el peso del carbon y del hidrógeno: y despues se procede á la dosificación del ázoe, ya sea en volúmen, ya en peso.

Para obtenerla en volúmen se coloca en el tubo de combustión una capa de bicarbonato de sosa, despues óxido de cobre, y, por último, la mezcla de la sustancia azoada con el óxido de cobre. A la extremidad del tubo se coloca una bomba de mano

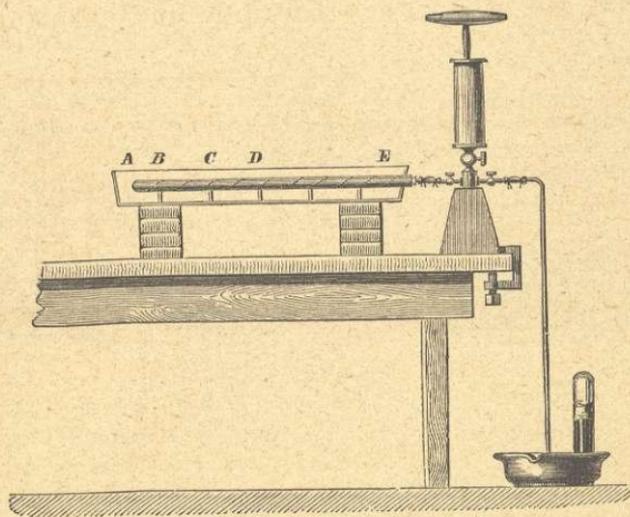


Fig. 133.

de Silberman (*Fig. 133*), luego un largo tubo abductor en comu-

nicacion con una cuba de mercurio. En ella va una campana graduada con una disolucion de potasa cáustica que absorbe el ácido carbónico. Del volúmen de ázoe, conocida la presion y la temperatura, se deduce el peso.

Si se quiere dosar el ázoe desde luego en peso, se mezcla la sustancia con un álcali produciendo de este modo al descomponerse amoniaco, que se hace llegar á una disolucion de ácido sulfúrico: se forman sulfato de amoniaco, y del aumento de peso de esta parte del aparato se podrá deducir el peso del amoniaco. Del peso del amoniaco, á su vez, se deduce el del ázoe. Sumados los pesos del carbono, hidrógeno y ázoe, y restando esta suma del peso del cuerpo, se obtendrá el del oxígeno.

Si las sustancias son líquidas ó gaseosas se encierran dentro de una ampolla, que por la tencion del vapor se rompe al calentar el tubo de combustion.

479. **Determinacion del equivalente de un principio inmediato.**—Hecho el análisis elemental de un principio inmediato, una de sus aplicaciones más importante es conocer su equivalente y su fórmula.

Si la sustancia es ácida se determina su equivalente como el de cualquier ácido: esto es, combinándola con una base cuyo equivalente sea conocido y viendo la relacion en peso de esta base con el ácido combinado. Por ejemplo, 94 partes de ácido fénico se combinan con 31 de sosa; y como este número es el equivalente de la sosa, 94 es el del ácido fénico.

Si el cuerpo es básico, se combina con un ácido de equivalente conocido; y la relacion entre los pesos combinados, nos dará el equivalente de la base orgánica.

Por último si la sustancia orgánica es neutra; se combina con un ácido ó con una base, segun en cada caso sea más conveniente.

480. **Determinacion de la fórmula química de un principio inmediato.**—Supongamos que se ha hecho el análisis elemental del ácido acético y que ha dado los siguientes pesos:

Carbono	399,96.
Hidrógeno	66,66.
Oxígeno	533,88.

Es claro que dividiendo estos pesos resultantes del análisis, por los números que representan los equivalentes de cada uno de estos elementos; tendremos los equivalentes que de cada uno entran á formar la sustancia analizada, esto es:

$$\text{Para el carbon.... } \frac{399,56}{6} = 66,66.$$

$$\text{Para el hidrógeno.. } \frac{66,66}{1} = 66,66.$$

$$\text{Para el oxígeno.... } \frac{533,28}{8} = 66,66.$$

Vemos, pues, que salen números iguales; lo que nos indica que el ácido acético está formado de igual número de equivalentes de carbon, hidrógeno y oxígeno. De modo que todas las fórmulas de la série:

CHO	cuyo equivalente ó peso es	15
C ² H ² O ²	" "	30
C ³ H ³ O ³	" "	45
C ⁴ H ⁴ O ⁴	" "	60
C ⁵ H ⁵ O ⁵	" "	75
C ⁶ H ⁶ O ⁶	" "	90
.....
C ⁿ H ⁿ O ⁿ	" "	6n × n × 8n,

satisfacen al análisis elemental; pero si combinamos el ácido acético con el óxido de plata, resulta para el equivalente de este ácido el número 60; de donde su fórmula será C⁴H⁴O⁴; ó más exactamente C³H³O³, HO; pues al unire con las bases pierde un equivalente de agua.

LIBRO II.

ACIDOS ORGÁNICOS Y SUS APLICACIONES.

CAPITULO I.

Generalidades sobre los ácidos orgánicos.

481. **Caracteres de los ácidos orgánicos.**—Los ácidos orgánicos están esparcidos abundantemente en los vegetales; y algunos, tales como los ácidos láctico y úrico en los animales. Son producidos generalmente por una acción oxidante: así que la química puede no tan solo reproducir algunos de ellos, sino crear otros nuevos.

En general los ácidos orgánicos están formados por el carbono, el hidrógeno y el oxígeno en muy variadas proporciones. Casi todos son incoloros, sólidos, cristalizables y tienen agua de cristalización que hace oficio de base, pudiendo á semejanza del ácido fósforico, cambiar uno ó más equivalente de agua por otros tantos de otra base. Por tal razón los ácidos orgánicos se denominan monobásicos, bibásicos, tribásicos etc. según el número de equivalentes de agua que poseen.

482. **Acidos pirogenados.**—Algunos ácidos orgánicos por la acción del calor se descomponen en parte, dando origen á otros ácidos nuevos que se denominan *pirogenados*; esto es, *engendrados por el fuego*.

M. Pelouze ha formulado la siguiente ley respecto á estas descomposiciones: *un ácido pirogenado tiene igual composición química que el que le dió origen, menos cierto número de equivalentes de agua, ó de ácido carbónico, ó de estos dos compuestos.*

Esto significa, que al descomponerse un ácido por el calor pierde ácido carbónico, ó pierde agua, ó los dos cuerpos, sin que esto suponga que dichos cuerpos preexistieran en el ácido descompuesto. Así, por ejemplo; por la acción del calor tenemos que

El ácido gálico $C^{14} H^6 O^{10}$ se convierte en
 ácido pirogálico $C^{12} H^6 O^6 = C^{14} H^6 O^{10} - 2 C O^2$

El ácido tártrico $C^8 H^6 O^{12}$ se convierte en
 ácido piro tártrico $C^{10} H^6 O^6 = 2 (C^8 H^6 O^{12}) - 6 C O^2 - 6 H O.$

483. **Acidos anhidros.**—Por mucho tiempo se creyó que los ácidos orgánicos, escepcion hecha de un corto número, no podían obtenerse anhidros. En 1853 Gerhardt hizo conocer un procedimiento general para obtener todos los ácidos orgánicos al estado anhidro. A tal estado, son difíciles de disolver en el agua y no enrojecen la tintura de tornasol. Se las ha dado el nombre colectivo de *anhidridos*; nombre que se ha hecho estensivo á los ácidos minerales cuando se les priva de su agua de constitucion, por ejemplo:

Anhidrido sulfúrico... SO^3 .
 „ nítrico NO^5 .
 „ fosfórico ... PhO^5 .

484. **Amidas.**—En 1830 M. Dumas, destilando el *oxalato de amoniaco*, descubrió una serie de compuestos á los que dió el nombre de *amidas*, que no difieren de las sales amoniacaes sino es en dos equivalentes de agua, convirtiéndose en ellas al unirse á dichos equivalentes: uno que toman de los elementos del amoniaco anhidro y otro del ácido orgánico: de suerte que pueden suponerse formadas por la molécula AzH^2 , á la que M. Dumas llamó *amidógeno*.

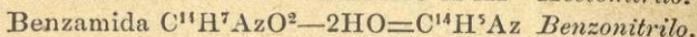
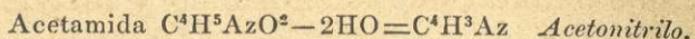
Cómo muchos ácidos orgánicos tienen tres equivalentes de oxígeno y el amoniaco anhidro no tiene ninguno; resulta que las fórmulas de muchas amidas terminan en AzO^2 ; pues que en el compuesto no habrá más ázoe que el del amoniaco, ni más oxígeno que el del ácido, ménos un equivalente que ha perdido con otro de hidrógeno para formar agua. Ejemplos:

Acetato de amoniaco.....	$\text{AzH}^4\text{O}, \text{C}^4\text{H}^3\text{O}^3$
menos dos equivalentes de agua	2HO
Acetamida.....	$\text{AzH}^2, \text{C}^4\text{H}^3\text{O}^2$
Benzoato de amoniaco.....	$\text{AzH}^4\text{O}, \text{C}^{14}\text{H}^5\text{O}^3$
menos dos equivalentes de agua	2HO
Benzamida.....	$\text{AzH}^2, \text{C}^{14}\text{H}^5\text{O}^2$

Si estos compuestos resultantes se hacen hervir largo tiempo en el agua, vuelven á tomar los dos equivalentes que perdieron y se regeneran las sales amoniacaes que sirvieron para formarlos.

Tratando las amidas con cuerpos eminentemente deshidra-

tantes, como el ácido fosfórico anhidro ó el pentacloruro de fósforo PhCl_5 , pierden otros dos equivalentes de agua y se transforman en *nitrilos*; á saber:



485. **Número de ácidos orgánicos.**—A la mitad del siglo anterior apenas se conocían tres ó cuatro ácidos orgánicos. Schéele y Bergmam empezaron en 1776 á enriquecer las ciencias con el estudio de nueva especies, y desde entonces el número de ácidos formados en el organismo ó derivados de estos pasan de trescientos. A continuacion ponemos las fórmulas de los más importantes.

Acido acético.	$\text{C}^4\text{H}^3\text{O}^3, \text{HO}.$
— angélico.....	$\text{C}^{10}\text{H}^8\text{O}^4$
— benzóico.....	$\text{C}^{11}\text{H}^5\text{O}^3, \text{HO}.$
— butírico.....	$\text{C}^8\text{H}^7\text{O}^3, \text{HO}.$
— cítrico.....	$\text{C}^{12}\text{H}^5\text{O}^{11}, 3\text{HO}.$
— esteárico.....	$\text{C}^{26}\text{H}^{35}\text{O}^{31}, \text{HO}.$
— fórmico	$\text{C}^2\text{HO}^3, \text{HO}.$
— galico	$\text{C}^{11}\text{H}^3\text{O}^7, 3\text{HO}.$
— láctico.....	$\text{C}^6\text{H}^5\text{O}^5, \text{HO}.$
— málico.....	$\text{C}^8\text{H}^4\text{O}^8, 2\text{HO}.$
— maléico.....	$\text{C}^8\text{H}^2\text{O}^6, 2\text{HO}.$
— múcico	$\text{C}^{12}\text{H}^c\text{C}^{14}, 2\text{HO}.$
— margárico.....	$\text{C}^{34}\text{H}^{33}\text{O}^3, \text{HO}.$
— oléico.....	$\text{C}^{36}\text{H}^{33}\text{O}^3, \text{HO}.$
— oxálico.....	$\text{C}^2\text{O}^3, \text{HO}.$
— paramaléico.....	$\text{C}^4\text{HO}^3, \text{HO}.$
— péctico	$\text{C}^{32}\text{H}^2\text{O}^{28}, 2\text{HO}.$
— pirogálico.....	$\text{C}^6\text{H}^3\text{O}^3.$
— tánnico	$\text{C}^{54}\text{H}^{13}\text{O}^{31}, 3\text{HO}.$
— tártrico.....	$\text{C}^8\text{H}^4\text{O}^{11}, 2\text{HO}.$
— úrico.....	$\text{C}^{10}\text{H}^2\text{Az}^4\text{O}^4, 2\text{HO}.$

Tan solo estudiaremos los que tengan importancia en la industria, ó desempeñen un papel principal en las funciones animales.

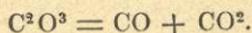
CAPITULO II.

Acidos oxálico, acético, fórmico y tártrico.

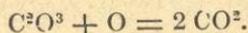
486. **Acido oxálico.**—(C²O³, HO).—Es un cuerpo sólido, incoloro, soluble en el agua, de un sabor ácido muy fuerte y picante; cristaliza en prismas cuadrangulares y es venenoso. El calor lo descompone en agua, óxido de carbono y ácido carbónico; de modo que calentado sobre una lámina de platino, no deja residuo:



El ácido sulfúrico le quita su agua y le reduce á óxido de carbono y ácido carbónico; pues que el ácido oxálico anhidro puede considerarse como una combinacion de óxido de carbono con ácido carbónico:



Los cuerpos oxidantes, como el peróxido de manganeso, lo convierten en ácido carbónico; tomando de él un equivalente de oxígeno:



Es el ácido menos complejo de todos, pues tiene anhidro la forma de un sesquióxido.

El ácido oxálico se halla muy esparcido en el reino vegetal, ya libre, ya combinado con algunas bases minerales. Se encuentra en cantidad notable el estado de *bioxalato de cal* en los cálculos urinarios, en el de *bioxalato de sosa* en muchas plantas marinas, y en el de *bioxalato de potasa* en la planta llamada *acedera* (*oxalis acetosella*).

Se obtiene el ácido oxálico de esta planta machacándola para extraer el zumo que lleva en disolucion el bioxalato de potasa; por medio del acetato de plomo, se produce oxalato de plomo que se precipita; el que despues se descompone con el ácido sulfúrico.

Artificialmente se produce atacando el almidon con ácido nítrico diluido, que se hace hervir por algun tiempo.

Se emplea el ácido oxálico en la fabricacion de las telas estampadas; para limpiar el cobre, el laton y otros metales; para borrar las manchas de tinta, en los análisis de los manganesos y como reactivo de las sales de cal.

487. **Oxalatos.**—Los compuestos del ácido oxálico con las bases se denominan *oxalatos*; por el talor se descomponen en una mezcla de óxido de carbono y ácido carbónico que se desprende, dejando óxidos metálicos ó metales. El ácido sulfúrico los cambia en sulfatos, descomponiéndose á la vez el ácido oxálico en óxido de carbono y ácido carbónico. Las disoluciones de los oxalatos dan precipitado blanco con las sales de cal: de aqui su uso como reactivo.

Los principales oxalatos son el *bioxalato de potasa*; que se puede obtener directamente de la acedera; se llama por tal circunstancia, *sal de acedera*; y el *oxalato de amoniaco*, muy usado en los laboratorios como reactivo.

488. **Acido acético.**—(C⁴H³O³, HO).—El ácido acético es sólido y cristalizable hasta los 17°, funde á esta temperatura y forma un líquido incoloro, fuertemente ácido, soluble en el agua, y de un olor característico, que es el del *vinagre*, ó *vino agrio*; pues es el ácido que caracteriza á este líquido.

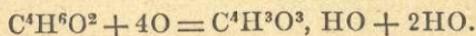
Es disolvente del gluten, la fibrina, la albúmina, el alcanfor y varios reactivos.

El vapor de ácido acético arde en el aire con una llama azulada, produciendo agua, ácido carbónico y *acetona* ó *espíritu piroacético* C⁶H⁶O²: líquido incoloro, volátil é inflamable.

El cloro transforma al ácido acético en otro ácido C³Cl³O³, HO, llamado cloro acético, y que resulta de la sustitucion de tres equivalentes de hidrógeno por otros tres de cloro.

Se encuentra el ácido acético al estado de acetato de potasa, de sosa y de cal, disuelto en la sávia de algunas plantas.

Se obtiene el ácido acético sea por la destilacion en seco de la leña [102] con el nombre de *ácido piroleñoso*; por la fermentacion del vino, en virtud de la oxidacion del alcohol, á consecuencia, segun M. Pasteur, del desarrollo de un vegetal microscópico (*micoderma aceti* ó *flor del vinagre*): ó por la descomposicion al fuego de algunos acetatos poco estables; (*vinagre radical*) ó, por último, por la accion de la esponja de platino sobre los vapores de alcohol; mediante á una oxidacion provocada por el poder condensante que para los gases y vapores tiene este metal:



El *vinagre de madera* ó *ácido piroleñoso*, resulta, como acabamos de decir, de la destilacion en seco de la leña; al mismo tiempo que se forma agua, alquitran vegetal y un líquido análogo al alcohol, inflamable, muy volátil cuya fórmula es C²H⁴O², y se llama *alcohol metilico* ó *espíritu de madera*.

El vinagre propiamente dicho (vino agrio) se fabrica esponiendo las bebidas alcohólicas á la accion oxidante del aire, de manera que haya contacto en gran número de puntos: la accion de un fermento, ó del vinagre ya formado, acelera singularmente la operacion: por eso deben colocarse los vinos en toneles ó vasijas que hayan tenido vinagre.

En Alemania suelen usarse los *toneles de acetificacion* (Fig.

134) que llevan dos falsos fondos agujereados; sobre el mas alto se coloca el vino, entre ambos astillas ó virutas de Fresno rociadas con vinagre B, y en el recipiente inferior A, se recoge este líquido ya formado. El vino se echa por el tubo *f*, filtra por los pequeños orificios del falso fondo superior, se mezcla perfectamente con el aire porporcionado por el tiro del tubo *e*, que hace de chimenea, y despues atraviesa las astillas ó virutas. En este trayecto se oxida suficientemente y llega al deposita A,

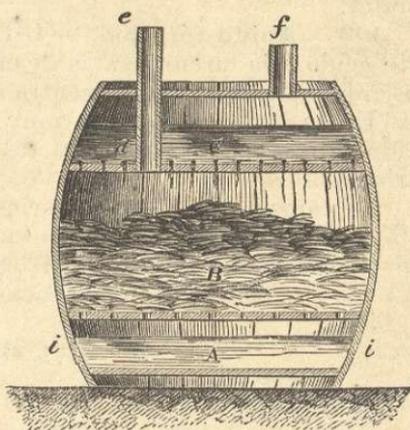


Fig. 134.

al estado de vinagre. Los usos del vinagre son muy conocidos.

489. **Acetatos.**—El ácido acético forma con las bases, minerales ú orgánicas, sales llamadas *acetatos*. Estas sales se descomponen por la accion del calor en ácido acético y en óxido, ó en *acetona* y carbonato de la misma base.

Todos los acetatos son solubles, y por la accion de un ácido enérgico dejan libre el ácido acético, fácil de reconocer por su olor.

Citaremos, por ser de uso en la industria, los *acetatos de alúmina*, de *potasa*, de *sosa*, de *amoniaco*, de *hierro*, de *plomo* y de *cobre*.

El acetato de alúmina se emplea como un mordiente incoloro, y tambien como antipútrido.

El acetato ó *piroliníto de hierro* se emplea como mordiente colorante y para dar los tintes negros. Se usa tambien para preservar las maderas de la putrefaccion.

El acetato neutro de plomo ó *sal de Saturno* es un reactivo muy usado, y disuelto en gran cantidad de agua forma el *agua blanca*, empleada al exterior en lociones astrigentes y tónicas.

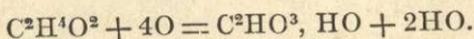
El *acetato de cobre* se emplea en pintura con el nombre de *verde gris ó cardenillo*, que no hay que confundir con el que se forma en la superficie del cobre oxidado.

El *acetato de amoniaco* se utiliza en medicina como sudorífico con el nombre de *espíritu de Minderero*.

Los acetatos se obtienen atacando directamente los óxidos metálicos, ó descomponiendo los carbonatos respectivos, ó por dobles descomposiciones salinas, conforme á las leyes de Berthollet.

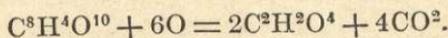
490. **Acido fórmico.**—(C²H³O³, HO)—Debe su nombre este ácido á la circunstancia de encontrarse libre en las hormigas rojas. Tambien se encuentra en las ortigas y en otras plantas. Es un líquido incoloro, muy cáustico y de olor fuerte. El ácido sulfúrico en caliente le descompone en agua y óxido de carbono.

Así como el alcohol ordinario ó *espíritu de vino* C⁴H⁶O², por una accion oxidante se cambia en ácido acético; el alcohol metílico ó *espíritu de madera* C²H⁴O² se transforma por oxidacion en ácido fórmico, para lo que basta que actue el negro de platino:



Se obtiene por este medio, ó descomponiendo el almidon ó la azúcar por el ácido sulfúrico y el peróxido de manganeso; esto es, por el oxígeno al estado naciente.

491. **Acido tártrico.**—(C⁸H⁴O¹⁰, 2HO.)—Es un cuerpo sólido, incoloro, soluble en el agua, de un sabor ácido marcado y no desagradable, cristaliza en gruesos prismas oblicuos romboidales. El calor le hace perder sus dos equivalentes de agua convirtiéndose en *ácido pirotártrico*; el ácido nítrico lo convierte en ácido oxálico, y los cuerpos oxidantes en alto grado le transforman en ácido fórmico y ácido carbónico:



El ácido tártrico se encuentra en el jugo de muchos vegetales, libre ó combinado con las bases; pero en cantidad notable en el zumo de la uva ó *mosto*. Se extrae generalmente del *tartrato ácido de potasa* que se deposita en los toneles que contienen vino. Para ello se trata dicha sal por el carbonato de cal, formándose *tartrato neutro de potasa* y *tartrato de cal*; este es muy poco soluble y se separa. Despues el *tartrato neutro de potasa* se ataca con cloruro de calcio; se forma nueva porcion de *tartrato de cal* que se separa y cloruro de potasio.

Convertido así el tartrato de potasa en tartrato de cal (por cuyo medio se separa de las demás impurezas que acompañan á las lias del vino en los toneles); se descompone esta sal por el ácido sulfúrico: lo que dará sulfato de cal, que es insoluble y ácido tártrico que queda disuelto. Formulamos á continuación las tres reacciones que hemos enumerado:

- 1.^a $2(\text{KO}, \text{HO}, \text{C}^8\text{H}^4\text{O}^{10}) + 2\text{CaO}, \text{CO}^2 = 2(\text{KO}), \text{C}^8\text{H}^4\text{O}^{10} + 2(\text{CaO}), \text{C}^8\text{H}^4\text{O}^{10} + 2\text{HO} + 2\text{CO}^2.$
- 2.^a $2(\text{KO}), \text{C}^8\text{H}^4\text{O}^{10} + 2\text{CaCl} = 2(\text{CaO}), \text{C}^8\text{H}^4\text{O}^{10} + 2\text{KCl}.$
- 3.^a $2(\text{CaO}), \text{C}^8\text{H}^4\text{O}^{10} + 2\text{SO}^3 = 2(\text{CaO}, \text{SO}^3) + \text{C}^8\text{H}^4\text{O}^{10}.$

El ácido tártrico se emplea para la fabricacion de varios tartratos; en tintorería como *corroyente*, y en medicina é industria para la preparacion de limonadas gaseosas.

492. **Tartratos.**—El ácido tártrico forma con las bases sales llamadas *tartratos*. Son de importancia el *tartrato ácido de potasa*, el *tartrato doble de potasa y hierro*, y el de *antimonio y potasa*.

El tartrato ácido de potasa, bitartrato de potasa ó *cremor tártrico*, es la primera materia que sirve, acabamos de decir, para extraer el ácido tártrico. Es un cuerpo sólido, blanco, cristalino, ligeramente ácido y soluble en el agua. Se emplea en tintorería como mordiente incoloro, sirve para hacer carbonato de potasa, potasa cáustica y el *flujo blanco* y *flujo negro*. [267]

El tartrato doble de potasa y hierro se utiliza en medicina como tónico.

El tartrato doble de antimonio y potasa se llama tambien *tártaro emético*, tiene por fórmula $\text{KÓ}, \text{SbO}^3, \text{C}^8\text{H}^4\text{O}^{10} + 2\text{HO}$; se obtiene haciendo hervir el bitartrato de potasa con el óxido de antimonio, ó con el oxisulfuro. Es un cuerpo de un sabor desagradable, usado en pequeñas dosis (un decigramo lo más) como vomi-purgativo. A dosis mas elevadas es un veneno muy activo; pero afortunadamente en el mayor número de casos es espulsado del estómago antes de producir sus efectos tóxicos

CAPITULO III.

Acidos cítrico, málico, tánico, gálico y pirogálico.

493. **Acido cítrico.**—($C^3H^5O^{11}$, $3HO$)—Se encuentra este ácido en muchos frutos; pero especialmente en el limon, del cual se extrae esprimiéndolo é hirviendo el sumo con creta; formando de este modo *citrato de cal*. Este se descompone por el ácido sulfúrico; el sulfato de cal formado se precipita y el ácido cítrico libre queda disuelto. Evaporando el líquido, el ácido cristaliza en grandes prismas de base romboidal que son solubles tambien en el alcohol.

Los caracteres físicos y químicos del ácido cítrico son semejantes á los del ácido tártrico; pero es fácil distinguirlos porque el ácido cítrico no enturbia el agua de cal, ni precipita las sales de potasa concentradas.

El ácido cítrico sirve para preparar limonadas y jarabes; en tintorería tambien se utiliza, y para la preparacion de los *citratos*. Los mas usados son el *citrato de magnesia*, que se emplea como purgante y el *citrato de hierro amoniacal*, usado para combatir la anemia.

494. **Acido málico.**—($C^4H^4O^8$, $2HO$).—Existe formado este ácido en gran número de frutas comestibles (fresas, fram-buesas, grosellas, cerezas, manzanas etc.); y en las hojas de algunos vegetales, combinado con la potasa ó la sosa.

El ácido málico es sólido, cristalizable, delicuescente, muy soluble en el agua y en alcohol, fusible á 85° .

Presenta dos modificaciones este ácido segun se obtenga natural ó artificialmente; pues el obtenido del jugo de la baya del serral es polarizante por refraccion, desviando el plano hácia la izquierda (levogiro); mientras que el obtenido por la descomposicion del éter nitroso, no es polarizante.

Se obtiene el ácido málico de las bayas del serral, esprimiendo su jugo, y tratándole por el acetato de plomo; se forma *malato de plomo* que se precipita; este malato se descompone por el ácido sulfúrico.

El ácido málico á una temperatura de 175° pierde dos equivalentes de agua y forma un pirogenado llamado *ácido maléico* $C^8H^2O^6$, $2HO$; este ácido á su vez calentado por algun tiempo á

unos 140°, se desdobra en dos moléculas iguales, formando el *ácido paramaléico* $C^4H^3O^3$, HO.

El ácido paramaléico se encuentra formado en algunos vegetales como la fumaría, el líquen de Islandia, etc.; por lo que ha recibido los nombres de *ácido fumárico*, *ácido líquénico*, *ácido bolético*: tomando como raíz del nombre específico el vegetal de donde se ha extraído.

495. **Acido tánico.**—($C^{34}H^{19}O^{31}$, 3HO)—Es sólido, blanco amarillento, sin olor, de sabor astringente, soluble en el agua y cristalizabile. Expuesto al aire cuando está disuelto, absorbe oxígeno, y se transforma en *ácido gálico*. El ácido tánico coagula la albúmina, por cuya propiedad se usa como curtiente y hemostático; esto es, para detener las hemorragias.

Se encuentra el ácido tánico en la corteza de muchos vegetales (la encina, el olmo, el fresno, el castaño) y en multitud de hojas y raíces; pues todas contienen en mayor ó menor cantidad un principio llamado *tanino* que es curtiente, y el que debe esta propiedad al ácido tánico; pero existe este ácido especialmente en la *nuez de agallas*, excreciones que se forman en la encina á consecuencia de la picadura de un insecto.

Se obtiene el ácido tánico de la agalla, reduciéndola á polvo y colocándola en un recipiente A (*Fig. 135*), cerrado en su parte inferior *a* de una manera imperfecta, el que se adapta al cuello de un frasco B. Estos dos recipientes comunican por medio del tubo *cd*. Se vierte por la parte superior de A éter hidratado, el que filtra á través de la agalla pulverizada.

El agua disuelve el tanino ó ácido tánico, y se coloca en la parte inferior del frasco, quedando encima el éter. Se separan estos dos líquidos, y se concentra el acuoso en el vacío á una temperatura suave.

Sirve el ácido tánico para la fabricacion de la tinta, para el curtido de las pieles y para la tintorería; aunque no se emplea directamente, si no las agallas ó los demás cuerpos que lo contienen.

496. **Acido gálico.**—($C^{14}H^3O^7$, 3HO)—Es un cuerpo blanco, poco soluble en agua fria, soluble en alcohol, cristaliza en agujas finas y sedosas.

Se obtiene el ácido gálico de la agalla reducida á polvo, que se amasa con agua y se deja en un sitio húmedo. El ácido tánico de la agalla por una especie de fermentacion toma oxígeno del



Fig. 135.

aire y desprende ácido carbono convirtiéndose en ácido gálico, que aparece bajo la forma de costras blancas sobre la papilla acuosa del polvo de agallas.

Se deja secar esta pasta y se la trata por alcohol hirviente, el que disuelve el ácido gálico formado. Por evaporacion se obtiene el ácido cristalizado.

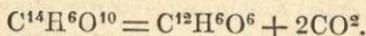
En la industria se prepara tambien el ácido gálico haciendo hervir tanino con ácido sulfúrico diluido en agua: se forma ácido gálico y glucosa.

El ácido gálico precipita en negro las sales de hierro como el ácido tánico; pero no coagula la albúmina ni la glucosa.

El ácido gálico reduce las sales de plata, y por tal razon se ha usado en fotografía.

497. **Acido pirogálico.**—($C^{12}H^6O^6$)—Es un cuerpo blanco, ligero, volátil, cristalizado en hermosas agujas, muy soluble en el agua y en el alcohol.

Se obtiene calentando lentamente el ácido gálico hasta 210° ; este se descompone con ácido pirogálico y ácido carbónico:



Con la cal da una coloracion rosa, y esto lo distingue de los ácidos tánico y gálico; pues como ellos da precipitado negro con las sales de hierro.

El ácido pirogálico es un agente reductor muy enérgico; por eso se usa mucho en fotografía como *revelador de la imagen*, con preferencia al ácido gálico; pues reduce las sales de plata.

Absorbe el oxígeno fácilmente, y por tal propiedad se emplea tambien para el análisis de las mezclas gaseosas que contienen este gas.

LIBRO III.

ÁLCALIS ORGÁNICOS Y SUS APLICACIONES.

CAPITULO I.

Generalidades sobre los álcalis orgánicos.

498. **Definiciones generales.**—Así como existe en la naturaleza vegetal ó animal un grupo de principios inmediatos que gozan de propiedades ácidas (sabor ácido, coloracion roja del azul tornasol, combinacion con las bases y estado eléctrico negativo respectos á estas); hay otro grupo de cuerpos que poseen las propiedades de las bases inorgánicas: á estos cuerpos se les llama *álcalis vegetales, alcaloides* ó *bases orgánicas salificables*; pues en efecto pueden combinarse con los ácidos orgánicos ó con los minerales, y las sales que forman siguen las leyes de Berthollet, lo mismo que las inorgánicas.

Los alcaloides pueden ser naturales ó artificiales; segun que existan ya formados en los cuerpos orgánicos, ó sean productos de reacciones en los laboratorios.

Estos principios inmediatos eran desconocidos antes de 1816 en que Sertuerner obtuvo un cuerpo cristalizado que producía el sueño, y al que, por tal circunstancia, dió el nombre de *morfina*. En el dia se conocen más de cien especies.

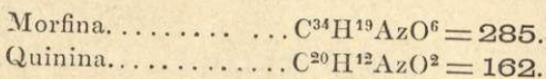
499. **Propiedades generales de los alcaloides.**—Son cuerpos en general sólidos, incoloros, poco solubles en el agua, muy solubles en el alcohol ó en el éter, cristalizables, descomponibles por el calor y de un sabor más ó ménos amargo.

