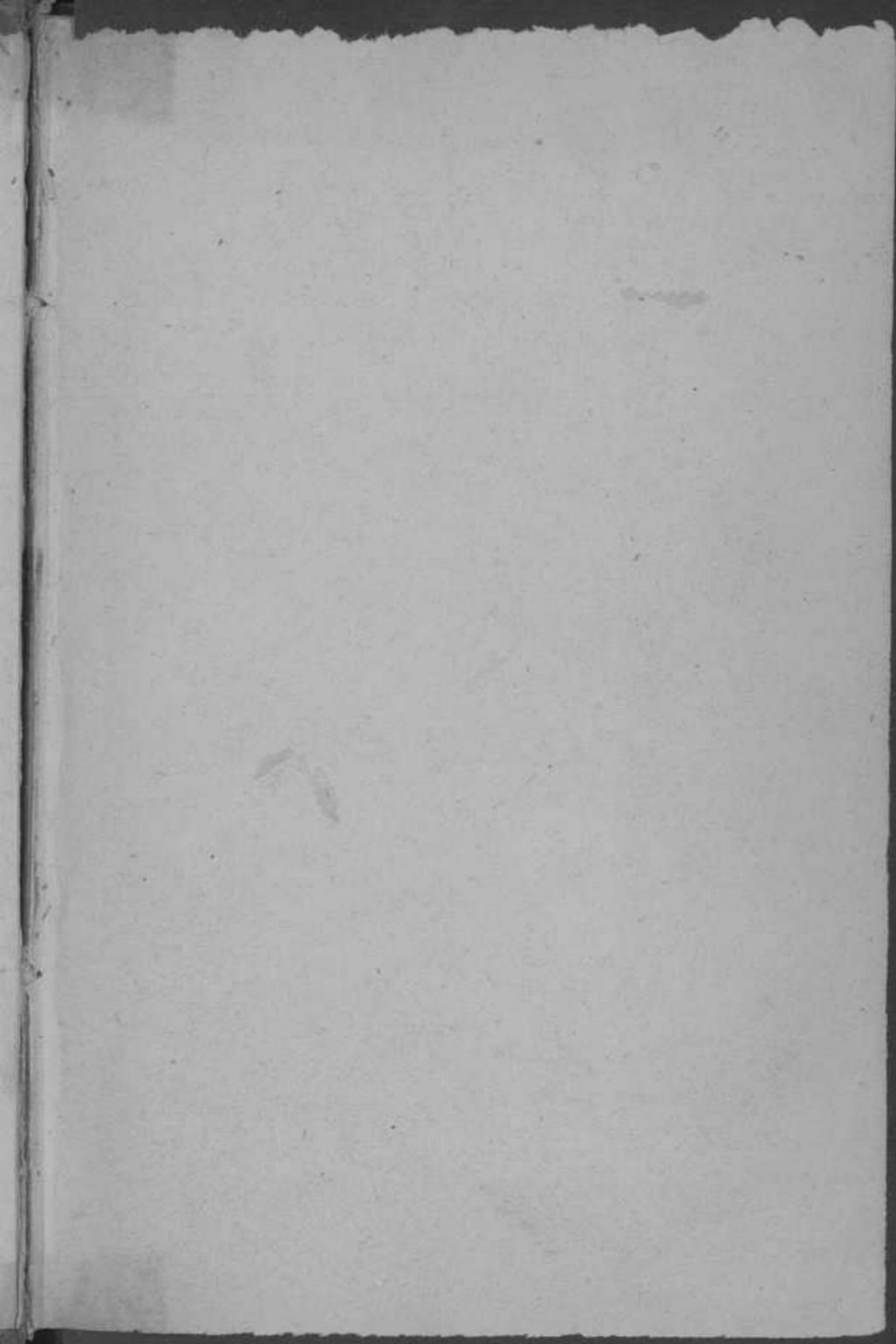