Todos los álcalis orgánicos son venenosos y ellos proporcionan los venenos mas activos: unos obran por ingestion en el estómago como la *strignina*; otros por inoculacion en la sangre como la *curarina*; otros por aspiracion como la *nicotina*.

Las plantas venenosas deben esta propiedad á los principios inmediatos básicos que poseén; así como muchas plantas medicinales; pues que en dosis apropiadas algunos alcaloides producen efectos curativos.

Dos ó más principios básicos se encuentran á veces en una misma planta; ya libres, ya combinados con los ácidos: así, en la quina hay cuatro alcaloides, en la adormidera ocho; pero lo más comun es que cada planta no tenga más que uno.

500. **Composicion y propiedades de los alcaloides.**— Todos los alcaloides tienen ázoe, aunque provienen del reino vegetal, y sus fórmulas son muy complejas por lo que sus equivalentes son grandes; por ejemplo:



La mayor parte son sólidos, hay algunos líquidos, (*nicotina, anilina, quinoleina* etc.) y muy pocos son gaseosos (*metilamina, etilamina*).

Los alcaloides se combinan con los ácidos sulfúrico, nítrico, clorhídrico y acético, y las sales que resultan son solubles en el agua; pero forman compuestos insolubles con los ácidos tártrico, oxálico, gálico y tánico; por cuya razon la infusion de agallas se administra como antídoto de los álcalis orgánicos venenosos.

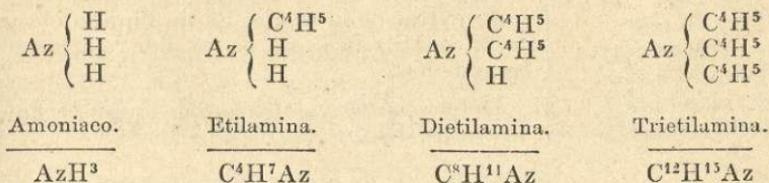
El cloro, bromo, iodo se unen á los alcaloides y forman compuestos que no son venenosos. Los ácidos minerales concentrados los descomponen.

Los alcaloides naturales no se han podido obtener por síntesis; pero se han fabricado varias sustancias que poseén las mismas propiedades y que se llaman alcaloides artificiales. Muchos de estos pueden considerarse como un compuesto de amoniaco y de un hidrógeno carbonado, segun la siguiente série debida á Wurtz:

<i>Amoniacó</i>	$AzH^3.$
<i>Metilamina</i>	$AzH^3, C^2H^2.$
<i>Etilamina</i>	$AzH^3, C^4H^4.$
<i>Butiramina</i>	$AzH^3, C^8H^8.$
<i>Amilamina</i>	$AzH^3, C^{10}H^{10}.$
<i>Nicotina</i>	$AzH^3, C^{10}H^4.$
<i>Anilina</i>	$AzH^3, C^{12}H^4.$
<i>Toluidina</i>	$AzH^3, C^{14}H^6.$
.....

Las bases orgánicas artificiales, al ménos algunas de ellas, se consideran *derivadas del amoniaco* por sustitucion de uno ó más de sus equivalentes de hidrógeno por el *radical orgánico*

C^4H^5 llamado *etilo*, del que tendremos otra vez que ocuparnos. En efecto, tenemos



Los carburos C^2H^3 (*metilo*), C^6H^7 (*propilo*), C^8H^9 (*butilo*), $C^{10}H^{11}$ (*amilo*) y en general todos los que tienen la fórmula $C^{2n}H^{2n+1}$, dan origen á sustituciones análogas; como hemos de ver al ocuparnos de los éteres.

501. **Procedimiento general de extracción de los alcaloides naturales.**—Para extraer un alcaloide, generalmente se somete la materia vegetal que la contiene á la acción del agua débilmente acidulada con ácido clorhídrico que lo disuelve; despues se trata por la potasa ó la sosa que desalojan el alcaloide y lo precipitan. Este precipitado se redisuelve en alcohol ó en éter, evaporando el líquido para obtener la materia cristalizada. Como puede venir acompañada de algunas porciones de materia colorante, suele filtrarse por carbon el líquido antes de la concentración. Cuando hay varias bases mezcladas disueltas á la vez, se separan por medio del cloroformo ú otros disolventes, que lo sean de un alcaloides sin serlo de los demás.

Estos procedimientos son largos y difíciles; porque se disuelven en los alcaloides otras materias no fáciles de separar.

502. **Idea general de algunos alcaloides.**—En la imposibilidad de estudiar particularmente los alcaloides, damos á continuación una idea sucinta de los más conocidos, dejando para el capítulo siguiente el estudio particular de algunos de suma importancia en la industria ó en la medicina.

ACONITINA. $C^{30}H^{47}AzO^7$	$\left\{ \begin{array}{l} \text{Se extrae del } \textit{acónito} \text{ en forma de un polvo grueso. Es venenoso: dos miligramos bastan para matar un pájaro.} \end{array} \right.$
ATROPINA. $C^{34}H^{23}AzO^6$	$\left\{ \begin{array}{l} \text{De la } \textit{raiz de belladona}: \text{ se obtiene en haces de agujas cristalinas: es venenoso é isomérico con la daturina.} \end{array} \right.$
CAFEINA Ó TEINA. $C^{16}H^{10}Az^4O^4$	$\left\{ \begin{array}{l} \text{Se extrae del } \textit{café} \text{ sin tostar ó del } \textit{té verde}, \text{ en los que se halla combinado con el tanino: cristaliza en hermosas agujas sedosas.} \end{array} \right.$

COLCHICINA. $C^{17}H^{19}AzO^5$.	{ Del <i>cólchico</i> : cristaliza en agujas blancas: determina en el estómago violentos vómitos.
CONINA. $C^{16}H^{16}Az$.	{ Se extrae de la <i>cicuta</i> . Es un líquido oleaginoso, volátil, incoloro, de un olor repugnante. Es venenoso.
DATURINA. $C^{34}H^{23}AzO^6$.	{ De la <i>semilla de estramonio</i> ; forma cristales incoloros. Es un veneno muy activo.
EMETINA. Fórmula dudosa.	{ De la <i>raiz de hipecacuana</i> : pura es un polvo blanco; pero generalmente se halla algo impura y forma un extracto oscuro. Es un vomitivo enérgico.
NICOTINA. $C^{20}H^{24}Az$.	{ De la <i>hoja del tabaco</i> . Es un líquido incoloro, oleaginoso, volátil y de olor de tabaco. Es fuertemente venenoso. Un decigramo mata á un conejo.
PIPERINA. $C^{19}H^{19}AzO^3$.	{ Se extrae de la <i>pimienta blanca ó negra</i> . Cristaliza en agujas blancas.
SOLANINA. $C^{21}H^{35}AzO^7$.	{ Se extrae de varias solanáceas; pero principalmente del <i>gérmen de la patata</i> . Cristaliza en láminas incoloras. Produce efectos narcóticos y tóxicos.
ESTRIGNINA. $C^{42}H^{52}Az^2O^1$	{ De la <i>nuez vómica</i> . Cristaliza en prismas ó en octaedros. Es un veneno violento ya por ingestión en el estómago, yá por inoculación en la sangre. Los indios de la América lo emplean para envenenar las puntas de las flechas.
VERATRINA. $C^{32}H^{52}Az^5O^8$.	{ Se halla en la <i>raiz de eléboro blanco</i> y en los <i>granos de la cebadilla</i> . Es venenoso. Introducida en la nariz produce fuertes estornudos.

Podemos observar que la conicina y la nicotina que no contienen oxígeno, son líquidos y volátiles.



CAPITULO II.

Alcaloides del opio y de la quina.

503. **Composicion del opio.**—El opio es el extracto del jugo de la adormidera. Contiene principios resinosos y colorantes, varios ácidos entre ellos el *ácido mecónico* y hasta ocho alcaloides que son: la *morfina*, la *codeina*, la *narcotina*, la *narceina*, la *tebaina*, la *opianina*, la *papaverina* y la *porfiroxina*; á los que debe sus propiedades escitantes, soporíferas y tóxicas.

Tan solo nos ocuparemos de los tres primeros que son los más interesantes.

504. **Morfina.**—($C^{34}H^{18}AzO^6$).—Es un cuerpo incoloro, ó ligeramente amarillo, inodoro, de sabor amargo, cristalizado en prismas, poco soluble en el agua, soluble en alcohol caliente, en el éter, en los aceites esenciales, y en las disoluciones de potasa. Sus disoluciones son levóginas.

Arde con llama rojiza y fuliginosa: el ácido nítrico le colorea en rojo. Es un veneno muy activo.

Se extrae la morfina precipitando por el amoniaco una disolucion de clorhidrato de morfina.

En medicina se emplean varias sales de morfina: el sulfato, clorhidrato y acetato de morfina; en pequeñas proporciones por ser narcóticas y venenosas.

505. **Codeina.**—($C^{36}H^{24}AzO^6$).—Es sólida, cristaliza en el sistema romboédrico, soluble en el agua, en el alcohol y en el éter; sus disoluciones son levóginas. Tiene sabor amargo y da reaccion alcalina, devolviendo el color azul á la tintura de tornasol.

El ácido nítrico no enrojece la codeina, ni el percloruro de hierro da coloracion azul. En medicina tiene mucho uso como *calmante* de las *neuralgias*.

Se obtiene la codeina de las aguas madres amoniacaes que deja la extraccion de la morfina directamente del opio, segun el procedimiento llamado de Robertson y Gregory.

506. **Narcotina.**—($C^{46}H^{25}AzO^{14}$).—Es un cuerpo incoloro, cristalizado en prismas romboédricos brillantes, insoluble en agua fria, soluble en el alcohol y tambien en el éter; lo que

puede servir para distinguirlo de la morfina; disuelto tiene sabor amargo y desvia á la izquierda el plano de polarizacion.

Se obtiene la narcotina de los residuos de la extraccion del opio.

Da coloracion roja de sangre con el ácido sulfúrico mezclado con algunas gotas de ácido nítrico; pero la coloracion es azul si el ácido sulfúrico está puro.

507. **Quinina.**—($C^{20}H^{12}AzO^2$).—La corteza de la quina contiene cuatro alcaloides que son la *quinina*, la *cinconina*, principalmente; y la *quinidina* y la *cinconidina* que son estados isoméricos respectivamente de los dos primeros, y existen en mucho menor proporcion. En el comercio se conocen tres variedades de quina: la *quina amarilla* llamada tambien *real* ó *calisaya* (*cincona calisaya*), la *quina roja* (*cincona succirubra*) y la quina gris. La quinina abunda más en la quina amarilla, la cinconina en la quina gris, y estos dos alcaloides se hallan, á poco más ó ménos, en igual proporcion en la quina roja.

Para preparar la quinina se reduce á polvo la quina amarilla, y se coloca en un aparato de desplazamiento como el usado para el ácido tánico (*Fig. 135*), tratándolo por ácido clorhídrico diluido; despues se satura este ácido por la cal, y el precipitado seco se somete á la accion del alcohol hirviente que disuelve la quinina.

Tiene un sabor amargo muy persistente como todas sus sales; es poco soluble en el agua, soluble en el éter y más en el alcohol.

Unida la quinina al ácido clorhídrico, despues tratado por el cloro y el amoniaco, toma una coloracion azul verdosa característica.

La quinina forma con casi todos los ácidos sales cristalizables, siendo la más importante el *sulfato de quinina* 2 ($C^{20}H^{12}AzO^2$), $HO, SO^3 + 7 HO$, sumamente usado como *febrífugo y tónico* para combatir las fiebres palúdicas y las nerviosas.

Es un cuerpo cristalizado en hermosas agujas flexibles, de un blanco nacarado, que se parece al amianto, soluble en el agua y en el alcohol. Tiene un sabor muy amargo y persistente. Por la accion del calor fosforece.

Se le puede obtener combinando el ácido sulfúrico con la quina. Hay además otros dos sulfatos de quinina; pero son de menos uso en terapéutica.

Tambien se emplea mucho como febrífugo y antiespasmódico el *valerianato de quinina*.

508. **Cinconina** ($C^{40}H^{24}Az^2O$).—La cinconina se obtiene por el mismo procedimiento que la quinina, empleando para ello la quina gris.

Es un cuerpo blanco, cristalino, casi insoluble en el agua y en el éter, algo soluble en el alcohol. Funde á 170° y puede sublimarse á mayor temperatura. Tiene un sabor amargo y su disolucion alcohólica desvía á la derecha el plano de polarizacion. Es fetrifuga en un grado muy inferior á la quinina; de la que puede distinguirse por su insolubilidad en el éter sulfúrico.

LIBRO IV.

MATERIAS VEGETALES NEUTRAS MAS IMPORTANTES.

CAPITULO I.

Cellulosa.—Materia amilácea.—Dextrina.

509. **Nocion general de los cuerpos neutros.**—Todos los principios inmediatos que no son ácidos ni básicos, son neutros. Como su número es muy crecido se han solido dividir en varios grupos; constituyendo desde luego uno las *materias colorantes* y repartiéndose las demás en atencion á sus componentes químicos. Así una clasificacion cómoda y sencilla es la siguiente:

Compuestos neutros no azoados.

1.º *Compuestos binarios ó carburos de hidrógeno*: algunos aceites esenciales, cautchue, gutapercha, etc.

2.º *Compuestos ternarios*: se subdividen en cuerpos *carbohidráticos* (esto es, compuestos de carbon y un cierto número de moléculas de agua: fórmula general $C^n H^m O^m$): azúcar, fécula, celulosa, gomas etc.: cuerpos *sobre-hidrogenados ó inflamables* (es decir, que contienen más hidrógeno que oxígeno) fórmula general $C^n H^{m+p} O^m$: cuerpos grasos, esencias, resinas, alcoholes, éteres, etc.

Compuestos neutros azoados.

1.º *Amidas*. Ya hemos dado su definicion [484]: oxamida, banzamida, urea, etc.

2.º *Materias albuminóides*, compuestos semejantes á la albúmina, fácilmente putrescibles: fibrina, caseina, glutina, almandina, etc.

3.º *Materias fosforadas, sulfuradas, etc.*, (esto es, que contienen algunos cuerpos además de los cuatro organógenos): algunas esencias, materia grasa del cerebro, etc.

Algunos de estos cuerpos neutros se hallan en todos los vegetales (celulosa, gomás), ó en todos los animales (albúmina, fibrina); otros son particulares á cada especie vegetal ó animal.

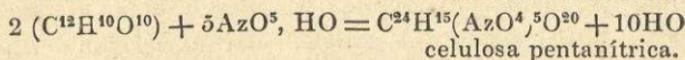
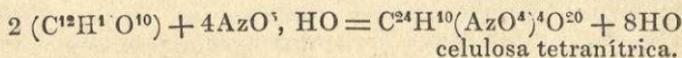
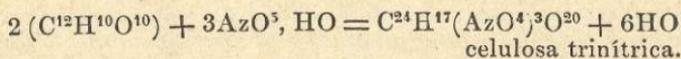
510. **Celulosa.**—(C¹²H¹⁰C¹⁰).—La celulosa es la sustancia más estendida en el reino vegetal; constituye las paredes de las células y de los vasos, y viene á ser como el *esqueleto del vegetal*. La tenemos casi pura en el algodón, el papel, y en la ropa de hilo ó de cáñamo que ha sufrido muchos lavados.

La celulosa no es solamente un compuesto orgánico, es tambien un cuerpo organizado; debe su nombre á la forma que presenta, y el conjunto de estas celdillas le da figura y dimensiones á cada una de las partes del vegetal.

Además de la celulosa hay otro principio semejante llamado *materia incrustante*, que se adhiere al interior de las células, dándole más ó ménos densidad á la *materia leñosa*, *madera* ó *leña* del vegetal. La materia incrustante es amarilla ó parda, existe en abundancia en las maderas duras y en los huesos de las frutas; es más rica en hidrógeno y en carbon que la celulosa. La celulosa, así como la materia incrustante arde en el aire, dando muy variados productos (ácido piroleñoso, alquitran vegetal, alcohol metílico etc.) sin dejar más residuo que las sales fijas que contiene el vegetal en su sávia; esto es, las cenizas.

La celulosa es sólida, blanca, diáfana, insoluble en el agua, alcohol, éter, cloroformo, aceites fijos y volátiles y en todos los líquidos neutros.

Los ácidos débiles no ejercen accion sobre las materias leñosas; pero cuando están concentrados las atacan y transforman. Así los ácidos sulfúrico y fosfórico y el óxido de zinc convierten la celulosa en una materia soluble en el agua llamada *dextrina* que estudiaremos despues; si la accion se prolonga la dextrina se transforma en *glucosa* ó *azúcar de almidon*. El ácido nítrico hirviendo descompone la celulosa dando ácido oxálico; si actua en frío da origen á otros productos que resultan de la sustitucion de tres, cuatro ó cinco equivalentes de hidrógeno por otros tantos de ácido hiponítrico; á saber:



Esta última arde en el aire rápidamente sin dejar residuo y con una fuerza esplosiva mayor que la de la pólvora, des-

prendiendo ázoe, ácido carbónico y vapor de agua: es lo que se denomina en el comercio *piroxila*, *algodon fulminante* ó *pólvora de algodon*. Generalmente se le prepara con algodon ó médula de sauco, que se les tiene un cuarto de hora en una mezcla de ácido nítrico y sulfúrico concentrados; se lava después y se le seca.

La celulosa trinitrica es ménos inflamable, se disuelve en el éter mezclado con alcohol, y se utiliza esta disolucion que lleva el nombre de *colodion* para la medicina y la fotografia.

El cloro y los hipocloritos atacan las materias leñosas; lo que esplica el deterioro que sufren las telas blanqueadas cuando la accion dura más tiempo del necesario, así como el de las ropas lavadas con el agua de Javelle.

Para obtener la celulosa pura se somete el serrin de madera, ó filamentos de lino ó cáñamo á la accion sucesiva del agua, el alcohol, el éter y el sulfuro de carbono, que disolverán las materias solubles que dichos cuerpos contienen; dejando intacta la celulosa.

La celulosa sirve para la fabricacion de cuerdas, hilos y tejidos de lino, algodon y cáñamo; la pasta de papel, el algodon pólvora y el colodion.

511. **Conservacion de las maderas.**—Las materias leñosas por la accion del aire y del agua se decomponen en una materia parduzca llamada *humus* ó *mantillo*; alteracion debida principalmente á una especie de fermentacion producido por las sustancias azoadas que la sávia contiene. Es causa de destruccion rápida de las maderas el desarrollo de insectos que viven y se desarrollan á sus espensas.

Para proteger las maderas de dichas causas destructoras, se hace penetrar en el interior de su tegido orgánico materias antipútridas y venenosas: tales como el acetato de hierro, bicloruro de mercurio, sulfato de cobre, alquitran, cloruro de zinc, etc. Generalmente se utiliza la aspiracion vital, practicando incisiones en la corteza, que se hacen comunicar con el depósito, que contiene la materia eficaz; ya sea que el árbol esté sin cortar, ó recién cortado; rodeándolo de un saco impermeable que contenga el líquido preservador.

Por un medio semejante se consigue dar colores distintos á la madera, con líquidos coloreantes apropiados; como son la disolucion de rubia, orchilla, etc.

512. **Fabricacion del papel.**— La fabricacion del papel es una de las aplicaciones de las materias leñosas: esta sustancia se fabrica con trapos de algodon, de lino ó cáñamo por medio de una máquina llamada *Pila deshilachadora* (*Fig. 136*) que

por medio de un cilindro armado de láminas ó cuchillas divide los hilos en pequeñas partículas, que mezcladas con el agua forman la *pasta del papel*. Los trapos y el agua son arrastrados por un movimiento de circulación continuo, producido por la rotación rápida del cilindro N, que dá más de cien vueltas por minuto. Para facilitar la division se deja antes sufrir á los trapos una especie de putrefaccion de las materias que le acompañan, menos la materia leñosa que no sufre alteracion.

Cuando la pasta está bien afinada y homogénea, se decolora

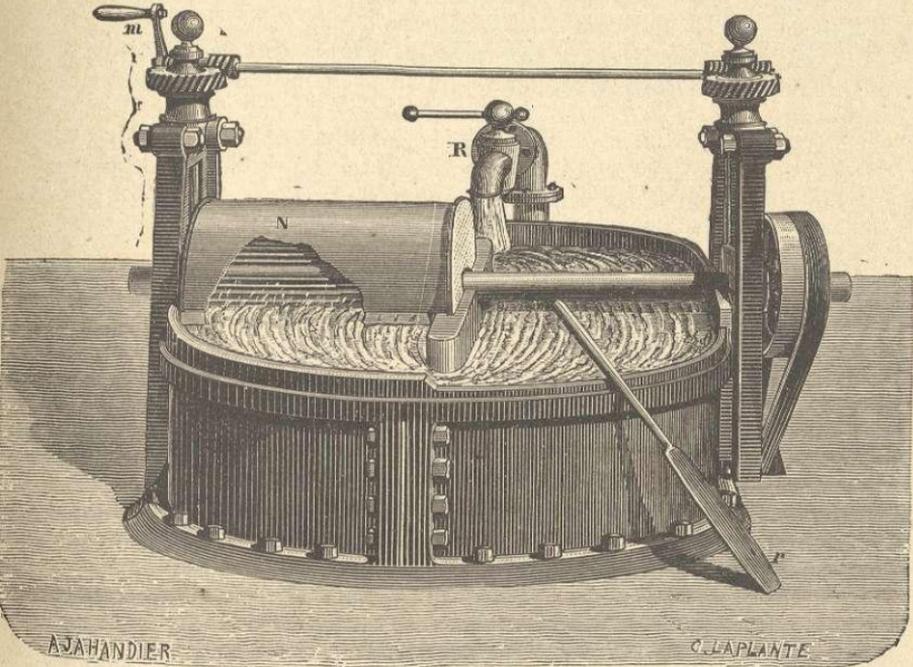


Fig. 136.

por el cloruro de cal, estando ya en condiciones de poderse *moldear á mano*, ó *á la forma*, que dá el papel más fuerte y durable; generalmente no entra en esta pasta el algodón.

La forma ó molde consiste en un marco de madera que lleva una tela metálica. La pasta semi líquida se vierte en él, de modo que forme una delgada capa: la parte líquida sale por los intersticios de la tela, auxiliando la operacion con pequeñas sacudidas que se dán al molde. Se dejan secar estas placas de papel

entre dos franelas, se las prensa, se las seca bien despues, y por último se las introducen en un baño de gelatina y alumbre.

Se fabrica tambien el *papel continuo*: generalmente de algodón y de inferior calidad que el antedicho. El empastage y blanqueo se hace lo mismo; pero se le añade carbonato de sosa, fécula y resina para el encolado. La pasta se lleva por medio de una bomba á un depósito ancho y poco profundo, de donde sale á un cilindro hueco cubierto de franela, á la que la pasta se adhiere; pasando despues entre varios cilindros caldeados interiormente de manera que se endurezca. De este modo sale una hoja de papel continuo, seco y alisado.

El *carton* se prepara con papeles viejos que se amasan y empastan. Su dureza depende de la presion á que se han sometido.

El *carton piedra* se fabrica mezclando á la pasta de carton gelatina, arcilla y creta. Se moldea con facilidad y adquiere gran dureza al secar, hasta el punto de poderse trabajar con herramienta y tornear como la madera. Tiene multitud de usos para el decorado de habitaciones, objetos moldeados etc.

513. **Materia amilácea** ($C^{12} H^{10} O^{10}$).—Las *materias amiláceas*, el *almidon* ó *fécula* es un principio inmediato muy comun en la organizacion vegetal; pues se le encuentra en las celdillas de gran número de plantas; especialmente en las ramas y frutos. Este principio inmediato es á la vez un cuerpo ya organizado; pues al microscopio se ven multitud de granulillos que tienen forma propia ovoidal, formados por capas concéntricas y con una perforacion en el sentido de su mayor diámetro, llamada *ombliigo* y tambien *hilio*. Las dimensiones de estos granos varian desde 0,01 á 0,18 de milímetro, que tienen respectivamente los del mijo y los de la patata.

Se designa con el nombre de almidon la materia amilácea del trigo y de todos los cereales y leguminosas; y con el de fécula á la de las patatas y otras raices y tubérculos como al *sagú*, la *tapioca*, el *arrow-rú*, el *salep*, etc. Por lo demás, el almidon y las féculas no difieren más que en el tamaño y forma de los granos.

El almidon ó fécula mezclado con agua y á una temperatura de 60 á 100°, se espesa extraordinariamente y forma una pasta llamada *engrudo*, que es fuertementé aglutinante.

Sabemos que el iodo forma con el almidon, crudo ó cocido, un compuesto azul característico denominado *ioduro de almidon*.

El almidon se convierte por la accion del calor, á unos 170° ó por los ácidos diluidos, en *dextrina* que tiene igual fórmula que el almidon $C^{12} H^{10} O^{10}$. Si la accion de los ácidos se prolonga se

cambia en *glucosa* $C^{12} H^{12} O^{12} = C^{12} H^{10} O^{10} + 2 HO$, que no difiere del almidon más que en dos equivalentes de agua.

Puede transformarse también en dextrina y glucosa, por la acción de una sustancia azoada llamada *diastasa*, producida en la germinación de los granos y que hace oficio de fermento.

Tratado por el ácido nítrico concentrado, el almidon forma un compuesto fulminante análogo á la piroxilina.

Es insoluble en el agua, el alcohol, el éter, las esencias y todos los líquidos: con ninguno forma engrudo más que con el agua.

El almidon se extrae de la harina de los cereales, sometién-dola á la acción del agua; esta arrastra los granos y se une al *gluten* para formar una sustancia alimenticia que se utiliza para pastas bastante nutritivas.

La fécula de patata se extrae de esta sustancia, lavándola bien y machacándola por medio de un cilindro A armado de cuchillas (*Fig. 137*) que gira rápidamente. La pulpa que se

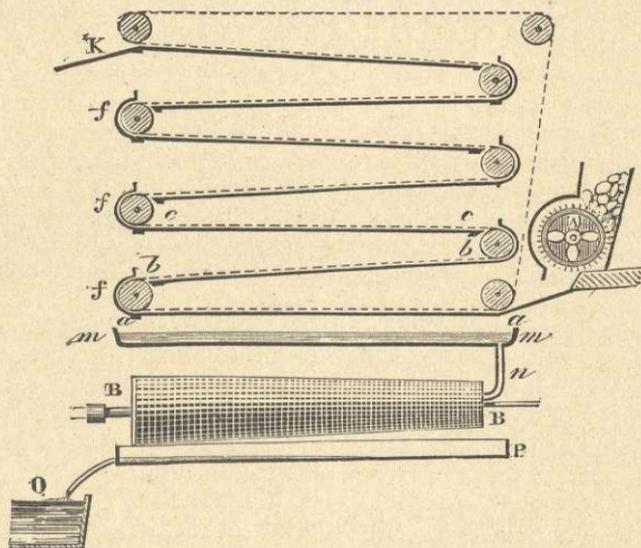


Fig. 137.

obtiene cae sobre un tamiz *aa*, sobre el que hay colocados otros seis, cuyas mallas son cada vez más finas; y por medio de una tela sin fin y de semicilindros *fff* recorre el camino *aa*, *bb*, *cc*,

hasta K, por donde se vierte el residuo que queda despues de atravesar los granos de fécula los tamices, auxiliada la accion por chorros de agua.

En el recipiente *mm* cae el agua con los granos de fécula, pasando despues al tamiz cilíndrico giratorio BB, donde se acaba la operacion. La fécula en suspension se recibe en una serie de cubas en las que se va depositando, siendo más puros los depósitos mientras más lejanos del origen. Se seca despues en estufas y se envasa.

514. **Dextrina** ($C^{12} H^{10} O^{10}$).—La *dextrina* debe su nombre á la circunstancia de ser *destrógira*; su composicion química es idéntica á la del almidon. Es un cuerpo sólido, amarillento, soluble en el agua, insoluble en el alcohol. Se parece mucho á la goma arábica, formando con el agua un líquido llamado *mucilago*; se distingue de ella en que con el ácido nítrico se convierte en ácido oxálico, mientras que la goma produce *ácido mucico*.

Sabemos que los ácidos diluidos así como la diastasa, transforman el almidon en dextrina por un simple cambio molecular, pues no se altera su composicion química. Para ello se emplean 1.000 partes de fécula, 300 de agua y 2 de ácido nítrico; manteniendo la masa durante hora y media á unos 112°. No conviene prolongar más el tiempo porque la dextrina se convierte en glucosa.

Por la accion del calor se obtiene la *dextrina seca* ó *leiocoma*; para cuyo fin se calienta á unos 200° el almidon, estendido en capas delgadas sobre planchas metálicas.

La dextrina se usa para aderezar las telas, para la preparación de bebidas mucilaginosas en medicina, y en cirugía para formar bandas aglutinantes que consolidan y sostienen la reduccion de las fracturas; y en sustitucion de la goma.

515. **Diastasa**.—Es una sustancia blanca, amorfa, azoada, soluble en el agua é insoluble en el alcohol, que se desarrolla en derredor de la gémula de los granos durante la germinacion, teniendo por principal objeto convertir en dextrina y glucosa la materia amilácea del grano, haciéndola así soluble y apta para la nutricion en los primeros momentos del desarrollo del embrión.

Para obtener la diastasa en la industria, se humedece la cebada y se hace germinar hasta que el pequeño tallo tenga la misma longitud que el grano. Se seca entonces, se pulveriza y se le deja macerar en el agua á la temperatura de 25 á 30° durante algunas horas. Se hierve el líquido despues para coagular la albúmina, se filtra y se trata por el alcohol que precipita la diastasa.

Así preparada ejerce una accion tan enérgica sobre el al-

midon, que convierte en dextrina y despues en glucosa hasta 2.000 veces su peso.

CAPITULO II.

Gomas, harinas, gluten, panificacion.

516. **Gomas.** — Son cuerpos sólidos, incristalizables, de fractura vítrea, blancos ó amarillentos, solubles en el agua é insolubles en el alcohol, inodoros é insípidos y tratados por el ácido nítrico se convierten en *ácido mucico*.

Las gomas existen en abundancia en el reino vegetal, especialmente en algunos árboles, á través de cuya corteza exudan un líquido viscoso, que endurecido al aire forma las *lágrimas* ó *granos* de goma.

Se conocen principalmente tres especies: la *goma arábica* ó *goma del Senegal*; la *goma del país* ó *goma de frutos*, y la *goma de Basora*, *goma tragacanto* ó *alquitira*; cuyos principios gomosos se denominan respectivamente *arabina*, *cerasina* y *basorina*: son isoméricas entre sí y con el azúcar de caña $C^{12}H^{11}O^{11}$.

La goma arábica se obtiene de diversos árboles del género acacia que crecen en Arabia y en el Senegal. Se presenta en masas irregulares de aspecto vítreo. Segun M. Fremy está formada de un ácido particular, *ácido gúmico*, combinado con una pequeña cantidad de potasa y de cal; este ácido $C^{12}H^{11}O^{11}$ calentado á 130°, pierde un equivalente de agua y se hace isomérica con la celulosa, la dextrina y el almidon $C^{12}H^{10}O^{10}$. La goma arábica disuelta en el agua forma un *mucílago* de mucho uso en la medicina y en la industria.

La *goma del país* ó de *cerasina* es la que resume de muchos árboles frutales (ciruelas, cerezos, almendros etc.). En agua fria es poco soluble; pero en agua hirviendo se disuelve perfectamente, convirtiéndose poco á poco en goma arábica.

La goma tragacanto proviene de los astrágalos de Levante (*astragalus verus*). En contacto con el agua se hincha produciendo un mucílago muy espeso. La ebullicion en el agua la hace pasar tambien al estado de goma arábica. Se emplea para espesar los mordientes y colores en el estampado de las telas.

517. **Harinas.** — Se denominan granos cereales los del *trigo*, el *centeno*, la *cebada* y la *avena*; entre los que tambien algunos autores colocan el *maiz*, el *arroz*, el *mijo* y el *sarraceno* ó

trigo morisco. Estas semillas despues de molidas y separadas las cubiertas externas (*epidermi* y *epicarpio*) forman la harina, que contiene gran número de sustancias:

- 1.º Sustancias azoadas: *albúmina, fibrina, caseina y gluten*.
- 2.º Sustancias ricas en carbon é hidrógeno: *materias grasas, aceites esenciales aromáticos*.
- 3.º Sustancias orgánicas no azoadas: *almidon, dextrina, glu-cosa, celulosa*.
- 4.º Sustancias minerales: *fosfato de cal y de magnesia, sales de potasa y de sosa, sílice y azufre*.

Estos cuerpos se hallan en distintas proporciones para cada especie; como podemos ver en el siguiente cuadro:

	Almidon.	Mate- rias azoadas	Dextri- na y ma- teria a- zucarad	Mate- rias grasas.	Celulo- sa ó te- gido vegetal.	Mate- rias mi- nerales.	Agua.
Trigo.	59,5	14,60	7,2	1,2	1,7	1,6	14,00
Centeno.	57,5	9,00	10,0	2,0	3,0	1,4	16,60
Cebada.	54,9	13,40	8,8	2,8	2,6	4,5	13,00
Avena.	53,6	11,90	7,9	5,5	4,1	3,0	14,00
Maiz.	58,4	12,80	1,5	7,0	1,5	1,1	17,70
Arroz.	77,48	6,48	„	0,43	0,5	0,68	14,41

Puede observarse que entre todos los granos el más rico en materias azoadas es el trigo, siendo por consiguiente el más alimenticio ó nutritivo; lo que nos esplica la preferencia dada á esta semilla para la fabricacion del pan y otras pastas. Tambien podemos notar que el almidon, las materias azoadas y el agua forman más del 88% quedando el resto para todas las demás. La materia azoada que principalmente forma la harina de trigo y de otros cereales es el *gluten*.

518. **Gluten.**—El gluten no es un principio inmediato, sino una mezcla de varias sustancias azoadas (*fibrina vegetal, caseina, y glutina ó albúmina vegetal*), de igual composición y propiedades químicas que los productos del mismo nombre que existen en la carne y en la sangre de los animales.

Sabemos que puede obtenerse el gluten esponiendo la harina á la accion de un pequeño chorro de agua, líquido que arrastra el almidon disolviendo á la vez otras sustancias, quedando un cuerpo parduzco y pegajoso, que es el gluten hidratado. Cuando se deseca es duro, quebradizo, traslucido, amarillento y difícil de entrar en putrefaccion.

Humedecido el gluten entra en putrefaccion con facilidad; mediante á una especie de fermentacion, y el calor tambien lo descompone con desprendimiento de amoniaco.

519. **Panificación.**—El pan es la pasta alimenticia que se fabrica con la harina de trigo (ó de otros cereales) sometida despues á una temperatura conveniente.

Para fabricar el pan se mezcla la harina con agua, sal comun y *levadura*, que no es más que una porcion de la parte agria del *amasijo* del dia anterior, cuyo gluten alterado hace oficio de fermento. Se amasa la pasta á brazo, ó por medio de la *amasadora mecánica*, moldeándole despues en piezas y dejándole algun tiempo hasta que *levante*; lo que sucede á consecuencia de que la levadura transforma una parte del almidon en glucosa, que á su vez se descompone en alcohol y ácido carbónico. Este al desprenderse hincha la masa, de pan, dilatando las células del gluten produciendo así una pasta ligera y esponjosa, cual conviene para que sea fácilmente digerible.

A tal estado es preciso detener la fermentacion para que la

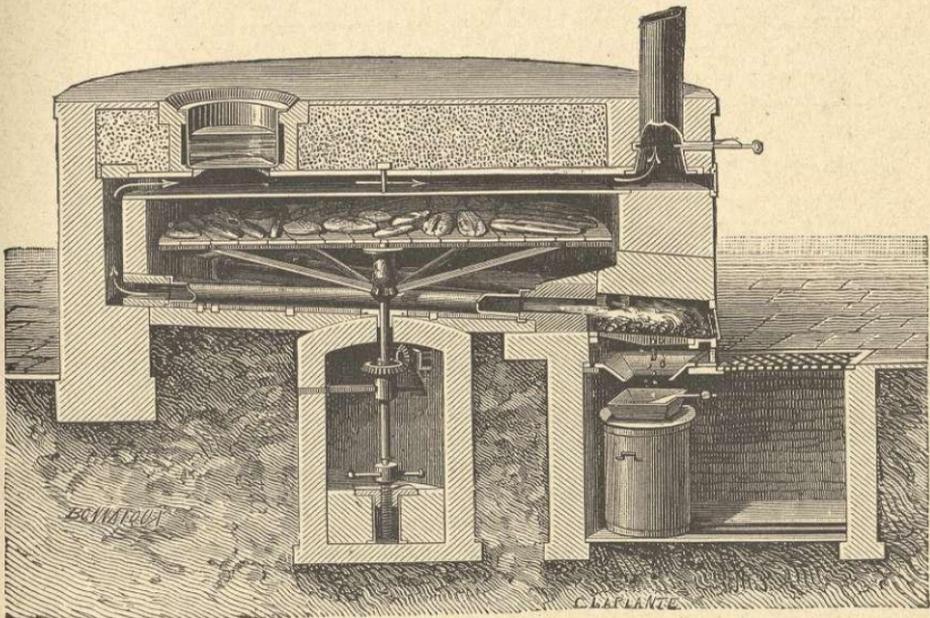


Fig. 138.

glutina no sufra la fermentacion ácida. Para esto se lleva el pan al horno.

El horno de panadero más comun se caldea con vegetales ligeros, no lleva regilla y en el mismo suelo que se quema el

combustible, despues de separar la ceniza, se colocan las piezas de pan; lo que hace que salgan muchas veces sucias. La temperatura no debe pasar de 200° y es muy desigual en las distintas partes de horno, cesando la fermentacion, perdiendo el fermento toda su actividad y desecándose la pasta. Al propio tiempo se desenvuelven principios odoríferos que dan al pan una aroma muy perceptible y agradable cuando todavia no se ha enfriado.

Se prefiere actualmente el horno *aereotérmico* de Roland (*Fig. 138*), en el que el hogar es exterior al horno, por lo que puede usarse cualquier clase de combustible; pues los productos de la combustion pasan por gruesos tubos que le rodean; sin que puedan mezclarse con la pasta y darle mal sabor ú olor; como sucederia en el horno comun poniendo coke, hulla ú otros combustibles que dieran gases de olor desagradable. En una plataforma giratoria se colocan los panes, haciéndose de este modo por igual la coccion.

LIBRO V.

MATERIAS AZUCARADAS.

CAPITULO I.

Azúcar de caña. Glucosa. Azúcar de frutos.

Azúcar de leche.

520. Definiciones y propiedades generales del azúcar.

—Se ha dado el nombre de *azúcares ó materias azucaradas* á varios principios inmediatos carbo-hidráticos que se distinguen por su sabor dulce, su solubilidad en el agua y por descomponerse por la accion de la levadura, ó de un fermento, en alcohol y ácido carbónico, es decir, que sufren la *fermentacion alcohólica*.

Se conocen cuatro especies principales de azúcar que son:

1.º *Azúcar ordinaria ó comercial*, que se llama tambien *sacarosa*, *azúcar de caña* ó de *remolacha* $C^{12}H^{11}O^{11}$.

2.º *Azúcar de fécula ó glucosa* $C^{12}H^{12}O^{12}$, $2HO$.

3.º *Azúcar líquida*, *azúcar incristalizable*, *levulosa*, *azúcar de fruto* $C^{12}H^{12}O^{12}$.

4.º *Azúcar de leche*, *lactosa* ó *lactina* $C^{24}H^{24}O^{24}$.

Se clasifican tambien entre los azúcares varios compuestos ménos conocidos como son la *manita*, *dulcita*, *inosita*, *sorbita*, *quercita*, *pinita* y otras.

521. **Azúcar de caña.**—($C^{12}H^{11}O^{11}$).—El azúcar de caña ó de remolacha es un cuerpo sólido, blanco, cristalizable en prismas romboidales que llevan el nombre de *azúcar candi*. Es muy soluble en el agua, insoluble en el alcohol absoluto.

Por la accion del calor se funde á 180° en un líquido viscoso é incoloro, que enfriado queda trasparente y de aspecto vítreo, conocido con el nombre de *azúcar de cebada*, ó más comunmente *caramelo* de confiteria; que no hay que confundir con el *caramelo químico* que resulta calentando el azúcar hasta unos 220° , á cuya temperatura pierde dos equivalentes de agua $C^{12}H^9O^9$, y se transforma en un cuerpo oscuro, no cristalizable. Si la temperatura es todavía más alta se descompone el azúcar produciendo *ácido úlmico* y deja un residuo de carbon muy negro, ligero y poroso.

El ácido nítrico concentrado cambia el azúcar en ácido oxálico, y los ácidos diluidos en glucosa y azúcar de frutos; á tal estado es cuando sufre la fermentacion. El azúcar de caña, aunque es un cuerpo neutro, puede unirse á las bases fuertes tales como la potasa, la barita, la cal etc. para formar con ellas sales llamada *sucratos*.

522. **Extraccion del azúcar de caña.**—El azúcar es un principio inmediato casi tan abundante en el reino vegetal como la fécula. Se encuentra formada en la caña de azúcar (*arundo saccharifera*), en la raiz de remolacha, en el tallo del maiz, en los higos, melones, castañas etc.

Se extrae principalmente de la azúcar de caña en las colonias, y de la remolacha en Europa, por medio de las operaciones que sumariamente vamos á exponer.

1.º *Extraccion del zumo ó guarapo de la caña:* que se verifica comprimiéndola fuertemente entre cilindros verticales, aparato que se llama *trapiche*. El residuo que queda se llama *bagazo*, sirve de combustible en los mismos ingenios; ó para hacer bebidas alcohólicas pues todavía lleva algun azúcar.

2.º *Defecacion del líquido;* tiene por objeto precipitar y separar las materias albuminoides y mucilaginosas, que fermentarian prontamente, descomponiendo á su vez el azúcar. Se consigue este objeto por medio de la cal en la *caldera de defecar* (*Fig. 139*) que lleva doble fondo para caldearla por medio del vapor.

3.º *Clarificacion y decoloracion:* tiene por objeto destruir las materias colorantes y separar las particulillas de materia extraña en suspension en el líquido. Se consigue este objeto haciéndolo filtrar por una gruesa capa de carbon animal en el *filtro Dumond*; ó por sacos de franela con el mismo carbon: *filtro Taylor*.

4.º *Concentracion del guarapo:* se consigue por la evaporacion del agua. Esta operacion hay que hacerla rápidamente y sin que la temperatura se eleve mucho; pues podría descomponerse una parte del azúcar. Se verifica en aparatos que se dice *actúan en el vacío*. Uno de ellos es el de Derosne (*Fig. 140*) que consta de una caldera A en donde va el líquido: un tubo B pone en comunicacion la caldera con un largo serpentín C, enfriado constantemente, en donde los vapores se condensan rápidamente, dejando una especie de vacío parcial. La extremidad K del

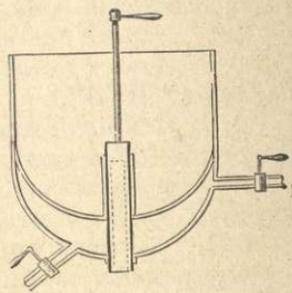
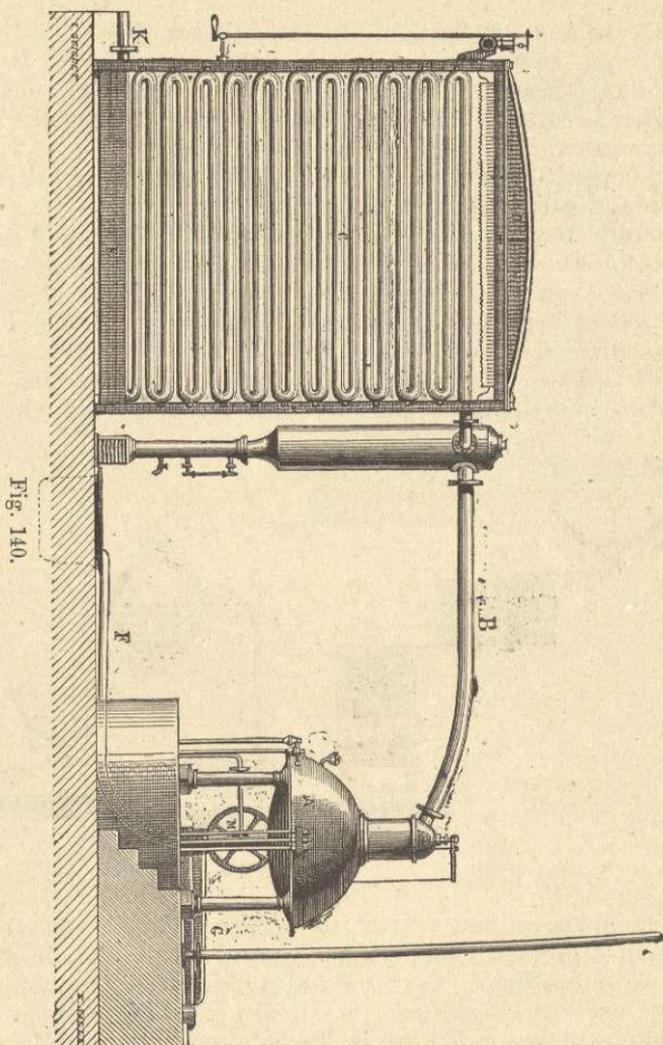


Fig. 139.

serpentin se pone en comunicacion con una bomba aspirante. El guarapo concentrado se llama jarabe.

5.º *Solidificacion ó cristalización:* tiene por objeto el separar



el azúcar de caña de las últimas porciones de agua, y de la azúcar incristalizable que le acompaña. Para esto se vierte el jarabe todavía caliente en moldes cónicos de metal ó barro, que

llevan un pequeño agujero en su vértice para dar salida á la *melaza* ó *azúcar* incristalizable; la que se utiliza despues para la fabricacion del aguardiente de caña, rom ú otras bebidas alcohólicas.

La caña de azúcar tiene un 18% de este dulce.

Lo que acabamos de decir para la extraccion de la azúcar de caña, se puede aplicar á la azúcar de remolacha, con la única diferencia de que no se emplea el molino ó trapiche; sino es un aparato apropiado para comprimir la raiz.

Se cultiva para este fin la remolacha blanca de Silesia, que contiene un 10% de azúcar.

523. **Refinacion del azúcar.**—El azúcar que viene de las colonias se encuentra al estado de *cogucho*, *mascabado* ó *azúcar sin refinar*. La refinacion tiene por objeto el separarle las últimas porciones de materia colorante y de *miel*, ó *azúcar incristalizable*.

Se empieza por disolver la azúcar en agua, en una caldera A (*Fig. 141*) calentada por el vapor; agregando á la disolucion

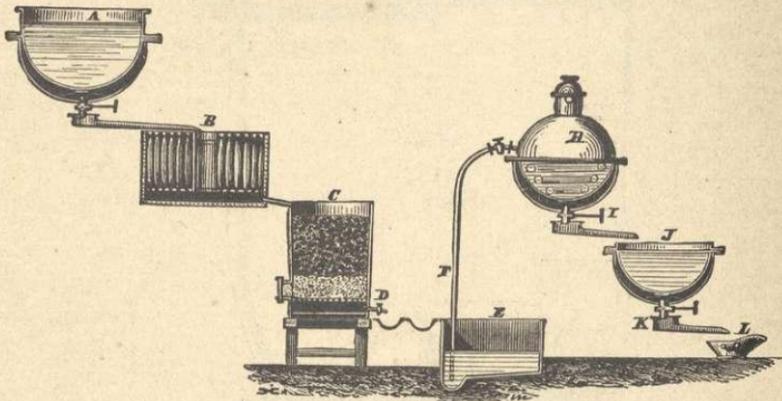


Fig. 141.

4% de negro animal y 1,5% de sangre de buey, sometiendo el líquido á la ebullicion. Se hace pasar el líquido despues por una série de filtros Taylor B, otra de filtros Dumond C, de donde cae en el recipiente E. De allí se saca por aspiracion á la caldera de concentracion H, luego al cristalizador J; y cuando el líquido empieza á cristalizar en la superficie á los moldes cónicos; en donde las pequeñas porciones de melaza se separan, filtrando por el pequeño agujero que lleva en el vértice el molde.

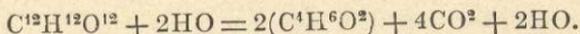
La azúcar así obtenida se llama *azúcar de pilon*, *azúcar flore-*

te: tiene el aspecto del mármol blanco, y está formada por pe-
queñísimos cristales blancos y brillantes.

Algunas veces se emplea para secar perfectamente la azúcar
la *turbina* (Fig. 142), que es un cilindro de tela metálica que
puede dar 15 á 20 vuel-
tas por segundo. Colo-
cada allí la azúcar toda-
vía húmeda, y puesta en
accion la máquina; á cau-
sa de la fuerza centrí-
fuga sale la miel y el
agua á través de la ma-
lla, quedando en la caja
cilíndrica que rodea el
aparato.

524. **Glucosa.**—
($C^{12}H^{12}O^{12} + 2HO$)— La
glucosa se encuentra en
la mayor parte de los
frutos ácidos, con la azú-
car incristalizable; es
ella la que forma esos
granitos azucarados en
los frutos secos (higos,
pasas, ciruelas etc.); por
tal razon se llamó mucho tiempo *azúcar de uva*. En el dia se
denomina más generalmente *azúcar de fécula*, porque se obtie-
ne de este principio inmediato.

Es una sustancia blanca amarillenta, de sabor menos dulce
que el azúcar de caña, blanda, soluble en el agua y algo en el
alcohol. Cristaliza difícilmente, y por medio de la levadura de
cerveza, ó de un fermento, se descompone en alcohol $C^4H^6O^2$,
ácido carbónico y agua.



El calor la descompone en *caramelo* y agua, ó la carboniza
totalmente, lo mismo que al azúcar de caña; é igualmente que
á este, el ácido nítrico la transforma en ácido oxálico. Las bases
se combinan con la glucosa para formar sales.

Se obtiene la glucosa como ya hemos dicho [513] haciendo
obrar el ácido sulfúrico diluido sobre la fécula; esta se convierte
primero en dextrina, despues en glucosa. Para separar el exceso
del ácido sulfúrico, se trata el líquido por la creta; filtrándole

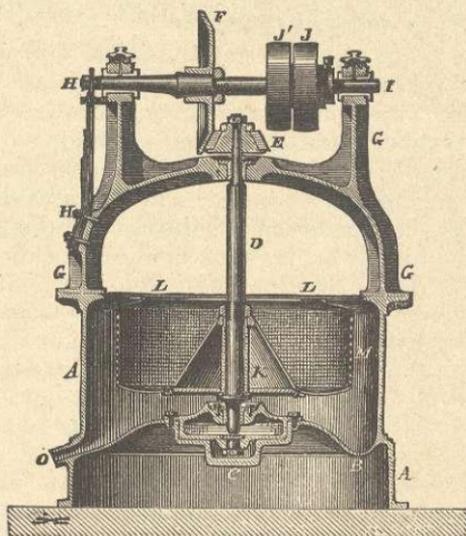


Fig. 142.

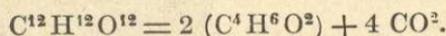
despues por carbon animal. En el filtro queda la materia colorante y el sulfato de cal, por lo que evaporando el líquido se obtiene la glucosa.

Se emplea para azucarar los vinos y cervezas, para la fabricacion del alcohol de patatas y, en general, en los mismos usos de la azúcar de caña.

Las orinas de los diabéticos contiene glucosa; por eso se llama tambien esta enfermedad *glucosaria*.

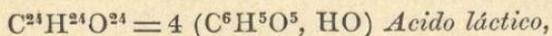
525. **Azúcar incristalizable.**—($C^{12}H^{12}O^{12}$)—Es la materia azucarada de los frutos, siendo su composicion química igual á la de la glucosa anhidra; en la que se convierte expuesta al aire, pues absorbe dos equivalentes de agua; por eso se encuentra la glucosa en la superficie de los frutos. Se halla tambien en la miel de abejas y en la miel de caña.

El azúcar incristalizable fermenta más fácilmente que las demás, y aun se cree que las otras no fermentan hasta convertirse primeramente en ella. En efecto íntegramente se descompone el azúcar de fruto en alcohol y ácido carbónico:



526. **Azúcar de leche.**—($C^{24}H^{24}O^{24}$)—El azúcar de leche ó lactosa es isomérica como la anterior (tiene su molécula doble); desvía, sin embargo, el plano de polarizacion á la derecha, mientras que el azúcar incristalizable es levógiro. El calor le hace perder hasta cinco equivalentes de agua sin que pierda sus propiedades químicas fundamentales, así que debía formularse $C^{24}H^{19}O^{19}$, 5HO, siendo un cuerpo pentabásico.

Difícilmente sufre la fermentacion alcohólica; pero por la accion de los fermentos, siendo estos ácidos, experimenta una modificacion isomérica desdoblándose en ácido láctico.



que se dice fermentacion láctica.

El ácido nítrico actuando sobre el azúcar de leche produce ácido oxálico y ácido múcico $C^{12}H^8O^{14}$, 2HO; y en esto se distingue de los otros azúcares.

La azúcar de leche es blanca, traslúcida, cristaliza en prismas rectangulares, de sabor poco dulce, soluble en el agua é insoluble en el alcohol y en el éter.

Se obtiene de la leche, coagulando la caseina por medio de un ácido. Se filtra el líquido que resulta y se concentra hasta que cristalice la lactosa.

CAPITULO II.

Fermentacion alcohólica. Bebidas fermentadas.

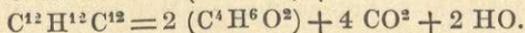
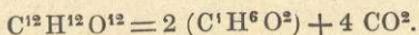
527. **Fermentos.**—Se designan con este nombre varios seres organizados, animales ó vegetales, que viven y se desarrollan en el seno de sustancias orgánicas, convirtiéndolas en otros productos definidos. Así la *levadura de cerveza* es un fermento, y está formada por un vegetal microscópico de forma ovoidal que en los líquidos azucarados se nutre y reproduce, provocando la fermentacion alcohólica; esto es, la descomposicion del azúcar en alcohol y ácido carbónico.

Segun M. Pasteur la *fermentacion láctica* (cambio de la lactosa en ácido láctico), la *fermentacion butírica* (cambio del lactato de cal en butirato), la *fermentacion acética* y otras, son debidas á gérmenes orgánicos (infusorios) que se desarrollan en los diversos líquidos.

528. **Fermentacion alcohólica.**—Si se disuelve el azúcar de fruto en agua destilada y se la priva del contacto del aire, no sufre alteracion alguna; pero si se agrega levadura de cerveza y la temperatura se sostiene de 20 á 30 grados; se descompone la azúcar en alcohol y ácido carbónico; notándose por la observacion microscópica, que en el seno del líquido hay globulillos que crecen hasta un cierto límite, y se reproducen en otros nuevos, que á su vez dan vida á otros: de suerte que el fermento aumenta considerablemente.

No es preciso para que la fermentacion se verifique en el líquido azucarado que se agregue directamente el fermento; basta una sustancia azoada cualquiera, y, á veces, sin agregar nada, pues el aire lleva en suspension dichos gérmenes microscópicos que al llegar al líquido provocan la reaccion.

El azúcar de caña y el azúcar de leche no fermentan sin transformarse antes en glucosa ó en azúcar de frutos; cambio que experimentan por los ácidos diluidos; pues que solamente la glucosa y el azúcar de frutos, de un modo inmediato, dan alcohol y ácido carbónico:



Para simplificar hemos supuesto que tan solo se forman en

estas reacciones alcohol y ácido carbónico; pero en todo rigor hay reacciones secundarias que producen *celulosa*, *glicerina*, *ácido succínico* y otros compuestos.

529. **Bebidas fermentadas.**—Se las llama también *bebidas alcohólicas*, *bebidas espirituosas* y son todas aquellas que tiene alcohol ó *espíritu de vino*. Se obtienen de los zumos de vegetales azucarados, ó amiláceos que se les hace fermentar. El *vino*, la *cerveza* y la *sidra* son las tres bebidas fermentadas de uso más general, y de las que solamente nos ocuparemos.

530. **Vinos.**—El vino es la bebida fermentada que resulta del *mosto* ó jugo de la uva: término medio este mosto contiene:

<i>Azúcar</i> (glucosa y azúcar de frutos).....	18,06
<i>Acido libre</i>	0,40
<i>Cuerpos albuminoides</i>	0,22
<i>Cuerpos minerales</i> (potasa, sosa, etc.).....	0,47
<i>Principios extractivos y ácidos combinados</i>	4,14
<i>Agu:</i> (en la que están disueltos dichos cuerpos)...	76,72
	100,00

Las operaciones fundamentales de fabricacion de los vinos son:

1.º La *pisa de la uva*, que se verifica en grandes cubas ó recipientes de madera llamados *lagares*: tiene por objeto extraer el mosto y ponerlo en contacto con el aire, para que pueda fermentar. Los residuos que quedan de la pisa, se prensan fuertemente y dan mostos que se denominan *apretados*.

2.º La *fermentacion tumultuosa*: es la que se verifica en los primeros dias en el mosto. La azúcar se cambia en alcohol y ácido carbónico; este se escapa al aire y aquel se queda en el líquido.

3.º La *fermentacion lenta*. Esta se verifica en los tres ó cuatro meses siguiente. El líquido se va aclarando, y la mayor parte de los compuestos que son insolubles se precipitan formando las *heces* ó *lias* del vino.

4.º El *trasego* ó *sacado de lias*. Tiene por objeto separar el vino de los sedimentos ó lias. Para ello se pasa de unas botas á otras ya preparadas (envinadas y azufradas). En esta operacion se agrega alcohol si el líquido no tiene suficiente, lo que se dice *encabezar el vino*. También se agrega albúmina ó sangre de buey, para que al coagularse por el alcohol arrastre todas las materias que haya en suspension en el líquido, y tierra blanca ó arcilla (tierra de vino) para decolorar el líquido si ha de ser

vino pálido. Despues no hay más que concluir de *criar el vino*; esto es, dejarlo en vasijas cerradas para que lentamente concluya la fermentacion y se formen *principios odoríficos* ó *aromas* que se desenvuelven á medida que el vino es mas viejo.

La composicion de un litro de vino es como sigue:

Alcohol en peso.....	50	á	200	gramos.
Glucosa „	1'5	á	10	„
Glicerina „	1	á	4	„
Bitartrato de potasa.....	1	á	8	„
Extracto seco á 100°.....	18	á	30	„
Cenizas.....	1'5	á	3	„
Agua.....	922	á	740	„
Éteres odoríferos (aromas)	Pequeñas porciones.			

Los vinos pueden ser blancos ó de color, ásperos, ácidos ó dulces, espumosos ó no espumosos.

Los blancos se hacen generalmente con uva blanca (no es preciso); los rojos con uvas negra, cuya película tiene la materia colorante. Los ásperos comprimiendo el orujo rico en tanino; los ácidos comprimiendo el escobajo que contiene ácidos orgánicos; los abocados deteniendo la fermentacion antes que toda la azúcar fermente, ó agregando azúcar ó glucosa despues de la fermentacion. Los vinos espumosos, como los de champagne se obtienen agregando despues de la fermentacion azúcar; embotellando sólidamente; para que el ácido carbónico de segunda fermentacion quede haciendo presion dentro del recipiente.

La riqueza alcohólica de los vinos se determina con el aparato de Salleron, con el *ebullómetro* y con otros. Es muy variable, segun cada especie, como puede verse á continuacion:

TÉRMINO MEDIO DEL TANTO POR CIENTO DE ALCOHOL.

Vino de Lisa.....	23,47	Vino Champagne.....	13,00
— de Jerez (fuerte)....	20,33	— del Rín.....	11,11
— de Madera.....	20,58	— de Burdeos (rojo)..	10,50
— de Oporto.....	20,22	— Tonnerre.....	10,00
— de Málaga.....	15,87	— Macon.....	10,00
— Santurce.....	15,00	— Tokay.....	9,03
— amontillado.....	15,88	— Burdeos (flojo).....	8,00

531. **Cerveza.**—Despues del vino es la cerveza la bebida fermentada de mas uso. Se obtiene del *lúpulo* y de la cebada fer-

mentada; por medio de las operaciones que sumariamente vamos á indicar.

1.º *Fermentacion de la cebada.* Tiene por objeto proporcionar á la harina de cebada el fermento ó diastasa; para convertir la fécula en dextrina y despues en glucosa, la que al fementar proporcionará al líquido el alcohol. Se hace humedeciendo la cebada, para que germine, y deteniendo la germinacion por la accion del calor, cuando ya el pequeño tallo tiene una longitud igual á la del grano; despues de seco se reduce á polvo. El producto de la operacion se llama *malta*.

2.º *Sacarificacion de la malta.* Se obtiene colocando la malta sobre el falso fondo agujereado de una cuba con agua, calentando por vapor de agua hasta unos 70º. Se remueve constantemente el líquido para que la diastasa obrando sobre la fécula la convierte en azúcar. Este líquido ó mosto azucarado que resulta se deja algun tiempo en reposo.

3.º *La adiccion del lúpulo.* Se hace hervir el líquido con flor de lúpulo; esta contiene un principio amargo y soluble llamado *lupulina*, el que le da sabor é impide despues la fermentacion ácida del líquido. La proporcion del lúpulo es de 1 á 2 kilogramos por hectólitro.

4.º *La fermentacion alcohólica.* Se produce vertiendo el líquido en una cuba y agregando 2 por mil de levadura. La glucosa se convierte en alcohol que queda en el líquido y el ácido carbónico se desprende en gran parte.

La fermentacion tumultuosa dura de 24 á 48 horas; se encierra despues en toneles donde comienza otra fermentacion, produciendo una espuma espesa, que recogida y desecada constituye la *levadura de cerveza*; cuya cantidad suele ascender hasta siete veces la empleada primitivamente.

5.º Por último *se clarifica la cerveza* por medio de cola de pescado y se embotella con un poco de azúcar, si ha de ser espumosa, para igual fin que los vinos espumosos.

La cantidad de alcohol que tienen las cervezas es muy variable, desde 1,5 hasta 6,88 por ciento.

532. **Sidra.**—Es la bebida fermentada que resulta del fruto de la manzana; las peras producen una bebida semejante que se designa con el nombre de *perada* ó *perate*.

La fabricacion de la sidra ó *vino de manzanas* tiene operacion análogas á la del vino.

1.º Se pisan, estrujan ó comprimen las manzanas en muelan verticales de piedra ó madera; dejando el mosto algun tiempo en contacto con el aire, y pasándolo por un cedazo para que retenga la parte sólida.

El mosto de las manzanas y de las peras está formado, término medio, de lo siguiente, según varios análisis:

	<i>Manzanas.</i>	<i>Peras.</i>
Agua.....	83,20	86,38
Azúcar.....	11,00	11,52
Tegido vegetal.....	3,00	2,19
Goma y mucílago.....	2,10	2,09
Albúmina.....	0,20	0,23
Ácidos vegetales.....	} 0,40	} 0,65
Sales alcalinas, materias grasas, clorofila. }		
	100	100

2.º Se deja *fermentar* en toneles por algún tiempo que es variable según la temperatura.

3.º Se *trasiega* á nuevos toneles para separar el líquido, de las heces; con lo que se aclara y se hace apto para el consumo.

Cuando se quiere que la sidra sea dulce, al trasegar se pasa á toneles *azufrados* que detienen la fermentación, dejando una porción de azúcar sin descomponer; pero si se desea obtener la sidra asídula ó amarga se deja que concluya la fermentación.

La perada se fabrica lo mismo que la sidra. Esta tiene del 1 al 6 p.º de alcohol y aquella del 6 al 8. Ambas son bebidas algo refrescantes y tónicas por las porciones de ácidos y alcohol que contienen.

LIBRO VI.

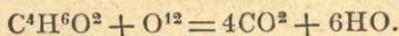
ALCOHOLES Y ÉTERES.

CAPITULO I.

Alcohol vínico, éter, cloroformo, aldehido, cloral.

533. **Propiedades del alcohol vínico** ($C^4H^6O^2$).—Se denomina tambien *espíritu de vino*, *alcohol ordinario* ó simplemente *alcohol*. Cuando está perfectamente puro se llama *alcohol absoluto*, *alcohol anhidro*, $C^4H^6O^2$. Es un líquido incoloro, muy fluido, volátil, dotado de un olor fuerte y embriagador, y de un sabor ardiente. Su densidad á 15° es de 0'795 y la de su vapor 1'601. Hierve á $78^\circ,4$ y no ha podido solidificarse; pero sí espesarse por la temperatura producida con una mezcla de éter y ácido carbónico sólido.

El alcohol arde en el aire con llama azulada de poco brillo, aunque produzca mucho calor, y se convierte en ácido carbónico y agua:



Este líquido disuelve gran número de sustancias orgánicas, especialmente las que son ricas en hidrógeno y carbon, como los aceites esenciales, las resinas, los alcaloides y las grasas.

El alcohol se disuelve en el agua con tal fuerza que hay contraccion de volúmen, y, por tanto, elevacion de temperatura.

Ya hemos visto que por una accion oxidante enérgica, el alcohol se convierte en ácido acético.

534. **Preparacion del alcohol vínico.**—Se obtiene el alcohol sometiendolo á la destilacion el vino, la cerveza, la sidra y todos los licores procedentes de la fermentacion del azúcar ó de las féculas. Antiguamente se obtenía el alcohol por destilaciones parciales y sucesivas del vino; resultando en cada una de ellas un líquido mas rico en alcohol: el producto se llamaba *quinta esencia*. Hace algunos años que por medio de una *sola operacion* se puede obtener *alcohol rectificado*; esto es, que tenga más de 90 p. % de alcohol absoluto.

Uno de los aparatos más usados es el de Laugier (*Fig. 143*). Se compone de dos calderas *A* y *C*. La primera calentada por el hogar *B*, la segunda por el calor perdido de este hogar y por el vapor que destila de la caldera *A*. Estos vapores se unen al líquido de la *C* y aumentan su riqueza alcohólica. Los vapores

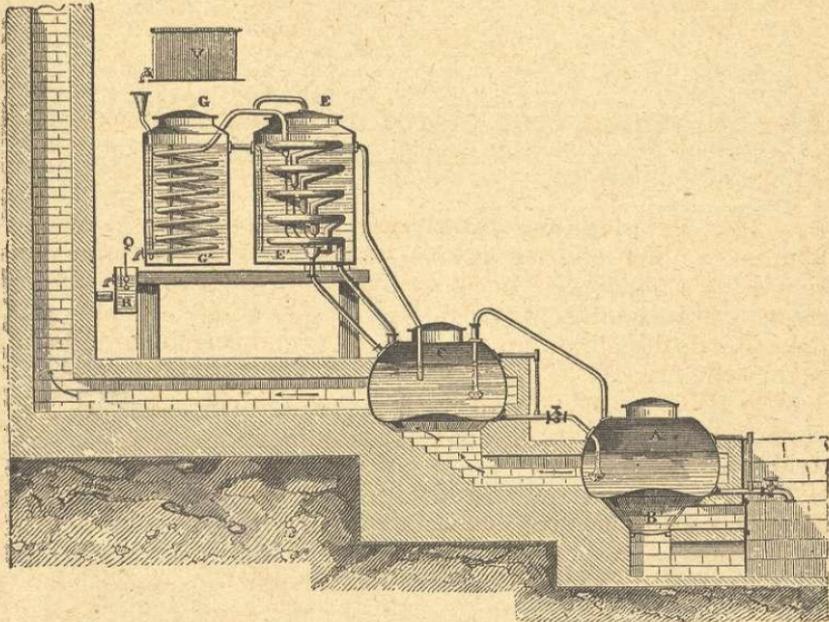


Fig. 143.

que suben de *C* llegan al *rectificador E*, compuesto de una serie de tubos en hélice superpuestos y unidos por tubos verticales, dentro de un recipiente lleno del vino que va á quemarse. Dichos tubos llevan además en la parte inferior otro por donde el vapor de agua condensado retrocede á la caldera, mientras que el vapor de alcohol (más volátil que el de agua) entra en el condensador *G*, dispuesto como el de un alambique ordinario; saliendo rectificado por *Q* al recipiente *R*.

El aparato Laugier, ni ninguno, dá alcohol anhidro ó absoluto; para obtenerlo hay necesidad de mezclar el alcohol del comercio con cal viva, sometiendo despues la mezcla á la destilacion.

De igual manera se destilan la cerveza, la sidra, &c., obte-

niendo líquidos más ó menos alcohólicos que llevan diferentes nombres comerciales.

El alcohol al destilar arrastra los principios aromáticos del vino, ó de los líquidos que sirven para su fabricacion, de aquí las distintas bebidas espirituosas; á saber:

<i>Ron y tafia</i>	se obtiene de las melazas del azúcar.
<i>Aguardiente de granos.</i>	„ „ cebada y granos cereales.
<i>Whisky.</i>	„ „ cebada, patatas y ciruelas.
<i>Marrasquino</i>	„ „ cerezas salvages,
<i>Ginebra.</i>	„ „ cerveza y bayas del enebro.
<i>Curaçao</i>	„ „ alcohol y cáscara de naranja.

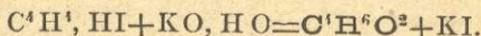
Los alcoholes tienen en el comercio los siguientes nombres, segun sus graduaciones centesimales.

<i>Alcohol de 40° Cartier</i>	95,09
<i>Alcohol rectificado</i>	95,00
<i>Tres-ochó</i>	92,05
<i>Tres-siete</i>	88,05
<i>Tres-seis</i>	85,01
<i>Tres-cinco</i>	78,00
<i>Aguardiente fuerte (término medio)</i>	57,80
„ <i>medio</i> (id.)	51,18
„ <i>flojo</i> (id.)	42,20

M. Berthelot ha conseguido en estos últimos años la síntesis del alcohol, por medio de sus elementos: carbono, hidrógeno y oxígeno, por dos procedimientos que son:

1.º En el arco voltaico combinar con el carbon el hidrógeno, lo que produce acetileno C^4H^2 . Haciendo pasar este cuerpo mezclado con hidrógeno por un tubo enrojecido, se combina con dos equivalentes más de hidrógeno y dá hidrógeno bicarbonado ó *etileno* C^4H^4 . Mezclado este con ácido sulfúrico concentrado se forma ácido sulfovínico $C^4H^4, 2(SO^3, HO)$. Diluido este en agua y sometido á la destilacion, se recoje alcohol vínico en el recipiente condensador.

2.º Se calienta en un globo cerrado una mezcla de hidrógeno bicarbonado y ácido iodhídrico disuelto en agua. Se forma éter iodhídrico C^4H^4, HI . Se ataca este cuerpo por la potasa, que produce ioduro de potasio y alcohol que se recoge por destilacion



El alcohol es un líquido de gran uso en la industria, en las artes y en medicina.

535. **Eter sulfúrico** (C^4H^5O). — Aunque lleva este nombre no contiene azufre; se denomina tambien *éter ordinario*, *éter*

vinico. Por su fórmula vemos que se diferencia del alcohol en un equivalente de agua.

Es un líquido incoloro, muy fluido, volátil, de un olor fuerte y característico, de sabor ardiente, poco soluble en el agua y soluble en el alcohol. Hierve á $35^{\circ},6$, y se solidifica á -30° , en laminillas incoloras y brillantes. Disuelve las materias grasas, los aceites esenciales, las resinas, el fósforo, el azufre y el iodo.

El éter es muy inflamable, arde con llama fuliginosa produciendo agua y ácido carbónico; absorbe á la temperatura ordinaria el oxígeno y produce ácido acético: accion que se hace más rápida por la influencia de la esponja de platino.

536. **Preparacion del éter.**—Para obtener el éter se mezclan poco á poco 10 partes de ácido sulfúrico concentrado y 7 de alcohol. La mezcla se coloca en una gran retorta tubulada que va sobre un baño de arena (*Fig. 144*). Por un embudo

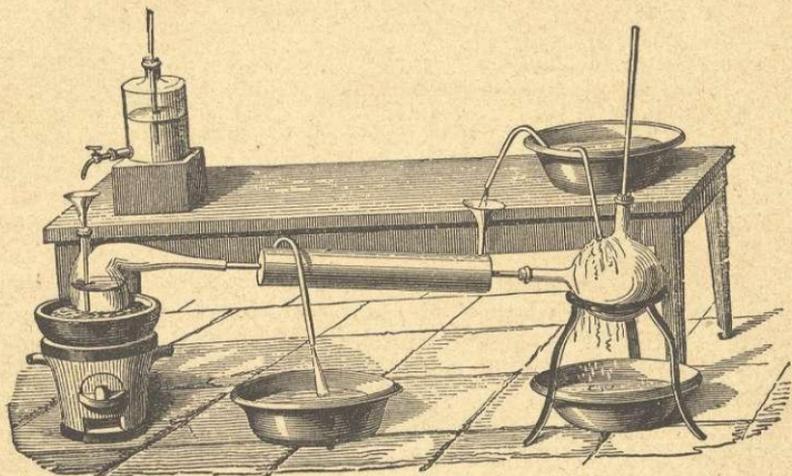


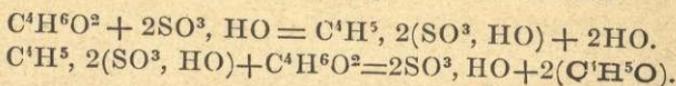
Fig. 144.

que lleva la tubulura y que está sumergido en el líquido, cae lentamente alcohol que se vierte de un frasco de Mariotte colocado encima.

Se une al cuello de la retorta un sistema condensador, compuesto de un tubo refrigerante de Liebig y de un recipiente que se enfria por medio de un chorro continuo de agua fría.

El éter no difiere del alcohol en cuanto á su composición química, más que en una molécula de agua; bastaría pues suponer que el ácido sulfúrico se apodera de este equivalente en

la reaccion; pero la mayor parte de los químicos admiten que primeramente el ácido sulfúrico forma con el alcohol *ácido sulfúrico* y agua, y que despues se regenera el ácido sulfúrico y se desprende el éter, segun las siguientes fórmulas:



Lo que esplica el hecho de que con una pequeña cantidad de ácido sulfúrico se puede convertir en éter gran cantidad de alcohol.

El éter se usa como disolvente de muchos cuerpos, como anestésico y para la fabricacion del colodion.

537. **Cloroformo** (C^2HCl^3).—Es un líquido incoloro, muy fluido, de olor vivo y agradable, más denso que el agua, en la que es insoluble, siendo muy soluble en alcohol y en éter. Hierve á 60°. Dumas le dió el nombre que lleva, en atencion á que su fórmula es igual á la del ácido fórmico C^2HO^3 , en la que el oxígeno ha sido sustituido por el cloro.

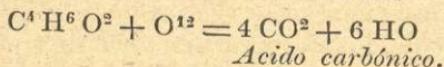
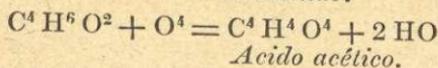
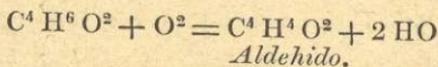
Se prepara el cloroformo destilando al baño María una mezcla de alcohol, cal viva y cloruro de cal disueltos en agua.

Se emplea el cloroformo como disolvente y como medio anestésico, para evitar el dolor en las amputaciones y otras operaciones quirúrgicas dolorosas.

538. **Aldehido vínico** ($C^4H^4O^2$).—Significa su nombre *alcohol deshidrogenado*; pues, en efecto, su fórmula es la del alcohol, menos dos equivalentes de hidrógeno.

Es un líquido de olor sofocante, soluble en el agua, en el alcohol y en el éter; su densidad es 0,79; hierve á 21° y arde con llama blanca. Se denomina tambien *hidruro de acetilo* ó *hidrato de óxido de etilo*, porque puede formularse C^4H^3O, HO .

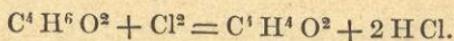
El aldehido vínico resulta de la oxidacion imperfecta del alcohol; para una absorcion mayor de este metaloide, el alcohol se convierte en ácido acético y por último en ácido carbónico, como indican las siguientes ecuaciones:



Se obtiene fácilmente el aldehido vínico, calentando una

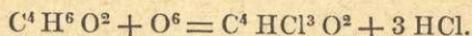
mezcla de alcohol con ácido sulfúrico y peróxido de manganeso. Esto es, por el oxígeno al estado nascente.

Igual efecto produce el cloro, á saber:

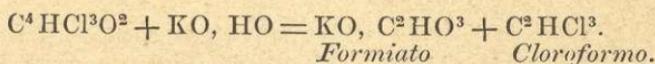


Este líquido tiene la propiedad de reducir las sales de plata, produciendo depósitos metálicos brillantes y adherentes, que se han utilizado para la fabricacion de espejos, en sustitucion á los comunes producidos por el estañado de las lunas.

539. **Cloral** ($C^4 HCl^3 O^2$). — Hemos visto que el aldehido vínico puede obtenerse por la accion del cloro sobre el alcohol, pero si el cloro está en exceso, pierde el alcohol tres equivalentes más de hidrógeno, que son substituidos por otros tantos de cloro, formándose el *cloral* ó *aldehido clorado*, ó *hidruro de cloroacetilo*,



El cloral es un líquido incoloro, volátil, dotado de un olor penetrante característico, es soluble en el amoniaco y hierve á 99°. Se combina con los sulfatos para formar sales cristalizables, y las bases alcalinas lo descompone en formiatos y cloroformo:



El cloral forma con el agua un hidrato cristalizabile ó *cloral hidratado* $C^4 HCl^3 O^2, HO$, que es de mucho uso en medicina como anestésico é hipnótico, usado al interior en pequeñas dosis: muy útil para procurar el sueño despues de las grandes operaciones de cirugía, ó para amortiguar dolores agudos.

CAPITULO II.

Teoria general de los alcoholes y éteres.

Alcohol amilico en particular.

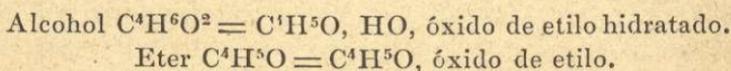
540. **Definicion general.**—El alcohol vínico $C^4 H^6 O^2$ producido por la fermentacion del azúcar, sirve de tipo á una clase de compuestos cuya fórmula es $C^{2n} H^{2n+2} O^2$; esto es, que *están formados de un número par de equivalentes de carbon, contienen dos equivalentes más de hidrógeno que de carbon, y dos equiva-*

lentes de oxígeno. Este grupo de cuerpos sufre transformaciones idénticas por la acción de las mismas causas modificantes, dando por resultado, compuestos derivados cuyas fórmulas son exactamente paralelas. Así tenemos los siguientes que satisfacen á las antedichas condiciones.

Alcohol metílico.....	$C^2H^4O^2$	hierve á	65°
— etílico (tipo).....	$C^4H^6O^2$	„ á	79°
— propílico.....	$C^6H^8O^2$	„ á	96°
— butílico.....	$C^8H^{10}O^2$	„ á	109°
— amílico.....	$C^{10}H^{12}O^2$	„ á	132°
— caprílico.....	$C^{12}H^{14}O^2$	„ á	150°
— œnantílico.....	$C^{14}H^{16}O^2$	„ á	165°
— caproico.....	$C^{16}H^{18}O^2$	„ á	178°

541. **Radicales alcohólicos.**—Hemos visto que M. Berthelot ha podido hacer la síntesis de los alcoholes mediante la formación primera del hidrógeno bicarbonado C^4H^4 ; de suerte que tomando este cuerpo como *radical* ó base de la formación del alcohol, este sería un *bihidrato* de dicho radical: $C^4H^4, 2HO = C^4H^6O^2$; y el éter vínico sería un *monohidrato* del mismo; esto es $C^4H^4, HO = C^4H^5O$.

Sin embargo la mayoría de los químicos consideran el alcohol y el éter formados por el radical compuesto C^4H^5 llamado *etilo*, siendo el éter y el alcohol respectivamente el óxido anhidro y el óxido hidratado de este radical:



Admitida esta teoría y generalizándola á los demás compuestos semejantes, tendremos la siguiente serie de radicales alcohólicos y sus correspondientes carburos de hidrógeno:

Metilo.....	C^2H^3	Metileno.....	C^2H^2
Etilo.....	C^4H^5	Etileno.....	C^4H^4
Propilo.....	C^6H^7	Propileno.....	C^6H^6
Butilo.....	C^8H^9	Butileno.....	C^8H^8
Amilo.....	$C^{10}H^{11}$	Amileno.....	$C^{10}H^{10}$
Caproilo.....	$C^{12}H^{13}$	Caproileno.....	$C^{12}H^{12}$
œnantilo.....	$C^{14}H^{15}$	œnantileno.....	$C^{14}H^{14}$
Caprilo.....	$C^{16}H^{17}$	Caprileno.....	$C^{16}H^{15}$

Algunos de estos radicales y carburos de hidrógeno han sido aislados recientemente, otros son hipotéticos.

542. **Eteres simples y compuestos.**—Sabemos que el ácido sulfúrico actuando sobre el alcohol vínico, lo convierte en ácido sulfovínico y despues en éter sulfúrico (óxido de etilo C^4H^5O); pues bien todos los hidrácidos dan con el alcohol compuestos llamados *éteres simples*, que no difieren del éter vínico más que en la sustitucion del oxígeno por el elemento electro-negativo del hidrácido, á saber:

El ácido clorhídrico da C^4H^5Cl éter clorhídrico.
 „ sulfhídrico da C^4H^5S „ sulfhídrico.
 „ bromhídrico da C^4H^5Br „ bromhídrico.
 „ cianhídrico da C^4H^5Cy „ cianhídrico,

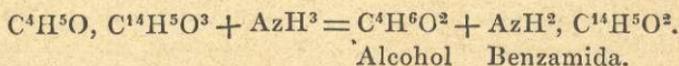
que en la teoría del etilo son respectivamente cloruro, sulfuro, bromuro y cianuro de este radical.

La mayor parte de los ácidos actuan sobre el alcohol de distinta manera; pues le hacen perder un equivalente de agua, como el ácido sulfúrico; pero se combinan con el éter vínico que así resulta, formando los *éteres compuestos*, que se especifican por el ácido que entra en su combinacion, á saber

El éter nítrico	C^4H^5O , AzO^5
— nitroso.....	C^4H^5O , AzO^3
— carbónico.....	C^4H^5O , CO^2
— oxálico.....	C^4H^5O , C^2O^3
— acético.....	C^4H^5O , $C^4H^3O^3$
— benzóico	C^4H^5O , $C^4H^5O^3$
&c.	&c.

que serán respectivamente el nitrato, nitrito, carbonato, oxalato, acetato y benzoato de óxido de etilo.

Los éteres compuestos en presencia del amoniaco regeneran el alcohol y producen al mismo tiempo la amida correspondiente; de modo que el éter benzoico dará:



543. **Série derivada del etilo y sus congéneres.**—Admitida la teoría del radical alcohólico etilo C^4H^5 y sus homólogos, los cuerpos derivados que de ellos resultan son como ya

hemos dicho, paralelos; así no fijándonos más que en comparar algunos compuestos del etilo con los del amilo, tenemos:

CARBURO DE HIDRÓGENO.....	Etileno. C ⁴ H ⁴	Amileno. C ¹⁰ H ¹⁰
RADICALES.....	Etilo. C ⁴ H ⁵	Amilo. C ¹⁰ H ¹¹
ÉTERES Ú ÓXIDOS.....	Vínico. C ⁴ H ⁵ O	Amílico. C ¹⁰ H ¹¹ O
ALCOHOLES Ó HIDRATOS.....	Vínico. C ⁴ H ⁶ O ²	Amílico. C ¹⁰ H ¹² O ²
ALDEHIDOS.....	Vínico. C ⁴ H ⁴ O ²	Amílico. C ¹⁰ H ¹⁰ O ²
ACIDOS.....	Acético. C ⁴ H ³ O ³ , HO.	Valeriánico. C ¹⁰ H ⁹ O, HO.
ÉTERES SIMPLES.....	{ Clorhídrico vínico. C ⁴ H ⁵ Cl. Sulfhídrico vínico. C ⁴ H ⁵ S.	{ Clorhídrico amílico. C ¹⁰ H ¹¹ Cl. Sulfhídrico amílico. C ¹⁰ H ¹¹ S.
ÉTERES COMPUESTOS....	{ Nítrico vínico. C ⁴ H ⁵ O, AzO ⁵ . Oxálico vínico. C ⁴ H ³ O, C ² O ³ .	{ Nítrico amílico. C ¹⁰ H ¹¹ O, AzO ⁵ . Oxálico amílico. C ¹⁰ H ¹¹ O, C ² O ³ .

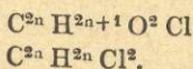
Lo mismo podíamos decir de otros compuestos de estos radicales, y de todos los compuestos de los demás.

544. **Otra série de alcoholes.**—Además de los alcoholes cuya fórmula típica es, como hemos dicho, C²ⁿH²ⁿ⁺²O², actualmente se clasifican entre los alcoholes, los cuerpos que tienen las siguientes fórmulas típicas: C²ⁿH²ⁿ⁺²O⁴, C²ⁿH²ⁿO², C²ⁿH²ⁿ⁻²O², C²H²ⁿ⁻⁴O²&c.; pues que sufren transformaciones análogas á las que experimentan los alcoholes de la fórmula C²ⁿH²ⁿ⁺²O²; es decir que perdiendo dos equivalentes de hidrógeno forman aldehidos, y estos se cambian en ácidos por la adición de dos equivalentes de oxígeno; y con los hidrácidos y oxi-ácidos éteres simples y éteres compuestos, respectivamente.

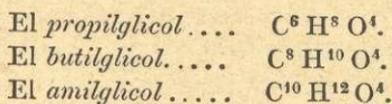
En dichos grupos entran multitud de cuerpos de propiedades físicas y químicas muy diferentes; pero no podemos entrar en más detalles sobre este punto. Los trabajos analíticos de Wurtz han demostrado la posibilidad de clasificar entre los alcoholes muchos compuestos orgánicos de naturaleza al parecer

muy diferente; y las magníficas operaciones sintéticas de Berthelot parecen comprobar que los distintos carburos de hidrógeno, pueden tomarse como grupos radicales que por transformaciones no muy complicadas originan dichos compuestos.

Los alcoholes del grupo molecular $C^{2n}H^{2n+2}O$ pueden originar dos éteres simples de una misma especie, según que pierdan uno ó dos equivalentes de HO^2 . Así, por ejemplo, con el ácido clorhídrico forman dos éteres, á saber:



Wurtz ha llamado á estos compuestos diatómicos; entre los que está el *glicol* $C^4H^6O^4$, que es un líquido soluble en el agua y en el alcohol, de sabor azucarado, incoloro y sin olor: hierve á 197° y su densidad es 1,125. Son homólogos con el glicol:



que difieren sucesivamente en la molécula C^2H^2 , y que forman compuestos semejantes á los del glicol.

545. **Alcohol amílico.** ($C^{10}H^{12}O^2$).—La importancia que ha adquirido este cuerpo en el estudio de los vinos y alcoholes, nos hace el dar una ligera nocion de sus propiedades más notables. Se denomina tambien *alcohol valérico* y *aceite de patatas*. Es un líquido oleaginoso, incoloro, de sabor cáustico, de olor desagradable y asfixiante que provoca la tos, insoluble en el agua y soluble en el ácido sulfúrico, con el cual se combina. Hierve á 132° , arde con llama azulada y se conserva difícilmente, pues se oxida en el aire convirtiéndose en *ácido valerianico*. La misma transformacion sufre por los agentes oxidantes (manganatos de potasa, peróxido de manganeso, ácido sulfúrico y cromato de potasa, esponja ó negro de platino).

Ya sabemos que los ácidos convierten el alcohol amílico en éteres particulares, que por lo general tienen olores muy agradables, utilizados en perfumería.

Se produce el alcohol amílico principalmente en la fabricacion del alcohol de patata ó de fécula; acompañando al alcohol vínico. Para muchos usos se utiliza el alcohol de patata sin separarle el alcohol amílico; pero no así cuando se emplea para bebidas alcohólicas ó espirituosas.

Los medios de privar de alcohol amílico á los alcoholes de fécula son largos y difíciles. Están fundados en la destilacion

parcial, atendiendo á la diferencia entre las temperaturas de ebullicion de los dos alcoholes, 79° y 132°, ó tambien en convertir el amílico en éteres por medio del ácido sulfúrico ó del ácido acético; ó, por último, en el poder absorbente del carbon vegetal.

Las grandes cantidades de alcohol de industria, alcohol de granos ó de patatas, no perfectamente privados de amílico, que se han importados á España para el encabezamientos de los vinos, y los daños que á la salud producen las bebidas alcohólicas que contienen dicho producto (al decir de los higienistas) ha obligado al Gobierno á tomar medidas de precaucion, ordenando el reconocimiento de los vinos y alcoholes, al propósito de investigar la existencia en ellos del aceite de patatas; inutilizando en caso afirmativo los productos de manera que no puedan servir como bebidas.

Segun las instrucciones dadas por la Administracion, los reconocimientos se hacen por la coloracion que sufre el alcohol vínico que lleva mezclado amílico, cuando es tratado por el ácido sulfúrico ó por la potasa.

Hecha la investigacion el alcohol se considera impuro si dá reaccion amílica y acusa más de tres milésimas de impureza, en el aparato construido *ac hoc* y que se denomina *diafanómetro*. En tal caso el líquido se mezcla con petróleo para que no pueda usarse como bebida y sí en la industria. (Art.º 14 de la Ley de 26 de Junio de 1888).

LIBRO VII.

ESTUDIO Y APLICACIONES DE LOS CUERPOS GRASOS.

CAPITULO I.

Acidos grasos, glicerina. Nitroglicerina. Dinamita.

546. **Definicion general.**—Los cuerpos grasos son neutros, ricos en carbon é hidrógenos y por tanto muy combustible, privados de ázoe, blandos ó líquidos, untuosos al tacto, no volátiles por lo que *manchan*; si están puros no tienen olor ni sabor. Son insolubles en el agua y solubles en el alcohol, benzina, éter y sulfuro de carbono; por la accion de los álcalis dejan libre un principio inmediato de sabor azucarado y parecido bajo ciertos aspectos al alcohol (glicerina), combinándose los otros principios orgánicos (ácido grasos) con los álcalis para formar jabones; á esta operacion se llama *saponificacion*.

Segun el estado que afectan y otras circunstancias se clasifican las materias grasas en *aceites, mantecas, grasas, sebos y ceras*.

Los cuerpos grasos son todos ménos densos que el agua, no hierven á ninguna temperatura al aire libre; pues antes se descomponen por el calor y arden.

547. **Constitucion química de las grasas.**—Los memorables trabajos de M. Chevreul demostraron que las materias grasas estaban formadas por la mezcla, en proporciones variables, de ciertos principios inmediatos, siendo los principales la *estearina, la margarina y la oleina*.

La estearina es sólida, blanca, fusible á 62°, muy poco soluble en el alcohol y en el éter. La margárica es sólida, blanca, de aspecto nacarado; pero es soluble en el éter y funde á 47°. La oleina es líquida, de color amarillento, insoluble en el agua, y soluble en el alcohol y el éter.

Siendo la margarina y la estearina sólidas, y siendo líquida la oleina, una sustancia grasa será tanto más fluida cuanto más contengan de esta última. Así, en efecto, se nota que el sebo

contiene 80% entre margarina y estearina, mientras que el aceite de oliva no contiene más que 28% de ácido margárico.

Los cuerpos grasos, segun hemos dicho, por la accion de las bases: potasa, sosa, cal, protóxido de plomo etc. se convierten en compuestos salinos llamados jabones, dejando libre la glicerina $C^6H^8O^6$. De donde venimos á deducir que

La estearina es un compuesto de	ácido esteárico	y	glicerina.
La margarina	„	de ácido margárico	„
La oleina	„	de ácido oléico	„

En efecto dichos tres ácidos grasos se han aislados, y haciendo obrar sobre ellos la glicerina, se han reconstituido por síntesis la estearina, la margarina y la oleina.

548. **Acidos grasos.**—Los principales son tres, como dejamos dicho, el ácido margárico, el esteárico y el oléico. Algunos cuerpos grasos de origen animal tienen otros ácidos como son el *butírico*, el *capróico*, el *palmitico*, el *hircico*, etc.

El *ácido margárico*, $C^{34}H^{34}O^4$ es sólido, blanco, cristalizado en agujas nacaradas, insípido, funde á 60°, es insoluble en el agua y soluble en el alcohol: arde en el aire con llama brillante, produciendo agua y ácido carbónico.

El *ácido esteárico* por su aspecto y propiedades es igual al anterior; difiere en su composicion molecular $C^{36}H^{36}O^4$, pues tiene C^2H^2 átomos más y por su punto de fusion que es 70°.

El *ácido oléico* es líquido, incoloro, insípido, insoluble en agua, soluble en alcohol y en éter; se solidifica á 4° y en contacto con el aire se pone amarillo. Su fórmula es $C^{36}H^{36}O^6$.

549. **Glicerina** ($C^6H^8O^6$).—Se denomina tambien *principio dulce de los aceites*. Es un líquido incoloro, algo espeso, de sabor azucarado, soluble en el agua y en el alcohol, en todas proporciones, insoluble en el éter. Arde en el aire con llama brillante y su densidad es 2,28.

La glicerina del comercio proviene generalmente del residuo de la fabricacion de velas esteáricas; por lo que no está pura. Al estado de pureza se obtiene atacando el aceite de oliva con óxido de plomo, se combina el óxido con los ácidos grasos para formar oleato y margarato de plomo, y queda libre la glicerina.

Se emplea la glicerina para los vendajes de cirugía, en muchas enfermedades de la piel como dulcificante, y en la industria para la fabricacion de la nitroglicerina y la dinamita. La glicerina por su fórmula y por sus propiedades viene á ser una especie de alcohol (está comprendida en la fórmula

$C^{2n}H^{2n+2}O^6$), que con los ácidos grasos forma éteres compuestos que son la oleína, margarina y estearina.

550. **Aceites grasos.**—Los aceites grasos ó fijos (esto es que no son volátiles) provienen en su mayor parte del reino vegetal; los hay, sin embargo, animales como son el *aceite de huevo*, de *hígado de bacalao*, *aceite de pescado* ó de *sardinas*. Se hallan generalmente en la parte carnosa de los frutos, ó en las semillas; con menos frecuencia en las raíces y demás partes del vegetal. Por escepcion se llaman *mantecas* algunas materias grasas de los vegetales que son concretas como la *manteca de cacao*, ó la de *nuez muscada*. Los aceites no contienen margarina, ó sea margarato de glicerina, ó *éter glicérico*.

Las cantidades de aceite que produce cada órgano ó parte de vegetal son muy variables, como puede juzgarse de la siguiente tabla que se refiere á 100 gramos de primera materia, y son términos medios de varios ensayos:

Nuez de coco.....	80	Colza de invierno.....	39
Ricino.....	62	Cacao.....	38,5
Avellana.....	60	Mostaza blanca.....	36
Nuez.....	50	Tabaco.....	34
Sésamo.....	54	Ciruelo.....	33
Clavel.....	50	Colza de primavera.....	34
Almendra dulce.....	46	Linaza.....	25
Algodonero.....	41	Crotontiglio.....	22
Piña de India.....	40	Oliva.....	21
Almendra amarga.....	40	Mostaza negra.....	19

Los aceites de semillas y frutos se obtienen por espresion en frio ó en caliente; el obtenido en frio se dice *aceite vírgen*, es el más puro. Cuando se han obtenido por la accion del calor y la presion arrastran materias albuminosas y mucilaginosas y se *rancian* fácilmente.

Los aceites de pescado se extraen calentando en el agua hirviendo los pedazos del animal, si es grande, ó los peces enteros si son pequeños. El aceite flota en el agua, y se separa por decantacion.

Se usan como alimentos los aceites de oliva, de sésamo y de cacahuete; para el alumbrado se utilizan los de oliva, colza, nueces, ballena, sardinas, cacahuete; como purgantes se emplean los de ricino y crotontiglio; para las enfermedades escrofulosas el de hígado de bacalao y el de raya; los de nueces y linaza en la pintura y todos pueden servir para la fabricacion de jabones.

Los aceites por la accion del calor, antes de arder, se des-

componen sin hervir, dando humos acres que molestan la garganta á causa de la *acroleina*.

Los aceites son secantes unos, y otros no.

Los secantes en contacto con el aire se oxidan, se endurecen y se convierten en una especie de sustancia resinosa: tales son el aceite de linaza y el de nueces. Los no secantes, como el de oliva y el de almendras dulces, bajo la influencia de fermentos albuminosos se *rancian*; pero no se endurecen.

No es preciso para reconocer si un aceite es secante esperar la accion del tiempo; pues el ácido hiponítrico solidifica en pocos instantes estos aceites, determinando la formacion de un cuerpo sólido llamado *ácido eláidico*, isomérico con el ácido oléico.

Cuando los aceites, y en general los cuerpos grasos, presentan muchos puntos de contacto con el aire, de manera que puedan oxidarse rápidamente, se caldean hasta el punto que pueden producir la *combustion espontánea*: tal suele suceder con los trapos ó el algodón mojados de aceite en las fábricas de hilados y tejidos.

351. **Sebos, mantecas y cera.**—El *sebo* es la materia grasa sólida de varios animales. Es un cuerpo rico en estearina. Funde á 38° el que se obtiene de la vaca y á 45° el del carnero. Se obtiene calentando la materia celular que lo contiene para que fácilmente se separe de ella la grasa.

De un modo semejante se extrae la manteca de cerdo.

Las *ceras* son cuerpos grasos, duros y quebradizos, de origen animal ó vegetal, cuyo tipo es la cera de abeja; pero que se encuentra tambien en varios árboles como la *carnauba* del Brasil y la *myrica* del Japon y de la China.

La cera de las abejas es la secrecion de este insecto; con ella forma el *panal* construido de alveolos exagonales, donde deposita la miel y los huevecillos ó semillas del animal.

Para separar la cera de la miel, se somete el panal á graduas presiones y por último á la accion del agua caliente.

Esta grasa saponifica con dificultad. Se emplea principalmente para el alumbrado de las iglesias.

Los principios inmediatos de la cera no son iguales á los de los aceites, mantecas y sebos; pues está formada de la *cerina* y la *miricina* fusibles á 78° y 72°, y cuyas fórmulas son: $C^{54}H^{54}O^4$ y $C^{92}H^{92}O^4$ respectivamente.

352. **Nitroglicerina** ($C^6H^3AzO^5, HO$).—La nitroglicerina es un líquido de aspecto oleoso, de un olor ligeramente etéreo, insoluble en el agua, y su densidad 1,60. Detona violentamente por el choque, ó por una elevacion de temperatura rá-

vida; así que es un líquido muy peligroso de manejar, pues la caída de un frasco con nitroglicerina basta muchas veces para producir la explosión.

Se prepara la nitroglicerina dejando caer gota á gota la glicerina sobre una mezcla de ácido sulfúrico y nítrico á volúmenes iguales. El producto que resulta se vierte en una gran cantidad de agua, en la que se disuelven los ácidos nítrico y sulfúrico en exceso, precipitándose la nitroglicerina al fondo del vaso, que se separa por decantación.

353. **Dinamita.**—La dinamita es la nitroglicerina mezclada con un cuerpo inerte y poroso como la arena, ó el polvo de ladrillo, á fin de poder utilizar su fuerza explosiva sin tanto riesgo.

De este modo puede trasportarse á grandes distancias y servirse de ella en los trabajos de minas, ó en otros en que se necesiten fuerzas extraordinarias de impulsión.

CAPITULO II.

Breve idea sobre la fabricacion de los jabones y de las bugias esteáricas.

554. **Definiciones generales de los jabones.**—Los ácidos grasos combinándose con las bases alcalinas forman los jabones; siendo los más comunes los de potasa y sosa; ó sean los *margaratos, oleatos y estearatos* de potasa ó de sosa. Estos dos jabones y los de amoniaco son los únicos solubles en el agua, en el alcohol y en el éter; por eso las disoluciones de jabon dan precipitado con todas las sales solubles (que no sean de potasa, sosa ó amoniaco) segun las leyes de Berthollet: y estos precipitados son jabones de la base que tenga el reactivo. Por igual razon sirve la disolucion de jabon para reconocer las aguas calizas ó selenitosas.

Los ácidos tambien descomponen las disoluciones del jabon, dejando libre los ácidos grasos que se precipitan en forma de una esmulsion.

Los *emplastos* que se usan en medicina están formados por jabon de base de plomo, al que se asocian diversos medicamentos como la cicuta, belladona, ioduro de plomo etc.

Los usados en la industria y el lavado doméstico son los de base de sosa ó *jabon duro*, y los de potasa ó *jabon blando*.

555. **Fabricacion del jabon duro.**—Para la fabricacion de los jabones duros se emplean como primeras materias la sosa comercial, la cal y los aceites ú otras materias grasas.

El *jabon duro de Marsella*, de *Venecia* ó de *España* (considerado como tipo) se fabrica con aceite de oliva de bajo precio y barrilla ó sosa artificial.

La sosa se somete á una levigacion en grandes estanques para disolverla, formando así las *legías de jabonero*, que se depositan en cisternas. Estas legías marcan distintas graduaciones en el areómetro Beaumé; y se hacen *caústicas* por medio de la cal, ó se convierten en *saladas*, por la adiccion del cloruro de sódio

Las operaciones de saponificacion se reducen en resúmen á lo siguiente:

1.º El *empastado* ó *empastage*: para esto se usa una gran caldera que puede ser de madera, mampostería, hierro ó cobre; pero siempre el fondo es metálico, pues va colocada sobre un hogar. En ella se pone legía floja (de unos 8 grados) calentándola hasta la ebullicion, vertiendo despues el aceite y removiendo constantemente la masa, para que se mezclen bien estos dos líquidos. De este modo se consigue hacer una emulsion.

Se agregan despues legías cada vez más fuertes, y por último, legías cáusticas. La saponificacion se va produciendo (esto es, la combinacion de los ácidos grasos con la sosa) y la glicerina queda disuelta en el agua.

2.º *Separacion de la pasta*. La pasta de jabon, á medida que se forma, va quedando disuelta en la gran cantidad de agua que hay necesidad de emplear para las legías. Es preciso dar salida á la mayor parte de este agua y á la glicerina (que despues se extrae y se vende). Consíguese agregando *legías saladas*, en las que el jabon es insoluble; este viene á la parte superior de la caldera, y entonces se abre una espita que lleva, por donde sale el agua con la glicerina: á este acto se llama *sangrar la caldera*. Operacion que se repite varias veces, agregando antes legías fuertes para concluir la saponificacion.

3.º *Coccion*. Se aviva el fuego del hogar para hacer la coccion de la pasta, que tiene por objeto el darle homogeneidad al producto y el concluir del todo la saponificacion. Se agrega dos ó tres veces legía fuerte durante la coccion, y se sangra la caldera. Concluida la operacion y enfriada la caldera, el jabon sube á la parte superior.

4.º *Endurecimiento*. De la caldera pasa á grandes moldes, en los que enfriado completamente el jabon y seco, se endurece; quedándole, sin embargo, una porcion de agua variable.

Los jabones duros pueden ser *grises, veteados y blancos*.

El jabon obtenido conforme acabamos de decir, queda de un color gris, debido á pequeñas porciones de jabon hierro, formado de las impurezas, cuyo color es azul oscuro.

El jabon *veteadó* se fabrica agregando á la pasta de jabon sulfato de hierro, para que se forme jabon de hierro en más cantidad; dejando el producto en la caldera en reposo con más agua, para que este jabon oscuro vaya al fondo; y removiéndolo despues con lo que queda mezclado con el jabon blanco formando venas ó vetas.

Para que el jabon quede blanco se le disuelve en una legía débil; el jabon de hierro se precipita y queda separado del blanco. Este es susceptible de hidratarse más y, por tanto, no es en general el más apreciado.

Los jabones duros tienen cantidades de agua muy diferentes; en efecto, tenemos:

	<i>Alcali.</i>	<i>Acidos grasos.</i>	<i>Agua.</i>
Jabon veteadó, de Marsella.	6	64	30
„ blanco „	4,6	50,2	45
„ veteadó, de Castilla..	9	76	15
„ de sebo, inglés.	8	62	30
„ de coco, „ 4,5	22	73,5	
„ „ francés. 10	30	60	

556. **Jabon blando, jabon en frio, jabon de tocador.**— La fabricacion de los jabones blandos se hace de igual manera que el jabon duro, salvo que las legías son de potasa y que no se emplean legías saladas; por lo que siempre son muy hidratados. El color que tienen se les da artificialmente; pues que la pasta es amarillenta como el aceite que sirve para fabricarlos. Se le tiñe de verde con el índigo, ó de negro con la nuez de agalla y el sulfato de cobre ó de hierro.

Pueden fabricarse jabones sin la accion del calor, se denominan *jabones en frio*; mezclando legías fuertes con la materia grasa y removiendolo bien para que se haga la pasta; pero estos jabones no son tan buenos como los fabricados en caliente, y llevan casi todo el agua y toda la glicerina de las primeras materias.

Los jabones de tocador son jabones duros fabricados con aceites ó grasas de buena calidad (manteca, aceite de oliva, sebo refinado, manteca de vaca, etc.), perfumados con esencias. Se hacen transparentes disolviéndolos en alcohol en ebullicion.

557. **Nocion general de las bugías esteáricas.**— La invencion de las bugías esteáricas es debida á Gay-Lussac y á

Chevreul y data de 1825. Antes se utilizaba para el mismo objeto el sebo, que por su gran fusibilidad es sucio, arde con llama fuliginosa y huele mal; la cera que es cara, ó la esperma de ballena, más cara todavía.

En el lenguaje comun se llama estearina el ácido esteárico, ó la mezcla de este con el margárico, que forman la pasta con que se fabrican las bugías esteáricas; es un cuerpo blanco opaco, insoluble en agua, fusible á 56°, arde con una luz clara y brillante, sin dar humo ni olor.

558. Fabricacion de la estearina por la saponificacion calcárea.—Se obtiene la estearina del sebo. Para ello se funde en una gran cuba de madera con agua caliente, á la que se agrega cal, agitando la mezcla seis ó siete horas. La cal se apodera de los ácidos grasos y forma oleato, estearato y margarato de cal (esto es, un jabon calcáreo) dejando libre la glicerina, que queda disuelta en el agua.

Enfriado el líquido, el jabon calcáreo viene á la parte superior, y el agua con la glicerina queda en la inferior; por lo que se separan fácilmente.

El jabon calcáreo bien seco, se pulveriza y colocado con agua en una cuba semejante á la anterior, se vierte ácido sulfúrico poco á poco, removiendo constantemente. Este ácido se apodera de la cal, y forma sulfato de cal que se precipita, quedando libres los ácidos grasos, que sobrenadan por ser más ligeros que el agua.

Enfriado el líquido y separados estos ácidos, constituyen un cuerpo graso de poca consistencia. Se le funde y moldea en panes, se envuelven en una tela fuerte y se les somete á la presión graduada de una prensa hidráulica; con lo que el ácido oléico que es líquido se separa; quedando la mezcla de los ácidos grasos concretos, esto es, los ácidos esteárico y margárico, ó sea la estearina.

559. Saponificacion sulfúrica.—Está fundada en la acción de este ácido sobre las materias grasas. Para ello se funde el cuerpo graso á unos 90°; se agrega el 30 % de ácido sulfúrico concentrado, removiendo constantemente la mezcla; la glicerina y el ácido oléico se destruyen en parte, produciéndose en gran cantidad ácido carbónico y ácido sulfuroso, además de un ácido graso fusible llamado *ácido eláidico*. Los ácidos margárico y esteárico quedan, pues, en libertad; pero fuertemente coloreados por materias carbonosas. Se les somete despues á la destilación bajo la influencia del vapor de agua sobrecalentado á una temperatura de 340 á 380°, que vaporiza y arrastra rápidamente el producto. Enfriado este, se somete á una presión primero en

frio y luego en caliente. La pasta obtenida por este procedimiento es ménos sólida y más fusible que por el anterior; pero tiene la ventaja que puede usarse para todas clase de grasas.

560. **Fabricacion de las bugías.**—Para hacer las bugías se funde la estearina á una temperatura poco más alta de la de su solidificacion, y se vierte en moldes (*Fig. 145*) de plomo ó

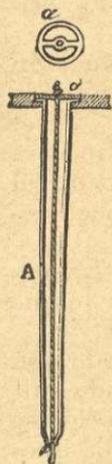


Fig. 145.

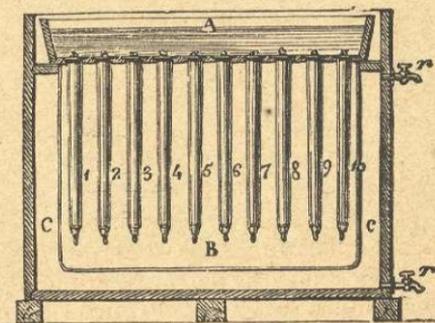
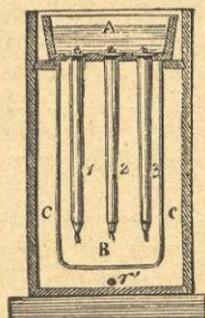


Fig. 146.

de madera, un poco cónicos, que llevan en su eje una mecha de algodón trenzado, que se impregna de ácido bórico, para que no se obstruyan los vasos capilares de los filamentos de algodón [212]. Varios de estos moldes se colocan en una caja *A* común (*Fig. 146*) que les sirve de embudo; en ella se vierte la pasta fundida, llenándose de este modo muchos moldes á la vez.



LIBRO VIII.

ACEITES VOLÁTILES Y CUERPOS RESINOSOS.

CAPITULO I.

Aceites volátiles ó esencias.

561. **Caracteres generales.**— Los *aceites volátiles ó esencias*, se han llamado tambien *aceites etéreos, espíritu, aromas y quintas esencias*. Son sustancias de aspecto oleoso, incoloras ó amarillentas, á menos que no vengan mezcladas con principios colorantes, unas más densas y otras más ligeras que el agua, insolubles ó muy poco solubles en este líquido, de olor vivo y penetrante, muchas veces agradable, sabor quemante, líquidas en su mayor parte, solubles en el alcohol, el éter, cloroformo y aceites fijos ó grasos, y que arden con llama fuliginosa.

Aunque se llaman aceites volátiles hierven á una temperatura superior á la del agua, de 150° á 200°; por lo que aunque manchan el papel ó las telas, la mancha no persiste, como la de los cuerpos grasos.

Todos los aceites volátiles son de origen vegetal y se encuentran en los diversos órganos de las plantas; pero muy especialmente en las hojas y las flores á las que dan perfumes ó aroma.

562. **Composicion y propiedades químicas.**— Las esencias son cuerpos ricos en carbon y en hidrógeno (algunos solo contienen estos elementos) y se agrupan del siguiente modo:

1.º Las formadas por carburos de hidrógeno cuyas fórmulas son próximamente múltiples de C^5H^4 . Tales son las de *limon* ($C^{10}H^8$), *naranja, cidra, bergamota, limoncillo, tolú, copaiba* ($C^{10}H^8$); *cubeba* ($C^{15}H^{12}$); *trementina* ($C^{20}H^{15}$); *sabina* ($C^{20}H^{16}$); *enebro, pimienta negra* ($C^{20}H^{16}$); *estoraque, y rosa* (C^5H^4).

2.º Las que con estos dos elementos contienen oxígeno; entre ellas hay muchas cuya fórmula puede representarse por un carburo de hidrógeno de la categoría del anterior, oxigenado: por ejemplo, el alcanfor $C^{20}H^{16}O^2$. Otras que su fórmula está

constituida por un radical hipotético llamado *benzoilo* $C^{14}H^5O^2$, combinado con el hidrógeno, como la esencia de almendra amarga $C^{14}H^6O^2 = C^{14}H^5O^2, H$, *hidruro de benzoilo*; de igual manera para otros radicales hipotéticos como el *cinamilo*, $C^{13}H^7O^2$, etc. En este grupo de esencias oxigenadas está comprendido el mayor número; como son los aceites esenciales de *almendra amarga*, de *canela*, de *comino*, de *patatas*, de *anis*, de *angélica*, de *clavo*, de *lavanda*, de *menta*, de *alcanfor*, etc.

3.º Las esencias sulfuradas, ternarias, cuaternarias y quinarias; tales son las de *mostaza negra*, *lúpulo*, *ajos*, *asafétida*, *cebolla*, *coclearia*, etc. Generalmente dotadas de olor fuerte y desagradable.

Los aceites esenciales en contacto con el aire se oxidan, convirtiéndose en resinas; produciendo á la vez otros compuestos. Así la esencia de comino produce *ácido cumínico*, la esencia de canela, *ácido cinnámico*, la esencia de almendra amarga, *ácido benzóico*.

El ácido nítrico fumante ataca á las esencias con tal fuerza que produce esplosion. Los álcalis determinan sobre ellas la formación de cuerpos ácidos que se unen á estas bases.

Siendo ricas en carbon é hidrógeno las esencias, disuelven las resinas, los cuerpos grasos y las ceras; por lo que suelen usarse para limpiar las manchas de grasa.

563. **Estearoptena y olaoptena.**— Sometidos los aceites volátiles á una baja temperatura se solidifican, separándose en dos cuerpos; uno sólido, blanco y cristalino llamado *estearoptena* y otro líquido al que se ha dado el nombre de *elaoptena*. La mezcla de estos dos principios en cantidades variables forman los aceites esenciales; á la manera que la oleina, la margarina y estearina en proporciones distintas forman las materias grasas. En realidad no existen grandes diferencias entre estos dos principios, por lo que hace á sus propiedades químicas.

564. **Estraccion de las esencias.**— Para extraer los aceites esenciales de los órganos vegetales que los contienen, se hacen macerar en el agua durante algunas horas; despues se someten á la destilacion en un alambique ordinario. Los vapores acuosos arrastran los de la esencia, ambos se condensan al estado de emulsion, y al cabo de algun tiempo se separan los dos líquidos.

Colocados en un *recipiente florentino* (Fig. 147) por decantacion se obtiene la esencia separada del agua.

Algunas esencias se obtienen por expresion en una prensa hidráulica: así se extraen las de naranja, bergamota y limon. Otras veces se utiliza la accion disolvente de los cuerpos grasos; de este modo obtienen los perfumistas los aceites de olor.

El estudio de las esencias ha dado origen á nuevos puntos de vista químicos, aclarando la transformacion que sufren muchos cuerpos orgánicos; pero su estudio es largo y sale fuera de los límites de esta obra.



Fig. 147.

Daremos una ligera idea de algunas esencias que tienen importancia no tan solo por su uso industrial, sino por ser típicas de cada uno de los tres grupos en que dejamos indicado pueden considerarse divididos estos productos.

565. **Aceite esencial de trementina** ($C^{20}H^{16}$).— Se llama vulgarmente *aguarrás*, *esencia de pino*. Es un carburo de hidrógeno líquido, incoloro, de olor fuerte, de sabor acre y ardiente, menos denso que el agua, 0,86, insoluble en ella y muy soluble en el alcohol y el éter. Hierve á 150° y arde con llama fuliginosa.

Expuesta al aire la esencia de trementina se oxida y cambia en una resina análoga á la *pez griega* ó *colofonia*. Con el ácido clorhídrico forma el alcanfor artificial sólido $C^{20}H^{16}$, HCl y otro cuerpo líquido semejante.

Otros ácidos forman cuerpos interesantes de los que no podemos ocuparnos, dadas las reducidas dimensiones de este libro.

La esencia de trementina es de mucho uso para la fabricacion de barnices y pinturas, y tambien en medicina. Se extrae destilando la trementina producida por el *pino marítimo*. El residuo sólido que queda de la destilacion es la colofonia ó pez griega.

566. **Alcanfor ordinario** ($C^{20}H^{16}O^2$).— Es una esencia sólida (estearoptena), blanca, de aspecto nacarado, de olor penetrante, de sabor ardiente, poco soluble en el agua, muy soluble en el alcohol y en el éter, menos densa que el agua, 0,996. Funde á 175° y entra en ebullicion á 204° ; pero á todas las temperaturas se volatiliza rápidamente, esparciendo vapores cuya densidad es 5,32; estos vapores se cree ejercen una accion saludable sobre los pulmones y los bronquios de los enfermos.

El ácido nítrico concentrado convierte el alcanfor en *ácido canfórico* $C^{20}H^{14}O^6$, 2HO, por la accion de la cal se forma otro ácido el *canfólico* $C^{20}H^{17}O^3$, HO.

Se extrae el alcanfor comun ú ordinario destilando con una pequeña cantidad de agua las ramas y las hojas del *laurus camphora* que crece en el Japon y en China.

El alcanfor no difiere en su fórmula de la esencia de trementina, sino es en dos equivalentes de oxígeno.

Se emplea mucho en medicina como antiséptico, y sirve para impedir el desarrollo de las larvas de la polilla y otros insectos, evitando así la destrucción de las telas y pieles.

567. **Alcanfor de Bórneo** ($C^{20}H^{18}O^2$).—Se llama también *borneol*; difiere del ordinario en que tiene dos equivalentes más de hidrógeno. Es un cuerpo sólido, cristalino, de olor parecido al del alcanfor y al de la pimienta. Funde á 198° y entra en ebullición á 215° . Es insoluble en el agua y soluble en el alcohol y el éter.

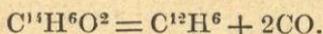
El ácido nítrico transforma el alcanfor de Bórneo en alcanfor ordinario. Se obtiene del *driobalanops camphora*, árbol aromático que crece en las islas de la Sonda, por un procedimiento análogo al empleado para extraer el alcanfor comun.

568. **Esencia de almendras amargas** ($C^{14}H^6O^2$ ó $C^{14}H^5O^2, H$).—Es un líquido incoloro, de un olor agradable y característico. Su densidad es 1,04 y entra en ebullición á 180° , siendo la densidad de su vapor 3,73.

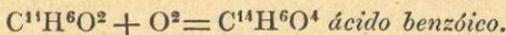
Cuando está perfectamente pura no es venenosa; pero contiene casi siempre ácido cianhídrico que produce efectos tóxicos violentos.

Se obtiene de los residuos de la extracción del aceite graso que contiene la almendra amarga, ó por la destilación del agua en que se ha hecho macerar el laurel cerezo (*nemesia oleander*).

El calor rojo descompone el aceite esencial de almendra amarga en benzina y óxido de carbono:



Por la acción oxidante del aire, ó del ácido nítrico, se cambia en ácido benzóico:



Se emplea esta esencia, como otras, para aromatizar en perfumería los jabones, pomadas, aceites, aguas de olor, &c.

CAPITULO II.

Resinas, gomoresinas y bálsamos. Succino.

Cautchuc y gutapercha. Glucósidas. Barnices.

569. **Caracteres generales.**—Las resinas son cuerpos sólidos, de fractura vítrea, incoloras unas veces, otras mezcladas con materias colorantes, inodoras, insípidas, insolubles en el agua salubres en el alcohol, éter, cloroformo, benzina, en los aceites volátiles y en los fijos. Arden al aire con llama roja muy carbonosa.

En general son neutras, algunas sin embargo vienen acompañadas de ácidos derivados de las esencias (*ácidos pinico, silvico, primárico*); el mas comun es el ácido benzóico; y todas se combinan con los álcalis para formar sales análogas á los jabones á las que se da el nombre de *jabones resinosos*.

Las resinas son compuestos de carbono, hidrógeno y oxígeno, que por la accion del calor dan, entre otros productos, hidrógeno bicarbonado ó sea gas de alumbrado.

Proviene casi todas las resinas de los jugos espesos que exudan ciertos vegetales, principalmente los de la familia de las coníferas (pinos, abetos, alerces, &c.) de los que no hay mas que separarlas, favoreciendo á veces la exudacion por incisiones practicadas en la corteza del vegetal; otras resinas se extraen sometiendo á la accion del alcohol, el leño ó parte del vegetal que las contiene.

570. **Clasificacion de las resinas.**—Se dividen las resinas en tres grupos, no muy bien definidos, que son: *resinas, gomoresinas y bálsamos*. Las resinas son absolutamente insolubles en el agua; las gomoresinas tienen una parte soluble en agua y otra en alcohol; los bálsamos son blandos, odoríferos y contiene ácido benzóico, ó ácido *cinámico* ó ambos. Se clasifican tambien las resinas en *ácidas ó negativas, neutras ó positivas y aromáticas ó bálsamos*. Las principales resinas son las siguientes:

ACIDAS.

Calofonia.
Gutagamba.
Olivan.
Copal de la India.
Sandaraca.

NEUTRAS.

Copal.
Laca.
Succino.
Asafétida.
Guayaco.

NEUTRAS.

Sangre drago.
Elemi.
Anime.
Jalapa.
Escamonea.
Euforbio.
Goma laca.

AROMATICAS.

Bálsamo del Perú.
— de copáiba.
— de Tolú.
— de la Meca.
Benjuf.
Liquidambar.
Almáciga.
Incienso.

571 **Succino ó ambar amarillo.**—Es una sustancia resinosa podría decirse fósil. Se cree proviene de épocas anteriores á la presencia del hombre en la tierra; algunos ejemplares contienen insectos muy bien conservados, desde su formacion; lo que no es extraño si se atiende á que este, como todos los cuerpos resinosos, preserva de la putrefaccion á las sustancias orgánicas.

El succino es sólido, duro y tenáz, de color amarillo, insípido, inodoro, de fractura concoidea, insoluble en agua, alcohol y éter; fundido se hace soluble en los aceites esenciales y en el alcohol: funde á 260°. Arde en contacto con el aire produciendo olor aromático. Por destilacion produce el *aceite volátil de succino*, de olor desagradable, y deja por residuo un cuerpo negruzco llamado *pez de succino*.

Se presenta el succino en las minas de lignito en el mar Báltico; siendo de hermoso pulimento; se le utiliza para la fabricacion de algunos pequeños objetos de lujo.

572. **Cautchuc ó goma elástica** (C⁸H⁷).—Por ser un carburo de hidrógeno de constitucion química parecida á algunas resinas, colocamos aquí el cautchuc, que desde hace algunos años tiene importancia capital en la industria.

Es un cuerpo sólido, poco más ligero que el agua, de color oscuro, amarillento en láminas delgadas, blando y eminentemente elástico; funde á 120° y arde á la llama de una bugía produciendo espesos humos.

Es insoluble en el agua y soluble en el éter, las esencias, los aceites, la benzina y el aceite de hulla, con especialidad; y tambien en el que se obtiene del mismo cautchuc á una temperatura elevada y al abrigo del aire que se denomina *aceite de cautchuc ó cautchina*.

Es impermeable para el agua y muchos líquidos y gases, é inalterable por la accion de las bases y los ácidos (los ácidos sulfúrico y nítrico concentrados le alteran); por lo que es de uso general en la química y en la industria.

Reblandecido por el agua caliente se pueden soldar los bordes recién cortados uniéndose íntimamente: por este medio se fabrican los tubos y multitud de objetos huecos, con láminas de cautchuc.

Disolviendo la goma elástica en aceite de hulla y agregando una porcion de resina, se obtiene una materia fuertemente aglutinante é insoluble en el agua: dos pedazos de madera unidos por esta sustancia antes se rompen que separarse; se utiliza para la construccion naval y se denomina *liga marina*.

El cautchuc combinado con una porcion de azufre, adquiere una elasticidad más constante con las variaciones de temperatura, y ménos fácil de reblandecerse por el calor: se llama cautchuc *vulcanizado*. Se le obtiene directamente calentando el cautchuc á unos 100° con azufre en flor; ó pasándolo por azufre fundido, ó por sulfuro de carbono con cloruro de azufre. El *cautchuc endurecido ó ebonita* es este mismo, pero con una cantidad mucho mayor de azufre. Se le tiñe de negro con humo de pez y se fabrican con él multitud de objetos.

Se extrae el cautchuc por incisiones practicadas en diversas especies de árboles que se crían en el Brasil, la India y Ceylan (*siphonia cahuchú, jatropha elástica, ficus elástica*). Todavía fluido el jugo lechoso que exuda el vegetal, se le aplica sobre moldes de barro de formas redondeadas. Cuando la costra se ha endurecido, se rompe el molde y se estiende en láminas ú hojas que por trabajos mecánicos se purifican y disponen para el comercio.

573. **Guttapercha.**—Es un carburo de hidrógeno de composicion igual al cautchuc, y de propiedades semejantes. Tiene un color parduzco, parecido al cuero, es más ligero que el agua, insoluble en ella y en el alcohol, es soluble débilmente en el alcohol. No es elástica como el cautchuc; pero por la accion del agua hirviendo se reblandece, pudiéndosele moldear; y adquiriendo al enfriarse su dureza.

Por tal propiedad se utiliza en galvanoplastia, electrotipia y otras industrias, para reproducciones. Tambien se emplea, atendiendo á su gran tenacidad, para correas de trasmision de movimiento y fabricacion de telas impermeables, cubierta de los cables telegráficos, etc.

Se obtiene del jugo lechoso que produce por incisiones la *isonandra percha*, gran árbol que se cultiva en la península de Malaca, en China y en varias islas del Asia. La extraccion y preparacion de este producto es semejante á la de la *goma elástica*.

574. **Glucósidas.**—Se denominan así combinaciones complejas que se descomponen, mediante diversas metamorfosis,

y por la fijacion de moléculas de agua, en *glucosa* (de aquí su nombre) y otros cuerpos, á la manera que los éteres se desdoblan, absorbiendo agua, en alcoholes y ácidos, ó que los cuerpos grasos se descomponen por las bases en ácidos orgánicos y glicerina.

De este modo consideradas las *glucósidas*, se parecen á los éteres compuestos; tanto más si se tiene en cuenta que segun los modos de ver de Mr. Berthelot, la glucosa viene á ser un *alcohol poliatómico*. El tanino que ya hemos dado, está comprendido en este numeroso grupo, al que pertenecen tambien los siguientes compuestos:

<u>Nombres.</u>	<u>Fórmulas.</u>	<u>Origen.</u>
AMIGDALINA.....	$C^{40} H^{27} AzO^{22}$.	Almendras amargas.
ARBUTINA.....	$C^{24} H^{16} O^{11}$...	Hojas del <i>arctostaphilos uva ursi</i> .
CONVULVULINA.	$C^{62} H^{50} O^{32}$...	Raiz de jalapa.
DAFINA.....	$C^{62} H^{34} O^{38}$...	De la <i>daphne alpina</i> .
ESCULINA.....	$C^{42} H^{24} O^{26}$...	Corteza del castaño de India.
FRAXINA.....	$C^{62} H^{30} O^{34}$...	„ del haya.
JALAPINA.....	$C^{68} H^{36} O^{32}$...	Raiz de jalapa.
FLORICINA.....	$C^{42} H^{24} O^{20}$...	Raiz de árboles frutales.
QUINOVINA.....	$C^{60} H^{48} O^{16}$...	Corteza de la <i>china nova</i> .
SALICINA.....	$C^{26} H^{18} O^{14}$...	„ del sáuce y del álamo.
TANINO.....	$C^{54} H^{22} O^{34}$...	„ de la encina, agallas, &c.

Estas sustancias se obtienen de los llamados *extractos* ó *materias extractivas* de los correspondientes vegetales; aprovechando en cada caso el poder disolvente de un líquido dado, ó la accion de otros agentes. La mayor parte de las *glucósidas* no contienen ázoe.

575. **Barnices.**—Los barnices en su acepcion más general son los líquidos transparentes, incoloros ó coloreados, que se aplican sobre los metales, maderas ú otros cuerpos para darles más brillo y preservarlos de la accion de los agentes exteriores. Han de ser de tal naturaleza que en contacto con el aire se endurezcan formando una costra adherente y dura.

En su mayor parte, pues son numerosísimos, están formados los barnices de disoluciones de materias resinosas en alcohol, en aceites esenciales, ó en aceites fijos; dividiéndose por tal concepto en *barnices al alcohol*, que se emplean principalmente para ebanistería y carpintería en general; *barnices á la esencia*,

usados para los cuadros al óleo y otros objetos; y *barnices grasos*, aplicados con preferencia á los metales oxidables.

Para dar aunque no sea más que una ligera idea de cada una de estas clases de barnices, sacamos de entre centenares de fórmulas las que siguen:

BARNIZ DE ALCOHOL.	BARNIZ DE ESENCIA.	BARNIZ GRASO.
Sandaraca..... 8	Laca en granos..... 12	Copal..... 43
Trementina..... 8	Sandaraca..... 12	Aceite de linaza cocido 8
Alcohol 84	Trementina 6	Esencia de trementina 49
	Esencia de trement. ^a . 70	

Estos barnices son incoloros; pero cuando se les quiere dar color, como á los barnices dorados para el laton y otros, se emplean materias colorantes.

Tambien se emplea la resina para la fabricacion de los lacres, que se hacen fundiendo la mezcla de

Resina laca en escamas	48
Trementina de Venecia.....	13
Bálsamo del Perú	1
Bermellon	30

Si se quiere obtener el lacre verde ó negro, se mezcla el verde gris ó el negro de humo en vez del bermellon.

CAPITULO III.

Algunos productos del alquitran de hulla.

Betunes, petróleos y asfaltos.

576. **Productos de la destilacion de la hulla.**— Sabemos que el *alquitran de hulla* [120] es un líquido negro, oleaginoso, formado por la mezcla de muchos aceites volátiles, cuerpos sólidos disueltos en ellos, y carbon en polvo. Estos aceites se dividen en dos grupos que se denominan *aceites ligeros* y *aceites pesados* de hulla, segun que sean menos ó mas densos que el agua. Hirviendo á diferentes temperaturas estos líquidos, se pueden aislar del alquitran, por medio de destilaciones parciales á temperaturas diferentes y apropiadas á cada caso.

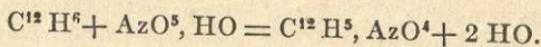
Tienen gran importancia en el dia, entre estos productos, la *benzina*, *anilina*, *ácido fénico* y el *antraceno*, ya por sí, ya por algunos de sus compuestos derivados.

577. **Benzina y nitrobenzina.**—La benzina ($C^{12}H^6$) que se ha llamado también *benzol*, *benzolina* ó *hidruro de fenilo*, se extrae de los aceites ligeros de hulla, sometiendo el alquitran á una temperatura que no debe pasar de 86° , mediante un baño María. La benzina destila, separándose de los demás productos.

Es un líquido incoloro, muy volátil, de sabor azucarado, de olor etéreo, insoluble en el agua, soluble en el éter y el alcohol, hierve á 85° y su densidad es 0,85. Disuelve las grasas, los aceites esenciales, las resinas, el cautchuc, el azufre y el fósforo.

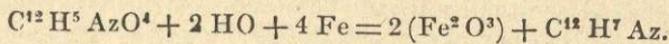
Se emplea la benzina para quitar las manchas de grasas y para la fabricacion de la nitrobenzina y de la anilina.

Por la accion del ácido nítrico sobre la benzina, pierde esta un equivalente de hidrógeno que es sustituido por otro de ácido hiponítrico, formándose el compuesto $C^{12}H^5, AzO^4$, llamado *nitrobenzina*:



Es un líquido amarillento, de olor parecido al del aceite esencial de almendras amargas, por lo que se le emplea en perfumería con el nombre de *esencia de mirbana*, en reemplazo de aquella, por ser más barata. Hierve á 213° , se solidifica á 0° en hermosas agujas cristalinas, su densidad es de 1,2, y es soluble en el alcohol y en el éter. Además de su uso en perfumería se utiliza para la fabricacion artificial de la

578. **Anilina** ($C^{12}H^7Az$). — Aunque existe formada en el alquitran de donde puede extraerse, es menos costoso prepararla con la nitrobenzina; para ello se somete á la destilacion una mezcla de este líquido con limaduras de hierro y ácido acético en disolucion. La nitrobenzina pierde sus cuatro equivalentes de oxígeno que cede al hierro, siendo sustituidos por dos de hidrógeno, procedentes de la descomposicion del agua, pues el ácido acético no entra en reaccion, á saber:



La anilina ha recibido multitud de nombres diferentes como son: *crystalina*, *bensidan*, *kianol*, *amida fénica*, *seculamina*, *feniliaca*, *feniamoniaco*: nombres que corresponden á varios principios químicos de los que se puede derivar. La opinion más general admite que es un *amoniaco compuesto* ó alcaloide artificial que se puede representar por la fórmula $C^{12}H^7, AzH^3 = C^{12}H^7Az$. El nombre de *anilina* deriva del añil ó índigo, del que puede extraerse.

La anilina es un líquido incoloro, de olor penetrante y sabor ardiente, insoluble en el agua, soluble en el alcohol y el éter. Hierve á 182° y su densidad es casi la del agua 1,03. Forma con los ácidos sales cristalizables.

La principal aplicacion de la anilina es la fabricacion de numerosas materias colorantes, dotadas de magníficas tintas y que se aplican directamente á teñir la seda y la lana sin necesidad de mordientes. Por desgracia, si los colores son hermosísimos, su fijeza no es tan grande como la de otras formadas ó extraídas de los vegetales ó de los animales.

579. **Colores de anilina.**—Por la accion oxidante de unos compuestos, por la reductora de otros, se ha obtenido de la anilina una serie completa de magníficos colores que son los siguientes:

1 Rojo de anilina.	5 Verde de anilina.
2 Violeta de anilina.	6 Amarillo y anaranjado.
3 Safranina.	7 Pardo de anilina.
4 Azul de anilina.	8 Negro de anilina.

El *rojo de anilina* se llama tambien *fuschina*, *azaleina*, *solferino*, *magenta*, *roseina* y *tirolina*. Se obtiene tratando por el ácido arsénico la anilina. El ácido arsénico se reduce á ácido arsenioso y la anilina se oxida transformándose en *fuschina*. Se extrae tambien esta materia colorante por la accion del cloruro de zinc, del nitrato de mercurio, del ácido nítrico y del ácido antimónico sobre la anilina. La *fuschina* es un cuerpo sólido, de color verde esmeralda por reflexion, con reflejos metálicos, soluble en agua, más en alcohol, y formando líquidos de color rojo hermosísimo.

El *violeta de anilina* lleva los nombres tambien de *indisina*, *púrpura de anilina*, *anileina*, *fenameina*, *violina*, *rosalina*. Se le obtiene haciendo reaccionar el bicromato de potasa y ácido sulfúrico sobre el aceite de anilina. Tambien se le obtiene tratando una sal de anilina por el cloruro de calcio, por el peróxido de manganeso, el permanganato de plomo, etc.

La *indisina* ó *violeta de anilina* es soluble en el alcohol, el ácido acético, la glucosa, la anilina, el ácido tártrico y no es soluble en el agua.

Se presenta con el aspecto de un verde oro, con reflejo metálico.

La *safranina* es de un hermoso color rojo parduzco. Se obtiene de la anilina por la accion del ácido nítrico y el arsenioso. Se encuentra en el comercio bajo la forma de un polvo rojo amarillento, y tiñe además de la seda y la lana al algodón.

El azul de anilina, azulina y azurina, azul de Lyon y azul de Paris se obtiene calentando el rojo de anilina ó fuschina con aceite de anilina y tratando el producto con ácido clorhídrico. Cuando está seco es de un azul brillante, con la mezcla de verde ó de amarillo que caracterizan á la fuschina y á la indisina.

Del verde de anilina se conocen dos variedades, el verde de aldehido y el verde al iodo, que indican los distintos procedimientos de fabricacion. El verde de anilina es de un color magnífico, sobre todo á la accion de la luz artificial.

El amarillo y anaranjado de anilina se denomina tambien aurina, clorhidrato de crisianilina; es un color hermosísimo que tiñe la seda y la lana con reflejos de oro, soluble en el alcohol é insoluble en el agua. Se obtiene de los residuos de la fabricacion de la fuschina.

El pardo de anilina, color Habana, se obtiene calentando á 240° una mezcla de violeta y azul de anilina, hasta que el color de la mezcla oscurezca. Este cuerpo es soluble en el agua, en el alcohol y en los ácidos, y puede emplearse sin mordiente, como casi todos los de anilina.

El negro de anilina, negro de Lucas, negro de indigo, se prepara con los residuos de la fabricacion del violeta de anilina, tratados por el bicromato de potasa. Tiene un color verde muy oscuro.

580. **Acido fénico** ($C^{12}H^6O^2$).—Se le ha dado tambien los nombres de ácido carbólico, fénol. Es sólido, incoloro, poco soluble en el agua y muy soluble en el alcohol y en éter, cristaliza en largas agujas, funde á 35° y es volátil, con olor fuertemente alquitranado y un sabor cáustico.

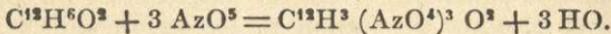
En contacto con el aire, el ácido fénico, toma color y se descompone lentamente. Es antiséptico, por lo que se emplea en medicina para la curacion de llagas de mal carácter, para evitar la putrefaccion de las sustancias orgánicas y como agente desinfectante. Sirve tambien para la fabricacion del ácido pítrico.

Se obtiene el ácido fénico de los aceites pesados del alquitran de hulla, atacándolos con sosa cáustica; se forma feniato de sosa que despues se descompone por el ácido clorhídrico, precipitándose así el ácido fénico.

581. **Acido pítrico** ($C^{12}H^3(AzO^4)^3O^2$).—Es sólido, cristaliza en laminillas de un color amarillo limon, soluble en el agua, el alcohol y el éter; tiñe la lana y la seda de un hermoso color amarillo; pero no así el algodón; propiedad que suministra un medio fácil de conocer la mezcla del algodón en los tejidos de lana y de seda.

El ácido pícrico calentado bruscamente, ó por medio de la percusion, detona violentamente, y sus sales son tambien explosivas, muy especialmente el *picrato de potasa*, que se utiliza para los torpedos. En 1869 ocurrió en la plaza de la Sorbona, en París, una horrible catástrofe, que produjo varias víctimas, á causa de la explosion de una cantidad, no muy grande, del picrato de potasa.

Se obtiene el ácido pícrico haciendo reaccionar con precaucion el ácido nítrico sobre el ácido fénico. Tres equivalentes de hidrógeno de este ácido son sustituidos por otros tres de ácido hiponítrico, segun la siguiente reaccion:



582. **Antraceno y alizarina** ($C^{28}H^{10}$ y $C^{28}H^8O^8$). — El *antraceno* se obtiene de los carburos sólidos que lleva el alquitran de hulla, y se extrae por sublimacion á una temperatura de 360°. Se presenta en cristales fluorescentes, incoloros, fusibles á 213°, solubles en alcohol hirviente, insoluble en el agua.

Tratado el antraceno sucesivamente por el ácido crómico, el ácido sulfúrico y la potasa, se ha obtenido artificialmente bajo la forma de hermosas agujas de color rojo de naranja, el principio colorante de la raiz de rubia, ó sea la *alizarina* ($C^{28}H^8O^8$) producto químico que no difiere nada del natural.

583. **Naptalina** ($C^{20}H^8$). — Este producto se encuentra en gran cantidad en los tubos de condensacion de las fábricas de gas de alumbrado. Es sólido, incoloro, trasparente, de olor empireumático, cristalizado en hermosas laminillas nacaradas. Funde á 79° y entra en ebullicion á 218°; es insoluble en el agua, soluble en el alcohol y arde con llama fuliginosa.

584. **Betunes, petróleo y asfalto.** — Se conoce con el nombre de betunes á diversas sustancias de origen vegetal, pero ya mineralizadas, sólidas ó líquidas que tienen el mismo origen que los carbones fósiles; esto es, sustancias vegetales enterradas en épocas muy remotas. Se admite provienen los betunes de vegetales ricos en resinas (por ejemplo las coníferas); pues que segun su composicion química son carburos de hidrógeno parecidos á los aceites esenciales y á las resinas. Todos son eminentemente combustibles y muy ricos en carbon. Entre estos productos están el *petróleo* y el *asfalto*.

El *petróleo*, *aceite de nafta*, *aceite mineral* $C^{10}H^{12}$, se clasifica entre los aceites esenciales. Tal cual se extrae de las minas es un líquido viscoso, de color oscuro, de olor característico.

Sometido á la destilacion produce varios hidrocarburos volátiles, siendo el principal el *aceite de petróleo* ó de *nafta*, de mucho uso para el alumbrado, y de que se hacen grandes explotaciones en la América del Norte, donde se encuentran riquísimas minas.

El *asfalto* ó *betun de Judea* es sólido, de color negro brillante, con el frio se hace quebradizo, el calor lo ablanda y funde á muy cerca de 100°. Toma su nombre del lago Asphaltite (Mar Muerto), sobre cuyas aguas flota en masas voluminosas; tambien se encuentra en otros lugares, en Francia, Suecia, Hungría, Baviera, etc.

El betun de Judea fué la primera sustancia empleada por Niepce, descubridor de la fotografía, para recibir y fijar la impresion de la imágen producida por la luz. Actualmente se utiliza el asfalto mezclado con arena, para formar argamasas resistentes con las que se cubren los terrados y se hacen los pavimentos de las calles.

LIBRO IX.

MATERIAS COLORANTES Y SUS APLICACIONES.

CAPITULO I.

Breve idea sobre los principios colorantes.

585. **Caracteres generales.**—Además de los colores que artificialmente se extraen del alquitran, la naturaleza ofrece con profusion *principios* ó *materias colorantes*, en variedad asombrosa, que matizan ó esmaltan las flores, hojas, frutos y varios vegetales, así como á las diversas partes coloreadas de los animales. Las materias colorantes constituyen verdaderos principios químico orgánicos, aislables, de composición definida y fórmula fija, independientes de los tegidos vegetales ó animales á quienes da color. Así, por ejemplo, una rosa roja expuesta á la acción del cloro se decolora (esto es, se destruye la materia colorante) sin que la flor pierda su forma, estructura y demás propiedades.

La mayor parte de las materias colorantes se extraen del reino vegetal; hay, sin embargo, algunas de origen animal, como son la cochinilla y el kermes.

Conviene saber que algunos de estos principios no se desenvuelven en el vegetal mismo; sino es que se produce la coloración por la acción de la luz y del aire. Así el índigo ó añil es de un color amarillento en el vegetal, y por la acción oxidante del aire se convierte en el color azul hermoso que conocemos; bien es verdad que esta acción oxidante que desenvuelve el color en muchas *materias colorables*, es causa también de destrucción para la misma materia, cuando la acción oxidante continúa, ó sea por una mayor oxidación. De aquí el que todas las materias colorantes expuestas al sol se decoloren en un tiempo más ó menos largo, por lo que se dividen los tintes en *falsos* y en *permanentes*; en los primeros la decoloración por el aire y la luz es rápida, en los segundos lenta.

Esto nos explica la acción decolorante del cloro, el oxígeno,

los hipocloritos, el ácido sulfuroso, el ácido hiponítrico y otros.

La alúmina, los óxidos metálicos y el carbon animal ya sabemos que no destruyen las materias colorantes, sino las absorben.

Las materias colorantes son, en general, solubles en el agua, el alcohol, el éter y las esencias; sólidas, inodoras, insípidas; y en su mayor parte, son compuestos de carbono, oxígeno é hidrógeno que se destruyen á una temperatura inferior á 180°

La multitud de tintas y colores del reino vegetal y del animal, proviene solamente de cuatro colores ó principios fundamentales que son el rojo, azul, verde y amarillo, y aun á menos los reducen algunos químicos; pues segun MM. Cloez y Fremy todos los tintes que presentan las flores provienen de tres principios colorantes, la *cianina*, la *xantina* y la *xanteina*.

586. **Principios colorantes rojos.**—Son los más numerosos. Tienen mayor importancia en este grupo, por su uso en tintorería, la *alizarina*, la *hematoxilina* y la *carmina*.

La alizarina $C^{20}H^6O^6$ se obtiene de la *granza* ó *raiz de rubia* (*rubia tinctorum*), la que contiene un principio colorante amarillo, la *xantina*, que por la accion del aire se transforma en rojo hermoso, ó sea la alizarina. Este principio inmediato es de color rojo anaranjado, inodoro, insípido, poco soluble en agua fria, muy soluble en alcohol, el éter y en el amoniaco que le da un color morado. Para extraer este principio colorante, se mezcla la granza en polvo con la mitad de su peso de ácido sulfúrico. Pasados algunos dias se lava el producto con agua que disuelve el exceso de ácido; el producto obtenido se llama *carbon sulfúrico de rubia* ó *granzina*, y es una mezcla de la alizarina con carbon. Tratada por el alcohol dá una disolucion de alizarina, de la que se obtiene esta por cristalización. Se prepara tambien de la raiz de rubia la *purpurina*, *rojo de rubia* y *colorina* que son modificaciones de la alizarina.

La hematoxilina $C^{16}H^7O^6, 3HO$, es un principio colorante rojo que contiene el *palo de Campeche*. Es sólido, cristalino, blanco rosado, soluble en agua; la disolucion en contacto con el aire tiene un color rojo hermoso que cada vez se oscurece más, debido á que la hematoxilina se oxida, cambiándose en *hemateina* $C^{16}H^6O^6, HO$.

La *carmina* $C^{16}H^{13}O^{10}Az$ se extrae de un pequeño insecto llamado *cochinilla* (*coccus cactu*) que se cria en los nopales. La carmina es una materia roja púrpura de mucho uso en tintorería, funde á 40°, es soluble en agua y en alcohol; pero no en éter. Se obtiene este principio colorante sometiendo la cochinilla (que es el animal desecado) á la accion del éter para que se

apodere de los principios grasos; tratando despues el residuo por alcohol hirviente; lo que dá por resultado una disolucion de la carmina que, al enfriarse el líquido, se deposita en hermosos granos de color púrpura. La *laca carmina* ó *carmin* de los pintores se obtiene precipitando una disolucion de carmin por el alumbre, que como sabemos es un compuesto de alumina y de esta materia colorante.

Tienen tambien uso en la tintorería, en el estampado de telas, coloracion del papel y otras sustancias, los siguientes principios colorantes rojos; debiendo advertir que generalmente no se emplean dichos principios ya aislados, sino es las sustancias que los contienen. Indicamos la procedencia y la fórmula química.

MATERIAS COLORANTES ROJAS Y MORADAS.

ANCUSINA.....	<i>Raiz de ancusa</i>	$C^{30}H^8O^8$.
BRASILINA.....	<i>Palo del Brasil</i>	$C^{36}H^{14}O^{12}$.
SANTALINA.....	<i>Palo de sándalo rojo</i>	$C^{16}H^{16}O^{32}$.
PURPURA ANTIGUA	<i>Materia segregada por este molusco</i>	„
CARTAMINA.....	<i>Flores de cártamo</i>	$C^{41}H^8O^7$.
ORCEINA.....	<i>Orchilla</i>	$C^{16}H^9O^7Az$.

En general los ácidos débiles hacen variar al anaranjado ó amarillo las materias rojas, y las bases al morado vinoso.

587. **Materias colorantes azules.**—Son menos numerosas que las rojas en la naturaleza; las que se aplican á la tintorería se reducen al índigo y al pastel.

La *indigotina*, *indigo* ó *añil* se obtiene del indigotero ó añilero, planta que se cultiva en la India, Java, Ceilan, China, Japon, Manila, Méjico y otras regiones de los paises tropicales. Contiene en su sávia una materia incolora (*indigotina blanca* $C^{16}H^6AzO^2$) que al contacto del aire se hace insoluble en el agua y toma una coloracion de un azul hermoso (*indigotina azul* $C^{16}H^5AzO^2$). Para obtener el añil se ponen en maceracion en agua las hojas de la planta, durante ocho ó nueve horas. Se produce una especie de fermentacion, y el líquido que era amarillento, se va poniendo verdoso y, por último, viene á la superficie una materia azul con reflejo metálico que es la indigotina azul mezclada con otras sustancias, que por último se deposita. El producto contiene un 45 % de índigo puro ó indigotina, el resto lo forma el agua, féculas, gomas, resinas y sustancias térreas.

Sometido el índigo azul á la acción de los agentes reductores, se transforma en índigo blanco y se hace soluble, y, recíprocamente, este por una acción oxidante recobra su color azul y se hace insoluble en el agua. Ya sabemos que el ácido sulfúrico de Northausen es el disolvente más apropiado del añil. La *anilina*, *ácido pícrico* y la *ciatina* son productos que resultan de la oxidación del índigo.

El *pastel* es la materia colorante azul que se obtiene de una planta crucífera del mismo nombre, llamado también *glasto* (*isatis tinctoria*). Antes de la generalización del añil, era el color azul de más uso para la tintorería en Europa.

El *tornasol* se prepara con los mismos líquenes que sirven para obtener la orchilla ú orceína; mezclándolos con orina y potasa hasta que se forme una pasta blanda.

Los ácidos hacen variar en general al rojo las materias colorantes azules, y los álcalis al amarillo anaranjado ó al verde; menos al tornasol.

588. **Materias colorantes verdes.** — Las materias colorantes verdes son en reducido número; pues solo se utilizan, y eso excepcionalmente, la *clorófila* y el *verde de China*; porque los colores verdes se dan generalmente en tintorería con mezclas de azul y amarillo.

La clorófila ó *crómula*, llamada también por los químicos *resina verde* ó *fécula verde*, es la sustancia que da color á las hojas de los árboles y á las plantas herbáceas. Se puede obtener sometiendo las hojas verdes á la acción del alcohol hirviente, precipitando por la cal al estado de laca la materia colorante, y descomponiendo esta laca por el ácido clorhídrico y el éter. La solución deja al evaporarse un polvo verde oscuro inalterable al aire que es la clorófila $C^{18}H^{10}AzO^3$. Las investigaciones de M. Fremy parecen demostrar que la clorófila no es una materia simple, sino una combinación ó una mezcla de un principio colorante amarillo con otro azul, llamados respectivamente *filoxantina* y *filocianina*.

El verde de China se extrae de la corteza de dos variedades del espinoso negro (*rhamnus utilis* y *chlorophorus*), materia colorante que designan los tintoreros de aquel país con el nombre de *lo-kae*. La laca hecha con esta materia colorante se denomina *verde índigo* ó *verde de China*. Tiñe bien la seda y el algodón y su fórmula química es la misma que la de la clorófila.

589. **Materias colorantes amarillas.** — Son numerosas: las de más uso son el *palo amarillo*, el *achiote*, la *gualda* y el *quercitron*.

El palo amarillo, *moral de los tintoreros*, contiene una mate-

ria colorante llamada *morina* $C^{36}H^{13}O^{17}$, 3 HO, que es soluble en agua hirviendo, mucho menos en agua fria; por lo que se le obtiene haciendo una decoccion del leño en agua y dejándolo enfriar: se precipita una materia pulverulenta, que redisuelta puede cristalizar en agujas prismáticas.

El achiote procede de América y se obtiene de la fermentacion de los frutos del *bixa orellana* de los botanistas. Se presenta en el comercio en pastas de color amarillo subido, y contiene dos principios colorantes: la *orellina* que es amarillo, soluble en agua y en alcohol; y la *bixina* principio colorante rojo, poco soluble en agua y mucho en éter y en alcohol.

La gualda (*reseda luteola*) contiene un principio colorante amarillo, la *luteolina* $C^{40}H^{14}O^{16}$, soluble en agua, alcohol y éter, cristalizable en agujas prismáticas. Se le obtiene sometiendo la gualda á la accion del alcohol.

El quercitron, encina de Indias, (*quercus tinctoria*), contiene una materia colorante amarilla, la *quercitrina* $C^{36}H^{20}O^{22}$. En el comercio se presenta el quercitron en forma de un polvo amarillento. Para extraer el principio colorante, se trata por el alcohol (despues de separar por la gelatina el tanino) evaporando el líquido y redisolviendo en alcohol el producto. La quercitrina es un cuerpo cristalizado, soluble en agua caliente, más en alcohol, de sabor azucarado y de un color amarillo limon con reflejos verdes.

Tienen tambien uso en tintorería los siguientes principios colorantes amarillos.

CRISORHAMINA.....	<i>Granos de Persia ó Aviñon.</i>	$C^{23}H^{21}O^{12}$.
CURCUMINA.....	<i>Raiz de curcumina</i>	„
FUSTINA.....	<i>Palo fustete</i>	„
ALOINA.....	<i>Jugo de áloe</i>	$C^{34}H^{18}O^{14}$.
SAFRANINA.....	<i>Flores de azafran.....</i>	„
AMARILLO DE CÁRTAMO..	<i>Flores de cártamo.....</i>	$C^{16}H^{10}O^{10}$.

Las materias colorantes amarillas por regla general, se decoloran por los ácidos diluidos y adquieren color rojo por las bases debilitadas.

CAPITULO II.

Breve idea acerca de los tintes y estampados.

590. **Nocion general sobre la tintorería.**—La tintorería es el arte que tiene por objeto fijar los principios colorantes sobre los hilos ó los tejidos, de un modo permanente. Para ello es preciso antes de dar el color, por regla general, lavar y blanquear los hilos ó tejidos, á fin de privarlos de toda sustancia extraña que no sea la materia textil; y además impregnar las telas ó hilos de sustancias apropiadas, conocidas con el nombre de *mordientes*, para que los colores se fijen de un modo más duradero y firme.

Los tintes ó colores en tintorería se dividen en *falsos ó poco permanentes*, y *firmes, sólidos ó colores permanentes*; y estas dos condiciones dependen de la naturaleza del tejido, de la del mordiente y de la del color. Los colores ó baños se dan unas veces en frio, otras en caliente.

591. **Blanqueo.**—El blanqueo es de todo punto necesario ya sea para la tintorería, ya para el estampado de las telas. El blanqueo en piezas es más difícil que el de los hilos; se produce por la accion del aire, la luz y la humedad; por la de legías alcalinas ó el jabon; cuando esto no es suficiente por los hipocloritos. Generalmente para el algodón y el hilo se emplean sucesivamente los tres procedimientos; teniendo cuidado en cada uno de ellos de enjuagar perfectamente con agua clara, para que no quede ninguna sustancia extraña sobre la tela.

La lana se blanquea con orines, ó con jabon amoniacal que le quita la materia grasa (*churra* ó grasa de los carneros); despues se sumerge en agua de cal, que se apodera de una parte de azufre, y despues se procede al blanqueo propiamente dicho por medio del ácido sulfuroso. La seda se lava con agua de jabon y se blanquea tambien con ácido sulfuroso.

592. **Aplicacion de los mordientes.**—Tiene por objeto, como ya sabemos, impregnar los hilos ó telas de una sustancia que por su afinidad con la materia colorante retenga á esta fuertemente, sin que el lavado con agua, jabon ó legía, pueda separarla; esto es lo que se llama un *color firme*. Los mordientes más usados son el acetato de alúmina, el cloruro de estaño y el

cremor tártaro, que son incoloros y no modifican los tintes: pero se emplean tambien los sulfatos y acetatos de hierro y cobre, que modifican profundamente los colores del baño. Si se preparan tres mordientes uno de sal de alúmina, otro de sal de hierro y otro de sal de cobre, y se bañan tres pedazos de telas en él, se nota que al sumergirlos en un mismo baño de color, cada uno toma un matiz distinto.

Algunas veces, como hemos indicado, no son precisos los mordientes: tal sucede en los colores de anilina sobre lana y seda.

Los mordientes se dan unas veces en frio, como para la seda; de 30° á 40° para el algodón y el hilo; y para la lana á 100°. La cantidad de color que toma la tela depende de la concentracion del baño, de la del mordiente y del tiempo que está en el baño de tintura.

593. **Baños de tintura.**—Son las disoluciones de los principios colorantes en un líquido apropiado que generalmente es el agua; cuando no es esta se recurre al alcohol (la *orchilla*), á los álcalis débiles (*cártamo* y *achiote*), á cuerpos desoxigenantes como el sulfato de hierro y la cal (*cuñas de añil*), al ácido sulfúrico (*azul de Sajonia*). Los baños de tintura se dan generalmente á una temperatura elevada, á menos que no sufra alteracion la materia colorante. Para las lanas á 100°, para las otras telas á unos 75°, y en algunos casos á unos 40°.

Los baños de color se distinguen en *simples* y *compuestos*; simples son el *rojo*, *amarillo*, *azul* y *negro*; los compuestos resultan de la mezcla en cantidades variables uno á uno, dos á dos, etc., de los simples.

La mezcla de rojo y azul dá los colores *púrpura*, *violeta*, *lila*, *amaranto*, *malva*, *flor de melocoton*, y otros muchos matices.

El rojo con el amarillo produce: *aurora*, *anaranjado*, *carminita*, *ladrillo*, *capuchina*, *granada*, *fuego*, etc.

El amarillo con azul, todos los verdes como son: *verde naciente*, *verde yerba*, *verde primavera*, *verde manzana*, *verde laurel*, *verde botella*, *verde esmeralda*, *verde pitache*, *verde mar*, etc.

En fin, el amarillo con gris (*que es un derivado del negro*) produce los verde olivas de todos matices.

Los colores se distinguen tambien en *francos*, y *desvanecidos* ó *velados*. Los francos son los dichos anteriormente y los velados estos mismos colores que se apagan por la mezcla del negro en varias proporciones. Se obtienen así muchos matices como el *café*, *ciruela*, *castaña*, *canela*, *bronce*, *pulga*, *pardo*, etc.

Se emplea en tintorería para los baños generalmente las siguientes materias:

<u>Azules.</u>	<u>Rojos.</u>	<u>Amarillos.</u>	<u>Oscuros y negros.</u>
Indigo.	Rubia.	Cárcuma.	Nuez de agallas.
Pastel.	Orchilla.	Fustete.	Corteza de nogal.
Tornasol.	Palo Brasil.	Gualda.	Zumaque.
Azul Prusia.	„ sándalo.	Quercitron.	Tierra del Japon.
Azul de anilina.	Cártamo.	Achiote.	Corteza de álamo.
Indisina.	Cochinilla.	Granos de Persia.	
	Rojo deanilina.	Acido pferico.	
	Murexida.	Amarillo de anilina.	

Algunas veces el color se produce por una reaccion química entre dos baños, que uno puede considerarse como mordiente, de este modo la materia colorante se forma en el interior del mismo tejido. Así una tela con baño de sal de hierro y despues baño de decoccion de agallas, se tiñe de negro (*galato y tannato de hierro*); si con el mismo mordiente de hierro se pasa por un baño de ferrocianuro de potasio, se tiñe de azul de Prusia, y si ya con mordiente de alumina, se baña en acetato de plomo y cromato de potasa, se tiñe de *amarillo de corona*.

594. **Tintura por impresion.**—El *estampado* ó *impresion* de las telas consiste en imprimir los colores sobre una de sus superficies; difiere, pues, de la *tintura por inmersion* ó tinte propiamente dicho, en que no se dá color á todos los filamentos; así se fabrican las *indianas*, *cotonías*, *persas*, *percales* y otras telas.

Para imprimir los colores, ó los mordientes, sobre las telas, se emplean planchas ó cilindros grabados en relieve, como los grabados en madera, que se aplican sobre ellas; para lo que tanto los colores como los mordientes que han de estamparse, se les pone espesos por medio del almidon, la goma, gelatina ó la dextrina. Las telas se hacen pasar sobre los cilindros, ó las planchas se colocan sucesivamente sobre las mismas, cuidando de que ajusten bien los extremos en cada posicion, para que el dibujo no se interrumpa. Cuando son varios colores los que han de estamparse, se graban varios cilindros ó planchas, cada uno para un color ó un mordiente.

El estampado de los colores puede hacerse de varios modos: 1.º imprimiendo el color. 2.º imprimiendo el mordiente. 3.º por *reservas*. 4.º por *corroyentes*. 5.º al vapor.

1.º La impresion directa, ó sea del color, se hace dando un baño de mordiente á la tela de igual manera que para los tintes; ó imprimiendo despues los colores con las planchas ó cilindros grabados. Lavada despues la tela con agua clara, el

exceso de mordiente y el color no combinado se disuelven en el agua. También puede mezclarse el mordiente con los colores, é imprimir sobre la tela bien lavada y blanqueada; pero en este caso sin haberla *mordienteado* antes.

2.º Otro medio es imprimir varios mordientes y dar á la tela así preparada un baño de color. Este no se fija más que en las partes en que el mordiente se estampó, y toma distintos matices segun la naturaleza y concentracion de cada mordiente. Así se hacen muchos estampados con baños de rubia ó granza, que dá colores muy permanentes.

3.º Las *reservas* consisten en dar un baño de mordiente á toda la tela, y luego estampar por medio de las planchas ó cilindros grabados, una sustancia que impida el que la materia colorante se fije en los puntos grabados. De modo que al dar un baño de color á la tela, toda se tiñe menos la parte estampada con la reserva. Este procedimiento es de mucho uso para estampados de índigo ó azul; usándose como reservas el acetato de cobre ó el sulfato de zinc; cuyas disoluciones es claro que hay que espesar, como los colores ó los mordientes, para que puedan ser estampados.

4.º Los ácidos oxálico, tártrico, cítrico y otros cuerpos, disuelven los mordientes haciéndolos ineficaces para que la tela tome el tinte: á estos cuerpos se llaman *corroyentes*. Se comprende, pues, que dado el mordiente á la tela, mediante un baño, y aplicando el corroyente por medio de la estampacion, al pasar la tela al baño de color, este no se fija en los puntos grabados por el corroyente. También pueden emplearse *corroyentes del color*, en vez de serlos del mordiente: así los hipocloritos estampados por las planchas ó los cilindros, destruyen el color de una tela que esté ya teñida por los procedimientos ordinarios.

5.º Hay muchos colores de hermoso tinte, pero que son falsos, porque al estamparse no se fijan bien en la tela. Se les hace permanentes ó tintes fijos por medio de la accion prolongada del vapor de agua á unos 100°. Este procedimiento se denomina *estampado por aplicacion al vapor*.

LIBRO X.

ESTUDIO DE LAS PRINCIPALES SUSTANCIAS DE ORIGEN ANIMAL.

CAPITULO I.

Sustancias albuminoides ó protéicas. Gelatina y sus similares.

595. **Caracteres generales.** — Los principios albuminoides ó sustancias protéicas pertenecen igualmente al reino vegetal que al animal; se denominan *albuminoides* porque en su composicion química y propiedades pueden compararse á la albúmina, que es uno de ellos; y *protéicos* porque sufren multitud de metamórfosis como el Proteo de la mitología, pudiéndose convertir todos en un principio llamado *proteína*, de composicion compleja y diversamente formulado por los distintos autores; pero cuya fórmula parece ser $C^{40}H^{31}Az^5O^{13}$; esta materia unida á pequeñas porciones de azufre ó de fósforo constituye todos los principios protéicos.

Los más importantes del reino vegetal son la *albúmina vegetal* existente en muchos zumos vegetales, la *fibrina vegetal* que se encuentra en el gluten, y la *caseina vegetal* ó *legúmina*, que contienen las legumbres, como los garbanzos, judías, lentejas, guisantes, etc.: pertenecen tambien á este grupo la *emulsina*, *pectasa* y otras. Estos principios vegetales son análogos á los contenidos en las sustancias animales, en las que se hallan las siguientes: la *albúmina*, *fibrina*, *caseina*, *globulina*, *vitelina*, y *hemoglobina*; de las que tienen mayor importancia las tres primeras, por lo que las estudiaremos en particular. La *globulina* y *hemoglobina* se hallan en los glóbulos de la sangre, la *vitelina* en la yema de los huevos.

Se caracterizan los principios protéicos: 1.º en que entran en putrefaccion rápidamente formando fermentos. 2.º en que toman coloracion azul violeta por la accion del ácido clorhídrico en caliente. 3.º en que con el ácido nítrico se coloran de amarillo. 4.º en que la potasa cáustica en caliente los disuelve, pro-

duciéndose ácido sulfhídrico si se agrega ácido nítrico ó sulfúrico, y precipitándose la proteína.

El tanino se une á las sustancias albuminoides y las hace incorruptibles: en tal propiedad está fundado el curtido de las pieles y la conservacion de algunos cuerpos orgánicos.

596. **Albúmina animal.** — Se halla esta materia azoada en muchos líquidos de la economía; pero principalmente en la clara de huevo y en el suero de la sangre. Calentada á unos 70° se coagula en una masa blanca, amorfa, que se disuelve en los álcalis y en los carbonatos alcalinos, formando *albuminatos*, cuyas disoluciones son precipitadas por todos los ácidos.

La albúmina en disolucion forma precipitado con los ácidos sulfúrico, clorhídrico, nítrico; así como por el sulfato de cobre, el sublimado corrosivo y el nitrato de plata.

El alcohol coagula la albúmina, por lo que se emplea la clara de huevo para clarificar los vinos; pues al coagularse arrastra mecánicamente las partículas en suspension que hubiere en el líquido.

La albúmina es incolora, inodora, más densa que el agua; al coagularse forma un cuerpo sólido, duro, blanco y opaco.

Con la cal forma la albúmina una pasta aglutinante muy dura, que se utiliza en los laboratorios para enmasillar y en las artes para unir los pedazos de mármol ó de porcelana.

597. **Fibrina animal.** — La fibrina es blanca, insípida, inodora, insoluble en el agua, el alcohol y el éter; aunque la ebullicion prolongada en el primero de estos líquidos la hace soluble en parte.

Se encuentra la fibrina en disolucion en la sangre y tambien en el tejido muscular, ó sea en la carne. La fibrina de esta se diferencia algo de la de la sangre, por lo que se llama *miosina* ó *museulina*. Esta sustancia, como todas las albuminoides, constituyen los alimentos más nutritivos, ó sean los cuerpos de más fácil asimilacion para el organismo animal.

Se obtiene la fibrina de la sangre agitando con una escobilla este líquido, antes que se coagule, á la que se adhieren los filamentos de fibrina impura. Se purifica despues lavándola con agua, alcohol y éter sucesivamente, hasta que resulte perfectamente incolora.

La fibrina se disuelve en las legías débilmente alcalinas, y en contacto con el aire se pudre fácilmente convirtiéndose en un líquido negruzco que contiene albúmina; formándose al mismo tiempo *leucina* y los ácidos *butírico* y *valérico*.

598. **Caseina animal.** — Se encuentra este principio especialmente en la leche, de la que forma parte, y se separa en

forma de coágulo por la acción de los ácidos débiles, ó simplemente dejando el líquido algun tiempo en contacto con el aire. La caseína es una sustancia blanca, inodora, insípida, insoluble en el alcohol y el éter, y débilmente soluble en el agua. Es también soluble en los álcalis, de los que se precipita por el tanino, los ácidos y el *guajo*, que se extrae del cuarto estómago de los rumiantes; debido á una especie de fermento llamado *pepsina* que también se halla en los jugos gástricos. Por la exposición al aire se descompone rápidamente y dá entre los productos de la descomposición *leucina* ó *aposepedina*, cuerpos considerados como un alcaloide, pues que se une á los hidrácidos.

La composición y propiedades químicas de la caseína son semejantes á las de la albúmina y la fibrina. La caseína forma la mayor parte de la materia que constituye el queso, cuya fabricación se verifica por la coagulación de la caseína de la leche; separación del *suero*, prensado, salazon y fermentación. Las variedades de esta sustancia alimenticia, dependen de los diversos procedimientos de fabricación y de la clase de leche que se emplea; pues puede ser la de vaca, de oveja ó de cabra.

599. **Gelatina** ($C^{12}H^{10}Az^2O^2$). — La gelatina es una sustancia que se obtiene de la piel, cartilagos, huesos, tendones, pezuñas, etc., de los animales, por medio de una transformación que sufren estos tejidos debida á la acción del agua á una temperatura elevada. Aunque materia rica en ázoe, no es alimenticia como las albuminoides y difiere de ellas en que no es soluble en el agua en frío. Es una sustancia transparente, incolora, inodora é insípida, que disuelta en agua hirviendo tiene en alto grado la facultad adhesiva, y se utiliza en las artes, más ó menos impura, con el nombre de *cola fuerte*, ó simplemente *cola*.

El agua fría no hace más que reblandecerla, pero en el agua hirviendo se disuelve bien y al enfriarse se solidifica en una masa movediza. Es insoluble en el alcohol y en el éter, el tanino y el cloruro de mercurio precipitan la gelatina de sus disoluciones, y el calor la descompone con olor fuerte á cuerno quemado.

Se prepara la gelatina haciendo digerir en agua en vasos cerrados (marmita de Papin) á una temperatura superior á 100°; piel, ligamentos, huesos, tendones, recortes de pieles de las guanterías, etc. El licor se filtra y se deja enfriar, vertiéndolo en moldes, donde forma placas sólidas por el enfriamiento. En láminas delgadas y más pura se llama *grenatina*.

La *cola de pescado* ó *ictiocola*, se extrae de la vegiga natato-

ria del esturion. Se le emplea para clarificar los vinos, cervezas y otras bebidas fermentadas.

La *condrina* es un principio gelatiniforme que se obtiene de los cartílagos de las costillas falsas; se diferencia de la gelatina en que precipita sus disoluciones acuosas con los ácidos y con gran número de disoluciones metálicas. Con el alumbre también da un precipitado grumoso abundante. Su composición química también difiere de la gelatina propiamente dicha, pues tiene por fórmula $C^{32}H^{26}Az^4O^{14}$.

600. Fenómenos de oxidación en el organismo animal.

—Las sustancias azoadas que acabamos de estudiar sumariamente y otras que forman los humores y tegidos de la economía animal, que nos es imposible ni siquiera indicar, unidas con otras elaboradas en el seno de los vegetales, sirven de alimentación al organismo animal, siendo asimiladas mediante á muy ligeras modificaciones en su composición; pues que solamente el organismo vegetal es susceptible de elaborar materias tan complejas como las protéicas, que constituyen la base de una alimentación plástica.

Pero una vez fijadas esas sustancias en los órganos animales, por medio de los fenómenos de la nutrición, no permanecen allí indefinidamente; antes, al contrario, constantemente son espulsadas al exterior y sustituidas por otras nuevas que incesantemente se están asimilando: á este fenómeno se llama *desasimilación*, y puede en general definirse por una oxidación permanente de todos los principios orgánicos producida por la respiración, no tan solo en los pulmones, como se dijo en algun tiempo, sino en todas las partes del organismo.

Así, el oxígeno, hidrógeno, carbono y ázoe que forman principalmente las materias orgánicas que sirven de alimentación á los animales, se eliminan constantemente del organismo, á saber: el carbono y oxígeno en su mayor parte por la respiración al estado de ácido carbónico; el hidrógeno al estado de agua, en el mismo acto fisiológico; y el ázoe por medio de la orina, al estado de úrea, al menos en el hombre, y en los animales superiores de la escala zoológica.

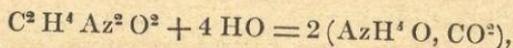
De esta *desasimilación* ó eliminación del ázoe resultan formados multitud de cuerpos, como el ácido *glicocólico* $C^{42}H^{43}AzO^{12}$, la *creatina* $C^8H^9Az^3O^4$, HO, la *creatinina* $C^8H^7Az^3O^2$ la *leucina* $C^{10}H^{13}AzO^4$, el *ácido hipúrico* $C^{13}H^9AzO^6$, el *ácido úrico* $C^{10}H^4Az^4O^6$, la *allantoína* $C^8H^6Az^4O^6$, etc.

Así, mientras que la sangre, que se suele llamar por los fisiólogos *carne líquida*, lleva en sí todos los principios asimilables; los gases de la espiración, el sudor, la orina sobre todo, y otros,

llevan los compuestos ya *desasimilados*; sin contar las sustancias esccrementicias que arrastran los residuos que no *llegaron á asimilarse*.

La sangre contiene *fibrina, albúmina, hemoglobina, grasas, sales alcalinas, leucina, colesteroína*; y cantidades muy pequeñas de *úrea, azúcar, creatina, creatinina, y materias minerales; agua, fosfatos, sulfatos y carbonatos alcalinos, cloruro de potasio, oxígeno, nitrógeno y ácido carbónico*; mientras que la orina contiene en gran cantidad, relativamente á la que lleva la sangre; *úrea, ácido úrico, ácido láctico, lactato de amoniaco, sulfatos alcalinos, etc.*

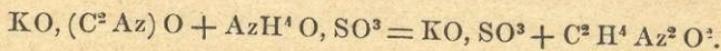
601. **Urea** ($C^2 H^4 Az^2 O^2$). — Como acabamos de decir, se encuentra este compuesto azoado en gran cantidad en las orinas de los mamíferos: un adulto puede producir en un día unos 35 gramos. Es un cuerpo incoloro, inodoro, cristaliza en prismas cuadrangulares de poca altura, es muy soluble en el alcohol y se combina con los ácidos para formar sales. Disuelta en el agua se transforma en carbonato de amoniaco:



por eso la orina abandonada á la accion del aire despide un olor muy pronunciado á amoniaco.

Se extrae la úrea de la orina, primero evaporándola á un calor suave, reduciéndola á un décimo de su volumen y vertiendo despues ácido nítrico. Se forma nitrato de úrea que se deposita en cristales pequeños. Recogidos estos cristales y disueltos nuevamente, se trata la disolucion por la barita que se combina con el ácido nítrico y deja libre la úrea.

Se obtiene artificialmente la úrea por la accion del sulfato de amoniaco sobre el cianato de potasa; se obtiene sulfato de potasa y úrea:



602. **Acido úrico** ($C^{10} H^4 Az^4 O^6$). — Se encuentra este ácido formado tambien en la orina de los mamíferos, en los esccrementos de las aves y en la orina de muchos reptiles. El *guano*, tan usado como abono en agricultura, está formado por los esccrementos de aves marinas y tiene grandes cantidades de urato de amoniaco.

El ácido úrico es blanco, sin color ni olor, cristaliza en laminillas, poco solubles en agua, y se combina con todas las bases para formar sales insolubles, excepcion hecha de los uratos alcalinos.

Se obtiene el ácido úrico del guano por una disolución de potasa, formándose así urato de potasa, filtrado el líquido y agregando ácido clorhídrico se produce cloruro de potasio que queda disuelto, precipitándose el ácido úrico.

Este ácido, tratado por el ácido nítrico forma un compuesto cristalino que se denomina *alloxana* $C^8H^4Az^2O^{10} + 8HO$. Por la acción del amoníaco se transforman la alloxana en una materia colorante rojo púrpura, llamada *ácido purpúrico* y también *murexida* $C^{12}H^6Az^5O^6$, que tiñe de hermosos colores rojos y púrpuras á la lana y la seda, sin mordiente, como los colores de anilina; pero también como estos, no corresponde su fijeza á su hermosura, pues por la acción de la luz ó del calor rápidamente se destiñen. Es poco soluble la murexida en el agua, insoluble en el alcohol y en el éter, y soluble en las aguas alcalinas.

CAPITULO II.

Fermentacion pútrida. Conservacion de las materias animales.

603. **Putrefaccion.** — Sabemos [172] que las sustancias organizadas al cesar la vida se descomponen, en apariencia espontáneamente, por la acción del oxígeno del aire, el agua, el calor, llegando en último extremo á los cuerpos químicos que las produjeron: ácido carbónico, agua, amoníaco, hidrógeno sulfurado ó fosforado, algunas veces ácido nítrico, etc. Estos efectos destructores de la materia orgánica, se aceleran por el desarrollo de numerosos gérmenes que se desarrollan á espensas de las materias muertas, gérmenes arrastrados por el viento ó depositados por los insectos.

En las sustancias vegetales la descomposición es más lenta; pero en las animales la putrefacción es rápida, sobre todo si son ricas en materias albuminóides. Para que estos fenómenos de descomposición se verifiquen, requiérense la acción del aire, del agua, y de una temperatura moderada, pues el frío extremo ó el calor excesivo impide el desarrollo de los gérmenes, que hacen oficio de fermento, é impiden la *fermentacion pútrida*. De igual manera, toda materia capaz de impedir el desarrollo de la vida, ó que no provee de medios de nutrición á los gérmenes, detiene la putrefacción, de aquí el uso de los tóxicos, antisépticos, y de los bálsamos ó resinas.

Los medios más usados para la conservacion de las materias animales son: 1.º La congelacion. 2.º La desecacion. 3.º La privacion de aire. 4.º El empleo de los antisépticos.

604. **Congelacion.**—A una temperatura inferior á 0º no se produce la fermentacion pútrida; en las costas del Oceano glacial ártico se han encontrado cadáveres intactos de animales, despues de siglos de estar en aquellos bancos de hielo. Así se conservan los jamones en Granada por la accion del hielo, y las carnes y el pescado no sufren alteracion rodeadas de hielo. Por mucho tiempo se surtió Madrid de pescado de las costas del Norte, traídos en caballerías y conservado por igual medio.

605. **Desecacion.**—Privando de agua á las materias orgánicas se impide la fermentacion pútrida y el desarrollo de gérmenes. Fundado en esta propiedad se prepara en América el *tasajo*, que es la carne cortada en láminas delgadas y expuestas al sol. Por igual razon se secan al sol, ó por medio de la estufa, muchos frutos y legumbres. La leche evaporada hasta sequedad y colocada en frascos bien cerrados, se conserva perfectamente por largo tiempo.

En cierto modo puede considerarse comprendido en este procedimiento el empleo de las sustancias deshidratantes como el alcohol, la azúcar y la sal marina, tan usadas para conserva de frutos, carnes y pescados; para estos principalmente se emplea la *salazon*. Cuando las sustancias no son alimenticias se usan tambien el sulfato de sosa ó los hiposulfitos.

606. **Privacion del aire.**—La privacion de aire es uno de los procedimientos más usados para la conservacion de las sustancias alimenticias. Uno de los medios consiste en introducir la materia que ha de ser conservada en un líquido que no sea el agua, contenido en un vaso de cristal, hojalata, barro, etc., que pueda cerrarse perfectamente. Este medio se ha perfeccionado, dejando en la tapadera un agujero pequeño y elevando la temperatura á más de 100º. Por la abertura se escapa el aire que es impelido por el vapor del líquido, y cuando ya sale este vapor se suelda el orificio. De este modo hay la seguridad que no quede aire y además el calor ha destruido los gérmenes que puedan haber, ó cuando menos los ha hecho infecundos.

607. **Empleo de los antisépticos.**—La costumbre de *ahumar* los jamones, chorizos, longanizas y otros embutidos, está fundada en la propiedad antiséptica de una sustancia volátil que arrastra el humo de la leña y que se denomina *creosota*; por lo que las carnes ahumadas tienen un sabor y un olor particular debido á las pequeñas porciones de dicho cuerpo que penetran en ellas.

Las sustancias antisépticas, siendo cuerpos más ó menos venenosos, se emplean con especialidad para la conservacion de cadáveres, piezas anatómicas, ú otros cuerpos que no han de servir de alimentos. Por regla general, los cuerpos preservadores se unen á los principios protéicos y los hacen incorruptibles. Se emplean como antisépticos más comunmente el cloruro de mercurio, sulfato de hierro, acetato, sulfato y cloruro de alúmina, ácido arsenioso, sulfato de zinc, creosota, betunes, materias resinosas, esencias y el tanino.

Se procede unas veces por inmersión del cuerpo en una disolución de la materia preservatriz, otras por inyección de esta al interior de los tejidos orgánicos.

608. **Curtido de las pieles.**—No es más que un caso particular de la conservacion de las sustancias orgánicas, y está fundado, en general, en la acción que ejerce el tanino sobre la albúmina y demás sustancias homólogas. Por medio del curtido, la piel se hace más flexible, menos permeable é incorruptible. El procedimiento consiste sumariamente:

1.º En lavar las pieles destinadas al curtido, en agua corriente hasta que les quite la sangre y demás sustancias extrañas que sean solubles.

2.º Dejarlas en maceración en grandes estanques con agua y cal, durante algunas semanas. De este modo la piel se hincha, su tejido se ablanda, perdiendo los pelos su adherencia, por lo que fácilmente se les quita con un cuchillo raspador de forma apropiada.

3.º En exponer la piel á la acción constante del tanino. Para ello, en el fondo de grandes fosas de mampostería, recubiertas de cal hidráulica, se extiende una capa de *casca*, (corteza de encina pulverizada muy rica en tanino) de algunos centímetros de espesor; sobre la que se coloca una cubierta de pieles ya preparadas, y encima otra de *casca*, y así alternativamente, cubriéndose todo con tablas cargadas con piedras para que hagan presión. Se echa agua después en la fosa, de manera que quede cubierta la última capa de la pila y se abandona la operación siete ú ocho meses; tiempo suficiente para que se verifique la combinación perfecta del tanino que contiene la materia curtiente con los compuestos albuminóides de las pieles.

4.º Sacadas de las fosas, secadas al aire y cepilladas, se las somete á la acción del martillo ó de fuertes presiones que le dan mayor consistencia, y, por último, á diversas operaciones mecánicas según cada clase y el uso á que se las destina.

Hay algunas pieles que no se curten con *casca*, sino con zumaque como las de cabra ó carnero, ó simplemente con aceites

como la de cabritilla, gamuza, y otras que se emplean para la confeccion de guantes.

Las pieles de buey y de búfalo se usan para la fabricacion de cueros resistentes, propios para las suelas del calzado; las de vaca, becerro, caballo, se utilizan para cueros blandos para el calzado, la talabartería, correajes; y las de cabra, carnero y cabritilla, se emplean en guantería, encuadernacion y tafilería.

609. **Embalsamamiento de cadáveres.**— Los egipcios conocieron perfectamente los procedimientos de conservacion de cadáveres, como lo acreditan sus *momias*, despues de tres ó cuatro mil años. Segun Herodoto el procedimiento más económico consistía en inyectar en los intestinos líquidos alcalinos, teniendo despues el cuerpo por espacio de setenta dias en una disolucion de *natron* (carbonato de sosa impuro). Despues se vaciaban los intestinos, se lavaba el cadáver y se le dejaba secar.

Para las personas ricas el embalsamamiento era más complicado. Despues de lavado con vino de palmera, limpio y vaciado el cadáver, se introducian en él polvos aromáticos y asfalto y se recubría con natron. Al cabo de setenta dias se lavaba nuevamente y se secaba, despues se le envolvía con fajas ó bandeletas impregnadas de resinas y bálsamos, encerrándolo en varias cajas de formas apropiadas.

Los descubrimientos de la química moderna proporcionan medios más rápidos de conservar los cadáveres, y con igual éxito. Generalmente se emplea la inyeccion de sales metálicas que impiden la putrefaccion; siendo el cloruro de zinc una de las más usadas.

Hasta el año de 1830 no se conocía más medio de utilizar las sustancias preservadoras, que disolverlas sumergiendo en este baño durante algunos meses las materias que habían de conservarse. Sobre lo largo del procedimiento, era muy embarazoso tratándose de piezas grandes, ó de cadáveres. Los doctores Tranchina, de Nápoles, y Gannal, de Paris, prestaron un gran servicio demostrando la facilidad y economía con que se llegaba al mismo resultado, haciendo penetrar en el interior del cuerpo el líquido conservado; evitando así tambien la mutilacion del cadáver por la extraccion de las vísceras.

El procedimiento consiste en inyectar el líquido en el sistema arterial por una de las carótidas, para lo que se usa la jeringa de inyeccion. De este modo llega la sustancia preservadora á todas las partes del cuerpo por el sistema de vasos capilares, y por imbibicion á aquellos puntos que se hayan escapado á la penetracion directa.

Segun acabamos de decir es el cloruro de zinc el que ofrece

más ventaja. Se usa en una disolucion que marque 40°, bastando cinco ó seis litros para un cadáver. Abandonado este al aire se deseca sin desprender olor y adquiere una dureza comparable al carton ó á la madera, sin que pierda su forma.

En algunas localidades las condiciones del suelo son suficientes para producir naturalmente la desecacion de los cadáveres sin descomposicion.

El osario de los franciscanos y el de los jacobinos en Toulousa, la iglesia subterránea en Dublin, poséen la propiedad de momificar los cadáveres.

Las grutas calcáreas tienen singularmente esta propiedad. En la montaña de San Pedro, cerca de Maestricht, de donde hace más de 1.500 años se extrae una piedra calcárea porosa y tierna, existen grandes galerías que ofrecen un laberinto de más de 24 kilometros de circunferencia. En 1831 dos ingleses visitando estos lugares encontraron en una de las galerías un cadáver, verdadera momia natural, que la sequedad del aire y la ausencia de insectos habían conservado perfectamente. La contraccion de los músculos, la posicion en que se encontraba y otras circunstancias, hacian suponer que algun viajero perdido en aquel dédalo espantoso, habia perecido de hambre. En atencion á su trage, que estaba intacto, se refirió la época de su muerte á la mitad del siglo XVIII.

APÉNDICE.

NOCIONES ACERCA DE LAS TEORIAS MODERNAS DE LA QUÍMICA. (1)

I.—Teoría atómica. Atomicidad y dinamicidad.

Teoría atomística.—En esta teoría se admiten como verdades hipotéticas:

- 1.º *La constitucion atómica de los cuerpos que ya conocemos.*
- 2.º *Que los átomos de cada especie de materia ó sea de cada cuerpo simple poseen un peso invariable.*
- 3.º *Que la combinacion de las distintas especies de materia resulta de la justaposicion de los átomos.*

Estas hipótesis nos explica la ley de los equivalentes, las de las proporciones múltiples y la de las proporciones definidas, que enunciamos al principio de esta obra [16, 17, 18 y 19].

Las leyes de los volúmenes de Gay-Lussac, se explican tambien con las hipótesis atómicas.

Peso atómico —Gay-Lussac estableció como ley que *todos los cuerpos gaseosos tienen el mismo coeficiente de dilatacion; Mariotte que los volúmenes de los gases están en razon inversa de las presiones á que se hallan sometidos; y de estas dos leyes dedujeron Ampere y Avogadro, que á igualdad de volumen, presion y temperatura, los cuerpos gaseosos contienen el mismo número de átomos.*

Por consiguiente, *las densidades de los gases representan (en tal hipótesis) los pesos relativos de los átomos:* y aquí tenemos el concepto de peso atomístico. De suerte que si tomamos como

(1) Nuestro propósito al escribir estas líneas, se reduce á llamar la atencion de los lectores hácia esta parte de la filosofía de la ciencia química. Los que quieran tener una idea más completa, pueden ver:

WURTZ.—*Leçons de philosophie chimique* 1864.

ID. —*Histoire des doctrines chimiques depuis Lavoisier jusqu'a nos jours.* 1868.

SOLER.—*Las teorías de la química.* 1874.

unidad la densidad del hidrógeno y comparamos las de otros cuerpos, estas densidades nos darán los pesos atómicos de dichos cuerpos.

De tal modo pueden hallarse los pesos atómicos de los cuerpos gaseosos; pero muchos no lo son, ni es posible volatilizarlos, por lo que sería imposible hallar su peso atómico fundado en dichas leyes; pero hemos visto [23] que Dulong y Petit establecieron como ley, comprobada por la experiencia, que *el calor específico de un cuerpo simple multiplicado por su peso atómico, es igual á un número constante*; ó lo que es igual, que el peso atómico de un cuerpo es inversamente proporcional á su calor específico. De esta suerte pudieron hallarse los pesos atómicos de los cuerpos simples que hemos indicados en el cuadro del párrafo 19 de esta obra.

El factor constante que resulta de multiplicar el peso atómico de un cuerpo por su calor específico, término medio es 6,39; número que se denomina calor *atómico*. Sin embargo, el carbono, boro y silicio hacen excepcion á esta regla.

Podemos observar en la citada tabla, que los pesos atómicos de los cuerpos simples son iguales á los equivalentes, ó dobles de estos. De modo, que es muy fácil pasar de una fórmula expresada en equivalentes á otra que lo esté por pesos atómicos, pues basta dividir por dos los pesos atómicos de aquellos cuerpos que en la tabla tengan un número doble al de su equivalente. Ejemplos:

	En equivalentes.	En pesos atómicos.
<i>Alcohol vínico</i> ..	$C^4 H^6 O^2$	$C^2 H^6 O$
<i>Eter sulfúrico</i> ..	$C^4 H^5 O$	$(C^2 H^5)^2 O$
<i>Almidon</i>	$C^{12} H^{10} O^{10}$	$C^6 H^{10} O^5$
<i>Acido acético</i> ...	$C^4 H^4 O^4$	$C^2 H^4 O^2$
<i>Glicerina</i>	$C^6 H^8 O^6$	$C^3 H^8 O^3$

en las que hemos dividido por dos los equivalentes del carbono y del oxígeno para pasar á las fórmulas atómicas, duplicando la molécula del éter para que el oxígeno no resulte con exponente fraccionario.

En muchas obras de química, los símbolos de los cuerpos simples cuyos pesos atómicos son dobles que sus equivalentes, se indican con una raya colocada en su tercio inferior.

Atomo, molécula y peso molecular. — Además del concepto de átomo que hemos definido, los químicos han considerado *la molécula, que es la menor porcion de un cuerpo compuesto*

á que se puede llegar al estado de libertad. La molécula puede ser compuesta ó simple, segun que el cuerpo sea compuesto ó elemental; en este último caso se considera la molécula compuesta de dos átomos; así, por ejemplo: una molécula de agua está compuesta de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (por ser el agua un compuesto de dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno), y una molécula de hidrógeno está compuesta de dos átomos de hidrógeno.

En general los químicos refieren las moléculas de todos los cuerpos compuestos gaseosos á dos volúmenes, y en tal concepto admiten la ley de Avogadro, esto es, que á igualdad de volumen, presión y temperatura, los cuerpos gaseosos contienen el mismo número de moléculas.

En tal hipótesis, el peso molecular de un compuesto es igual á la suma de los pesos atómicos de los simples que lo forman. Ejemplos:

	Pesos atómicos.	Pesos molecular.
<i>Hidrógeno</i>	1	2
<i>Acido clorhídrico</i>	1 y 35,5	36,5
<i>Cloro</i>	35,5	71
<i>Nitrógeno</i>	14	28
<i>Amoniaco</i>	14 y 3	17

Es conveniente notar que los *equivalentes* y los *pesos atómicos*, independientemente de toda hipótesis, resultan de los pesos dados por la experiencia; y unos y otros satisfacen á las leyes numéricas de las combinaciones, demostradas por la balanza; así todos los cuerpos gaseosos simples á los que se atribuye la *unidad* como equivalente en volumen tiene un peso atómico doble del equivalente; pero en todos los cuerpos que se consideran sus volúmenes iguales á *dos unidades*, el equivalente y el peso atómico son iguales, como puede verse en la tabla correspondiente.

Atomicidad y dinamicidad.—A parte de los pesos atómicos, se ha considerado que los átomos no tienen igual fuerza de afinidad; de manera que no todos se neutralizan con igual número de átomos de otro elemento; lo que se llama *distinta capacidad de saturacion*, ó con más propiedad *distinta dinamicidad*; pues que se refiere á distintas fuerzas moleculares específicas.

Tomando el hidrógeno como tipo, han observado que hay cuerpos como el cloro, bromo, etc., que se combinan con el hidrógeno átomo á átomo, quedando así saturados; otros que necesitan dos átomos de hidrógeno para uno del cuerpo; tales son

el oxígeno, azufre selenio, si han de quedar saturados; otros se unen con tres átomos de hidrógeno para uno y así sucesivamente.

El hidrógeno y todos los cuerpos que átomo á átomo se combinan con él para dar un *compuesto saturado*, esto es, que no sea posible contenga mayor número de átomos de hidrógeno para uno del cuerpo, se llamaron *monoatómicos*, y actualmente *monodinámicos*; los que necesitan dos átomos de hidrógeno ó de un cuerpo monodinámico para saturarse, se denominan *biatómicos* ó *bidinámicos*, y así sucesivamente *triatómicos* ó *tridinámicos*, *tetratómicos* ó *tetradinámicos*, *pentaatómicos* ó *pentadinámicos*, *exaatómicos* ó *exadinámicos*; y nada más, pues no se conoce ningun cuerpo que necesite más de seis átomos de otro para saturar un átomo suyo; ó lo que es igual, no se conoce ninguna combinacion en que entren más de seis átomos de hidrógeno ú de otro cuerpo monoatómico para un átomo del otro componente.

Aunque hemos indicado como sinónimas las frases monoatómico, biatómico, etc., con monodinámico, didinámico, etc.; no lo son en verdad: las primeras solo significan cantidades de materia, las segundas además suponen fuerzas.

Los químicos marcan la dinamicidad del átomo por medio de espíritus hasta llegar á tres, y por números romanos cuando pasan de tres:

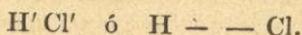
H'.	S''.	N'''.	CIV.
Monodinámico.	Didinámico.	Tridinámico.	Tetradinámico.
	PhV.	AlVI.	
	Pentadinámico.	Exadinámico.	

Estos símbolos son debidos á Odling; pero Kekulé ha propuesto representar la dinamicidad por barras, del siguiente modo:

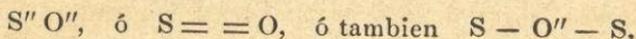
Monodinámico.....	—		
Didinámico.....	—	—	Pentadinámico.....
Tridinámico.....	—	—	—
Tetradinámico.....	—	—	—
	—	—	Exadinámico.....
	—	—	—
	—	—	—

Ahora, al combinarse dos cuerpos monoatómicos átomo á áto-

mo, quedan completamente saturados; por ejemplo, en el ácido clorhídrico compuesto de hidrógeno y cloro, ambos monoatómicos. Esta combinación se formula de estos dos modos:



Si se combina un cuerpo didinámico con otro didinámico átomo á átomo, también queda el compuesto saturado (esto es, gastada totalmente sus dinamicidades, ó digamos en equilibrio); por ejemplo, el ácido sulfuroso que se formula en esta teoría



y así sucesivamente; pero si un cuerpo tiene más dinamicidad que otro, y se combinan átomo á átomo, le quedará libre al dinamicidad mayor la diferencia entre ambas.

Son monodinámicos, el hidrógeno, cloro, bromo, iodo, fluor, potasio, sodio, litio, cesio, rubidio y plata; didinámicos, el oxígeno, azufre, selenio, telurio, bario, estroncio, calcio, manganeso, zinc, plomo, cadmio, iridio; tridinámicos el nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto y boro; tetradinámicos, el carbono, silicio, titanio, zirconio, estaño, tántalo, tungsteno y osmio; pentadinámicos, el nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto; exadinámicos el aluminio, talio y níquel.

Como puede observarse, algunos cuerpos tienen distinta dinamicidad ó *cuantivalencia*. Así vemos que el fósforo obra unas veces como didinámico y otras como pentadinámico. Los químicos han convenido en este caso en darles á los cuerpos dos nombres, uno terminado en *osum* y otro en *icum*; así, *fosforosum* y *fosforicum*, *chromosum* y *chromicum*, etc., indican al fósforo y cromo en su menor y mayor estado de dinamicidad.

Radicales.—Se da el nombre de *radical* ó *residuo* á todo átomo ó grupo de átomos *que pasa de un compuesto á otro por doble descomposición*. Es claro, que con la teoría de la dinamicidad, que tan ligeramente vamos exponiendo, si un átomo ó grupo de átomos pasa de un cuerpo á otro, será porque no está saturado; pues saturarse en esta teoría es estar equilibradas las fuerzas de combinación, las atomicidades, en cuyo caso el átomo ó grupo de átomos sería inerte y no podría, por tanto, combinarse.

Los radicales pueden ser simples ó compuestos, según que estén formados de un cuerpo simple ó compuesto; es decir, son radicales simples los átomos de los cuerpos simples, y radicales

compuestos los grupos de átomos que pasan de un cuerpo á otro por doble descomposicion.

La dinamicidad de los radicales simples ya hemos indicado cómo se ha determinado; las dinamicidades de los radicales compuestos, se miden observando con cuantos átomos de un cuerpo de dinamicidad conocida se combina para llegar al estado de saturacion; ó con qué otros radicales de dinamicidad conocida se cambia, por sustitucion equivalente.

II.—Teoría unitaria.

Nocion general. — Las fórmulas que hemos empleado en esta obra se llaman *dualísticas* y la nomenclatura se deriva de este concepto ó teoría, que á su vez se apoya en la teoría electro química: todo lo que sumariamente hemos expresado al principio de este libro, al hablar de las leyes de las combinaciones y de la nomenclatura y notacion química.

La teoría dualística está basada en los siguientes principios, que rigen, al parecer, la combinacion de los cuerpos:

1.º *Los cuerpos simples se combinan con los cuerpos simples.*

2.º *Los binarios con los binarios* (esto es, ácidos con bases, ácidos con agua, ó bases con agua, cloruros con cloruros, sulfuros con sulfuros, etc.), de modo que *tengan un elemento comun, resultando así los compuestos ternarios.*

3.º *Los compuestos ternarios se combinan entre sí* (sales dobles) *para formar los cuaternarios*; pues que han de tener dos elementos comunes.

Así se consideran en la fórmula del compuesto *persistentes* los dos cuerpos que han sido sus factores. De aquí el nombre de fórmulas dualísticas; teoría dualística.

En todo rigor, nadie sabe cómo están combinados los elementos en los cuerpos compuestos; pero esta teoría ha servido para la formulacion, siendo aceptada por gran número de químicos; pues facilita la expresion de las reacciones.

En oposicion á la teoría dualística está la *unitaria*. Nada de dualismo, nada de fórmulas bilaterales, todo seguido, todo único, todo homogéneo, *todo se hace por sustitucion.*

Veamos los fundamentos. Gerhardt admitió *que las fórmulas de todos los compuestos deben siempre referirse á dos volúmenes*, se entiende en la teoría atómica; en la que antes se habian referido muchos compuestos á cuatro volúmenes y eran como sigue:

Acido nítrico..	$N_2 O_5, H_2 O$	para cuatro volúmenes.
„ clórico..	$Cl_2 O_5, H_2 O$	„ „
Nitratos	$N_2 O_5, M_2 O$	„ „
Cloratos	$Cl_2 O_5, M_2 O$	„ „
.....		

para reducirlas á dos volúmenes, conforme á la proposicion de Gerhardt, habrá que dividir por dos todos los átomos, resultando de esta division:

Acido nítrico..	$NO_3 H$	para dos volúmenes.
„ clórico..	$Cl O_3 H$	„ „
Nitratos	$NO_3 M$	„ „
Cloratos	$Cl O_3 M$	„ „
.....		

en cuyas fórmulas no habiendo más que un átomo de hidrógeno no puede suponerse que hay agua; pues en la teoría atómica está formada de dos átomos de hidrógeno, (esto por lo que hace á los ácidos), y en las sales ya no vemos ni base, ni ácido, *sino un átomo del cuerpo cualquiera M que ha sustituido al hidrógeno en las fórmulas de los ácidos.*

La verdad, no nos parece este argumento muy fuerte; por que todo él estriba *en que Gerhardt ha considerado referido á dos volúmenes las fórmulas de los compuestos; y esto ciertamente es una hipótesis, como otro cualquiera.*

Homogeneidad de las fórmulas.—Pero en fin, ya establecida esta base, todas las fórmulas son *homogéneas y pueden conmutarse por medio de sustituciones:* no hay diferencia alguna entre ácido, base, ni sal; todo eso, segun esta teoría, es puramente convencional. Por ejemplo:

$NO_3 H$	$NO_3 K$	HOK
Acido nítrico.	Nitrato potásico.	Hidrato potásico.
$ClOH$	$ClOCa$	$HOCa$
Acido hipocloroso.	Hipoclorito de calcio.	Hidrato de calcio.

En estas fórmulas se ve que el ácido nítrico se convierte en nitrato de potasa por sustitucion de K en vez de H; y que el ácido hipocloroso se convierte en hipoclorito de calcio por la sustitucion de Ca en vez de H; y en hidrato de cal por la sustitucion de H en vez de Cl en el hipoclorito. De modo que, para concluir: todas las fórmulas salen aquí por sustituciones, y son puramente empíricas ó, si se quiere, brutas; pues no se dice nada

de cómo se hallan agrupados los átomos componentes en el cuerpo compuesto.

III.—Teoría de los tipos químicos.

Nocion general.—Estudiando la manera de descomponerse los cuerpos, ó sean los productos resultantes de estas descomposiciones, han hallado los químicos ciertas analogías; de suerte que uniendo á un cuerpo fijo llamado *tipo*, las distintas agrupaciones que resultan de dichas descomposiciones, se reconstituyen muchos cuerpos diferentes.

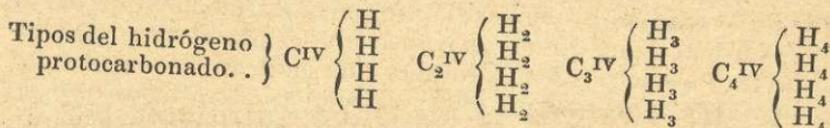
Los químicos admiten en el día cinco tipos distintos, que son:

El hidrógeno	HH, ó	$\text{H}-\text{H}$ ó	$\left\{ \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right.$	
El ácido clorhídrico	H Cl, ó	$\text{H}-\text{Cl}$ ó	$\left\{ \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{Cl} \end{array} \right.$	
El agua	H_2O , ó	$\text{H}-\text{O}''-\text{H}$ ó	O''	$\left\{ \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right.$	
El amoniaco	N H_3 , ó	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{N}'''-\text{H} \end{array}$	ó	N'''	$\left\{ \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right.$
Hidrógeno protocarbonado C H_4 , ó	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}^{\text{IV}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	ó	C^{IV}	$\left\{ \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \\ \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right.$	

Los dos primeros tipos, algunos autores los refieren á uno solo.

Tipos condensados.—Además de estos tipos simples, se admiten los *tipos condensados*, que son los anteriores multiplicadas las moléculas, á saber:

Tipos del hidrógeno	HH, H_2H_2 , H_3H_3 , H_4H_4 &c.
,, del ácido clorhídrico	H Cl, H_2Cl_2 , H_3Cl_3 , H_4Cl_4 ,,
,, del agua	$\text{O}'' \left\{ \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right.$ $\text{O}_2'' \left\{ \begin{array}{l} \text{H}_2 \\ \text{H}_2 \end{array} \right.$ $\text{O}_3'' \left\{ \begin{array}{l} \text{H}_3 \\ \text{H}_3 \end{array} \right.$ $\text{O}_4'' \left\{ \begin{array}{l} \text{H}_4 \\ \text{H}_4 \end{array} \right.$
,, del amoniaco .	$\text{N}''' \left\{ \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right.$ $\text{N}_2''' \left\{ \begin{array}{l} \text{H}_2 \\ \text{H}_2 \\ \text{H}_2 \end{array} \right.$ $\text{N}_3''' \left\{ \begin{array}{l} \text{H}_3 \\ \text{H}_3 \\ \text{H}_3 \end{array} \right.$ $\text{N}_4''' \left\{ \begin{array}{l} \text{H}_4 \\ \text{H}_4 \\ \text{H}_4 \end{array} \right.$



Tipos accesorios.—Los tipos que acabamos de indicar se llaman principales; de cada uno de ellos derivan otros que se denominan accesorios, siempre que sustituyamos al elemento que está combinado con el hidrógeno, un cuerpo de igual atomicidad ó dinamicidad. De esta manera, del tipo hidrógeno derivan los ácidos clorhídrico, bromhídrico, iodhídrico y fluorhídrico, por sustitucion de uno de los átomos de hidrógeno por el cloro, el bromo y fluor. Del tipo agua derivan los óxidos, sulfuros, seleniuros y bromuros. Del tipo ácido clorhídrico, los cloruros, bromuros, ioduros fluoruros; del amoniaco, las amidas y alcaloides artificiales; y del hidrógeno protocarbonado, los éteres.

En el párrafo 300 de este libro hemos dado una idea de estas derivaciones ó sustituciones, en las que hay que tener además presente, que no solo se sustituye un cuerpo simple á otro simple, sino es que un radical simple puede ser sustituido por un radical compuesto que tenga igual dinamicidad, cuantivalencia ó atomicidad; cuyas tres palabras aunque suelen usarse como sinónimas, en rigor no lo son, segun tenemos ya indicado.

Tipos mistos.—Para poder formular todos los cuerpos dentro de esta teoría, admiten además los químicos los *tipos mistos* que resultan de la combinacion de dos cuerpos pertenecientes á tipos distintos; de tal manera es siempre posible *encasillar la fórmula de un cuerpo simple ó compuesto* en los tipos primitivos, ó en estos mismos condensados, ó en los accesorios, y, por último, en los tipos mistos.

IV.—Teoría de las series químicas.

Nocion general.—Prescindiendo de toda teoría y no atendiendo más que al agrupamiento molecular; hay químicos que formulan los cuerpos por los resultados del análisis; esto es atendiendo á los componentes que los constituyen y á las cantidades en peso de estos componentes, expresados por la relacion entre el número de átomos de cada uno, segun su peso atomístico. A estas fórmulas se llaman *empíricas*, esto es, experimentales; aun-

que no lo sean de un modo absoluto, pues al cabo hay que partir de las hipótesis en que se apoyan los pesos atomísticos. Representados los cuerpos por fórmulas que indican sus elementos componentes y la relacion entre el número de átomos que de cada elemento entra en cada agrupacion; aquellos se pueden dividir en binarios ternarios, etc., segun el número de elementos diferentes que constituyen el compuesto.

Series homólogas y heterólogas.—Los grupos de cuerpos cuyas fórmulas no difieren más que en la sustitucion de un cuerpo por otro, teniendo el mismo agrupamiento molecular, forman una *serie homóloga*; pero los cuerpos que difieren en el agrupamiento molecular y en algunos cuerpos, constituyen una *serie heteróloga*. En el cuadro que sigue forman serie homóloga los cuerpos situados en línea horizontal, y serie heteróloga los que están en columna vertical; estas fórmulas son atómicas y referidas á dos volúmenes:

1. ^a	HCl	HBr	HI	HFl.
2. ^a	HClO	HBrO	HIO	„
3. ^a	HClO ₂	„	HIO ₂	„
4. ^a	HClO ₃	HBrO ₃	„	„
5. ^a	HClO ₄	HBrO ₄	HIO ₄	„

La primera línea horizontal la forman los ácidos clorhídrico, bromhídrico, iodhídrico y fluorhídrico; por la adición sucesiva de un átomo de oxígeno se van formando las otras series homólogas que están formadas por el orden siguiente; ácidos hipocloroso, hipobromoso hipoiodoso: ácidos cloroso y iodoso: ácidos clórico y brómico: ácidos perclórico, perbrómico y periódico.

V.—Termoquímica. (1)

Nocion general.—Sabemos por la física que el calor es una forma particular de movimiento: esto es, una fuerza que produce trabajo mecánico ya en el exterior ya en el interior. El estudio del calor como fuerza, constituye la *termo-dinámica*, cuya base es la equivalencia entre la unidad de trabajo y la unidad de calor (kilográmetro y caloría).

(1) Remitimos al lector á la magnífica obra de M. Berthelot (*Essai de Mécanique chimique fondée sur le thermo-chimique*—Paris 1879, 2 vol.) fruto de veinte años de trabajos esperimentales notabilísimos, como todos los de este eminente autor.

La termo-dinámica aplicada al estudio de las combinaciones químicas constituye la *termo-química*; que es la ciencia que estudia los fenómenos caloríficos que se refieren á las reacciones químicas y las leyes que los rigen; fenómenos caloríficos *que siempre acompañan á las reacciones*; pues sabemos que ellos son coexistente con la reaccion misma.

La produccion del calor en estos fenómenos químicos, se admite en el dia que es debida á la precipitacion de unos átomos sobre otros en el acto de la combinacion, con velocidades extraordinarias; á la manera que el choque de las masas sensibles (por ejemplo un martillo sobre un yunque) convierte una parte del trabajo mecánico en calor. Estos movimientos de las masas atómicas ó de las masas moleculares deben ser de muchas especies, á saber: de traslacion, rotacion, vibracion; dando origen el conflicto ó choque á muy complicados movimientos resultantes, hasta que todo quede en un nuevo estado de equilibrio molecular; equilibrio que no es el reposo absoluto, si no mas bien un movimiento regularizado é infinitamente pequeño entre todos los átomos y moléculas.

Aceptado este principio es claro que la cantidad de calor que se desarrolla ha de ser tanto mayor cuanto mayores las *energías de combinacion* (afinidades); y que esta podrían medirse, si de una manera exacta se midieran las cantidades de calor.

La ley de Dulong y Petit ya enunciada en la teoría atomática es de suma importancia y, en cierto modo, es fundamental de otras muchas; esta ley puede enunciarse de este modo: *los átomos de todos los cuerpos simples exigen la misma cantidad de calor (calor atómico) para adquirir una misma temperatura; ó lo que es igual no hay diferentes calores específicos, todos los átomos tienen el mismo calor específico.*

Esta ley es de tal importancia que significa dos cosas: *la unidad de la materia* y *la equivalencia entre el calor y el trabajo*; pues nos dice que para producir un mismo efecto mecánico (un trabajo) se necesita siempre igual cantidad de calor.

Ley de Regnault.—La ley de Dulong y Petit se refiere á los cuerpos simples. Regnault la generalizó en los siguientes términos: *en los cuerpos de igual constitucion atómica y de constitucion química semejante (fórmulas similares ó semejantes) los calores específicos están en razon inversa de sus pesos moleculares; ó sea que los calores específicos para la unidad de pesos son iguales.* Ley homóloga con la de Dulong y Petit.

En efecto, en los nitratos de potasa, sosa y plata, el producto de sus calores específicos por sus pesos moleculares dan el producto aproximado 24; los de los sulfatos de barita estronciana,

plomo, cal y magnesia 26,5; los de los cloruros de calcio, bario, estroncio, magnesio, plomo zinc, estaño y manganeso 18; el de los sulfuros de hierro, níquel, cobalto, zinc, plomo, mercurio, estaño y cobre 12, y así los demás.

Calor molecular de un cuerpo compuesto.—*El calor molecular de un cuerpo compuesto es igual á la suma de los calores atómicos de sus elementos.* Siendo el calor atómico de todos los cuerpos simples 6,4, según sabemos; esta ley quiere decir que dividiendo el calor atómico de un cuerpo compuesto por el número de átomos nos debe dar por cociente 6,4; ó que multiplicando este número por el de átomos que tenga el compuesto, el producto será el calor molecular del cuerpo. Sin embargo, esta ley no se verifica de una manera exacta para todos los compuestos, tal vez por errores de apreciación en las esperiencias comprobatorias.

A continuación ponemos algunos ejemplos de cuerpos que están formulados en la teoría atómica y referidos á sus volúmenes.

<i>Cuerpos.</i>	<i>Calor molecular según la ley.</i>	<i>Calor molecular conforme á la experiencia.</i>
Na Cl	$2 \times 6,4 = 12,8$	12,52
K Cl	$2 \times 6,4 = 12,8$	12,88
Ca Cl ₂	$3 \times 6,4 = 19,2$	18,23
Pb Cl ₂	$3 \times 6,4 = 19,2$	18,46
Ag ₂ S	$3 \times 6,4 = 19,2$	18,48
Sb ₂ S ₃	$5 \times 6,4 = 32,0$	28,23

Vemos que en estos cuerpos se verifica la ley; no así en otros muchos casos, que hacen excepción á esta que no sabemos si puede con tal condición llamarse ley.

Principio de los trabajos moleculares. — *La cantidad de calor desprendida en una reacción cualquiera, es equivalente á la suma de trabajos físicos y químicos efectuados en esta reacción.* Por tal principio pueden medirse las afinidades químicas, que como dejamos dicho son, en este concepto, las fuerzas con que los átomos se precipitan unos sobre otros para combinarse.

Principio del estado inicial y del estado final. — *Si un sistema de cuerpos sufre cambios físicos ó químicos sin dar lugar á ningún efecto mecánico exterior al sistema, la cantidad de calor que desprende ó absorbe por estos cambios, depende únicamente del estado inicial y del estado final del sistema; siendo independiente de los estados ó cambios intermedios que puedan verificarse.* Este

principio de equivalencia calorífica en las transformaciones químicas, viene á ser respecto al calor, lo que la permanencia de la materia es respecto al peso; pues así como la suma de los pesos de los cuerpos que actúan en una reacción es igual á la suma de los que se producen en ella, el calor desprendido en una reacción química queda constante.

Principio del trabajo máximo.—*Todo cambio químico que se efectúa sin la intervención de ninguna energía extraña (calor, luz, electricidad etc.) tiende á la formación del cuerpo ó cuerpos que desprendan más cantidad de calor.* Así, por ejemplo, el hidrógeno se combina con el cloro, el bromo y el iodo; pero la cantidad de calor que en la reacción desprende el cloro, es mayor que la que produce el bromo, y este mayor que la correspondiente al iodo. El cloro pues sustituye ó desaloja al bromo y al iodo. Por igual razón el cloro descompone á muchos óxidos. De modo, que toda reacción que sin intervenir una fuerza extraña, puede desprender calor, *se verifica necesariamente*; pues este es una consecuencia del principio que acabamos de enunciar (Combinación del potasio y del sodio con el oxígeno del agua, de los ácidos con las bases de los carbonatos, de muchos ácidos con muchas bases etc.) Estos fenómenos constituyen las

Combinaciones exotérmicas.—Son aquellas que se verifican sin el concurso de una energía extraña, produciendo calor exterior (esto es, exotérmico); pues que los componentes efectúan un trabajo, ó sea perdiendo energía, que pasa al cuerpo ó cuerpos compuestos. Por eso para reproducir los cuerpos primitivos hay que restituir al sistema la cantidad de calor desprendida (esto es, la energía gastada); *siendo rigurosamente iguales las cantidades de calor que se produjeron al formarse los cuerpos nuevos á las que hay que suministrar á estos para que resulten los componentes.*

De manera que si el cloro al combinarse con el hidrógeno produce 22.000 calorías (para formar un kilogramo de ácido clorhídrico); la energía que representan esas 22.000 calorías son necesarias para descomponer igual cantidad de ácido clorhídrico.

Combinaciones endotérmicas.—Como lo indica su nombre son las que absorben calor; esto es, gasto de trabajo ó energía para que puedan verificarse: son las ménos numerosas: tales son las combinaciones del oxígeno y del cloro con el ázoe, las del oxígeno con el cloro etc. En estos compuestos existen cantidades de calor latente ó energías potenciales, que se ponen en acción cuando el compuesto se descompone. Muchos de estos compuestos *son explosivos*; es decir, que al descomponerse se hace efectiva la energía potencial que encerraban.

Bajo tales puntos de vista consideradas las combinaciones y las afinidades, entran estos fenómenos en la categoría de hechos mecánicos regidos por las mismas leyes aplicables á las masas sensibles; si bien su apreciacion se hace más difícil y compleja, tratándose de masas, distancias, movimientos y trayectorias tan variadas y de dimensiones infinitamente pequeñas.

La termoquímica y la mecánica molecular son las que pueden dar á la química un carácter propiamente matemático ó científico, elevando estos conocimientos á la categoría de ciencia ya construida sobre sólidas bases.

INDICE. *

PRÓLOGO:

Cuadro sintético de la química mineral.

SECCION PRIMERA.

METALOIDES Y SUS PRINCIPALES APLICACIONES.

LIBRO I.

GENERALIDADES.

					Páginas.
Capítulo	I	Nociones preliminares.	.	.	1
—	II	Cohesion y sus efectos.	.	.	4
—	III	Afinidad y sus leyes	.	.	8
—	IV	Nomenclatura química.	.	.	15
—	V	Notacion y fórmulas químicas	.	.	21

LIBRO II.

PRIMER GRUPO DE METALOIDES: OXIGENO, HIDRÓGENO,
ÁZOE Y CARBONO.

Capítulo	I	Preliminares.	.	.	25
—	II	Oxígeno, ozono, combustion	.	.	26
—	III	Hidrógeno, agua, bióxido de hidrógeno	.	.	34
—	IV	Azoe, aire atmosférico.	.	.	49
—	V	Compuestos oxigenados del ázoe.	.	.	56
—	VI	Amoniaco y amonio	.	.	65
—	VII	Carbono y carbones	.	.	70
—	VIII	Acido carbónico y óxido de carbono	.	.	76
—	IX	Carburos de hidrógeno. Gas de alumbrado. Combustion y llama.	.	.	81

* Véase el *Programa* que se publica aparte en el que se insertan los títulos de todos los párrafos.

LIBRO III.

SEGUNDO GRUPO DE LOS METALOIDES. AZUFRE. FÓSFORO.
ARSÉNICO. SELENIO Y TELURO.

		Páginas.
Capítulo	I Azufre	90
—	II Acido sulfuroso. Acido sulfúrico	94
—	III Acido sulfhídrico	103
—	IV Sulfuro de carbono	105
—	V Fósforo	107
—	VI Compuestos oxigenados del fósforo	110
—	VII Compuestos hidrogenados del fósforo	113
—	VIII Arsénico. Acido arsenioso. Acido arsénico. Hidrógeno arsenical. Selenio. Teluro	114

LIBRO IV.

TERCER GRUPO DE LOS METALOIDES. CLORO, BROMO,
IODO Y FLUOR.

Capítulo	I Cloro y sus compuestos oxigenados	120
—	II Acido clorhídrico. Agua régia	125
—	III Iodo. Bromo. Fluor	127
—	IV Cianógeno. Acido cianhídrico	131

LIBRO V.

CUARTO GRUPO DE LOS METALOIDES. BORO Y SILICIO.

Capítulo	I Boro. Acido bórico	135
—	II Silicio. Acido silícico	137

LIBRO VI.

Observaciones relativas á los metaloides y sus combinaciones.	139
--	-----

SECCION SEGUNDA.

METALES Y SUS PRINCIPALES COMBINACIONES.

LIBRO I.

GENERALIDADES SOBRE LOS METALES Y SUS COMBINACIONES.

		Páginas.
Capítulo	I	Propiedades y clasificacion de los metales 141
—	II	Accion del oxígeno sobre los metales. Oxidos metálicos 150
—	III	Accion del azufre y del cloro sobre los metales. Sulfuros y cloruros metálicos 153
—	IV	Generalidades sobre las sales metálicas. 157
—	V	Leyes de Berthollet. Preparacion de las sales. 162

LIBRO II.

METALES MAS IMPORTANTES DE LA PRIMERA SECCION.

Capítulo	I	Potasio y sus principales combinaciones 168
—	II	Sódio y sus principales compuestos 175
—	III	Sales amoniacaes
—	IV	Litio. Cesio. Rubidio. Talio. Bario. Estroncio 186
—	V	Calcio y sus principales compuestos 189

LIBRO III.

METALES DE LA SEGUNDA SECCION.

Capítulo	I	Magnesio y sus principales combinaciones 195
—	II	Manganeso y sus principales combinaciones 196
—	III	Aluminio y sus principales combinaciones 198
—	IV	Nociones acerca de la fabricacion de los vidrios y cristales. 204
—	V	Idea general acerca de la fabricacion de objetos cerámicos 210

LIBRO IV.

METALES DE LA TERCERA SECCION Y SUS PRINCIPALES
COMBINACIONES.

		Páginas.
Capítulo	I Hierro y sus compuestos más usuales . . .	215
—	II Zinc y sus principales combinaciones . . .	230
—	III Niquel y sus compuestos más usuales . . .	234
—	IV Cobalto, cromo y sus principales combina- ciones.	236
—	V Cadmio y sus principales combinaciones. Me- tales raros pertenecientes á la seccion ter- cera	239

LIBRO V.

METALES DE LA CUARTA Y QUINTA SECCION Y SUS
COMPUESTOS MAS USUALES.

Capítulo	I Estaño y sus principales combinaciones . . .	242
—	II Antimonio y sus combinaciones más impor- tantes. Metales raros pertenecientes á la cuarta seccion	245
—	III Cobre y sus compuestos más usuales . . .	249
—	IV Plomo y sus combinaciones más interesantes.	254
—	V Bismuto y sus compuestos más usados. . .	260

LIBRO VI.

METALES DE LA SESTA SECCION Y SUS PRINCIPALES
COMPUESTOS.

Capítulo	I Mercurio y sus combinaciones más usuales . . .	262
—	II Plata y sus principales combinaciones . . .	269
—	III Oro y sus combinaciones más importantes . . .	275
—	IV Platino y sus compuestos más usados . . .	280

APÉNDICE DE LA QUÍMICA MINERAL.

Ligera nocion de análisis química cualita- tiva	284
--	-----

Caracteres principales por medio de los que pueden reconocerse el género y la especie de una sal (Pliego cromotipolitográfico).	288
---	-----

NOCIONES DE QUÍMICA ORGÁNICA.

Cuadro sintético de la química orgánica	290
---	-----

LIBRO I.

GENERALIDADES SOBRE LAS SUSTANCIAS ORGÁNICAS. ANÁLISIS INMEDIATO Y ELEMENTAL.

Capítulo I	Nociones generales acerca de los cuerpos químico-vegetales y químico-animales.	291
— II	Análisis inmediato y análisis elemental	294

LIBRO II.

ACIDOS ORGÁNICOS Y SUS APLICACIONES.

Capítulo I	Generalidades sobre los ácidos orgánicos	300
— II	Acidos oxálico, acético, fórmico y tártrico	303
— III	Acidos cítrico, málico, tánico, gálico y pirogálico	308

LIBRO III.

ÁLCALIS ORGÁNICOS Y SUS APLICACIONES.

Capítulo I	Generalidades sobre los álcalis orgánicos	311
— II	Alcaloides del opio y de la quinina	315

LIBRO IV.

MATERIAS VEGETALES NEUTRAS MAS IMPORTANTES.

Capítulo I	Celulosa. Materia amilácea. Dextrina.	318
— II	Gomas, harinas, gluten, panificación	325

LIBRO V.

MATERIAS AZUCARADAS.

		<u>Páginas.</u>
Capítulo	I	Azúcar de caña. Glucosa. Azúcar de frutas.
—	—	Azúcar de leche 329
—	II	Fermentacion alcohólica. Bebidas fermentadas 335

LIBRO VI.

ALCOHOLES Y ÉTERES.

Capítulo	I	Alcohol vínico, éter, cloroformo, aldehido, cloral 340
—	II	Teoría general de los alcoholes y éteres. Alcohol amílico en particular 345

LIBRO VII.

ESTUDIO Y APLICACIONES DE LOS CUERPOS GRASOS.

Capítulo	I	Acidos grasos, glicerina. Nitroglicerina. Dinamita 341
—	II	Breve idea sobre la fabricacion de los jabones y de las bugías esteáricas. 355

LIBRO VIII.

ACEITES VOLÁTILES Y CUERPOS RESINOSOS.

Capítulo	I	Aceites volátiles y esencias 360
—	II	Resinas, gomoresinas y bálsamos. Succino. Cautchuc y gutapercha. Glucósidas. Barnices 364
—	III	Algunos productos del alquitran de hulla. Betunes, petróleos y asfaltos 368

LIBRO IX.

MATERIAS COLORANTES Y SUS APLICACIONES.

Capítulo	I	Breve idea sobre los principios colorantes	. 374
—	II	Nociones sobre los tintes y estampados	. 379

LIBRO X.

ESTUDIO DE LAS PRINCIPALES SUSTANCIAS
DE ORIGEN ANIMAL.

Capítulo	I	Sustancias albuminoides protéicas. Gelatina y sus similares 383
—	II	Fermentacion pútrida. Conservacion de las sustancias animales. 388

APENDICE.

NOCIONES ACERCA DE LAS TEORIAS MODERNAS
DE LA QUIMICA.

I.—Teoría atómica. Atomicidad y dinamicidad.	393
II.—Teoría unitaria.	398
III.—Teoría de los tipos químicos.	400
IV.—Teoría de las series químicas.	401
V.—Termoquímica.	402

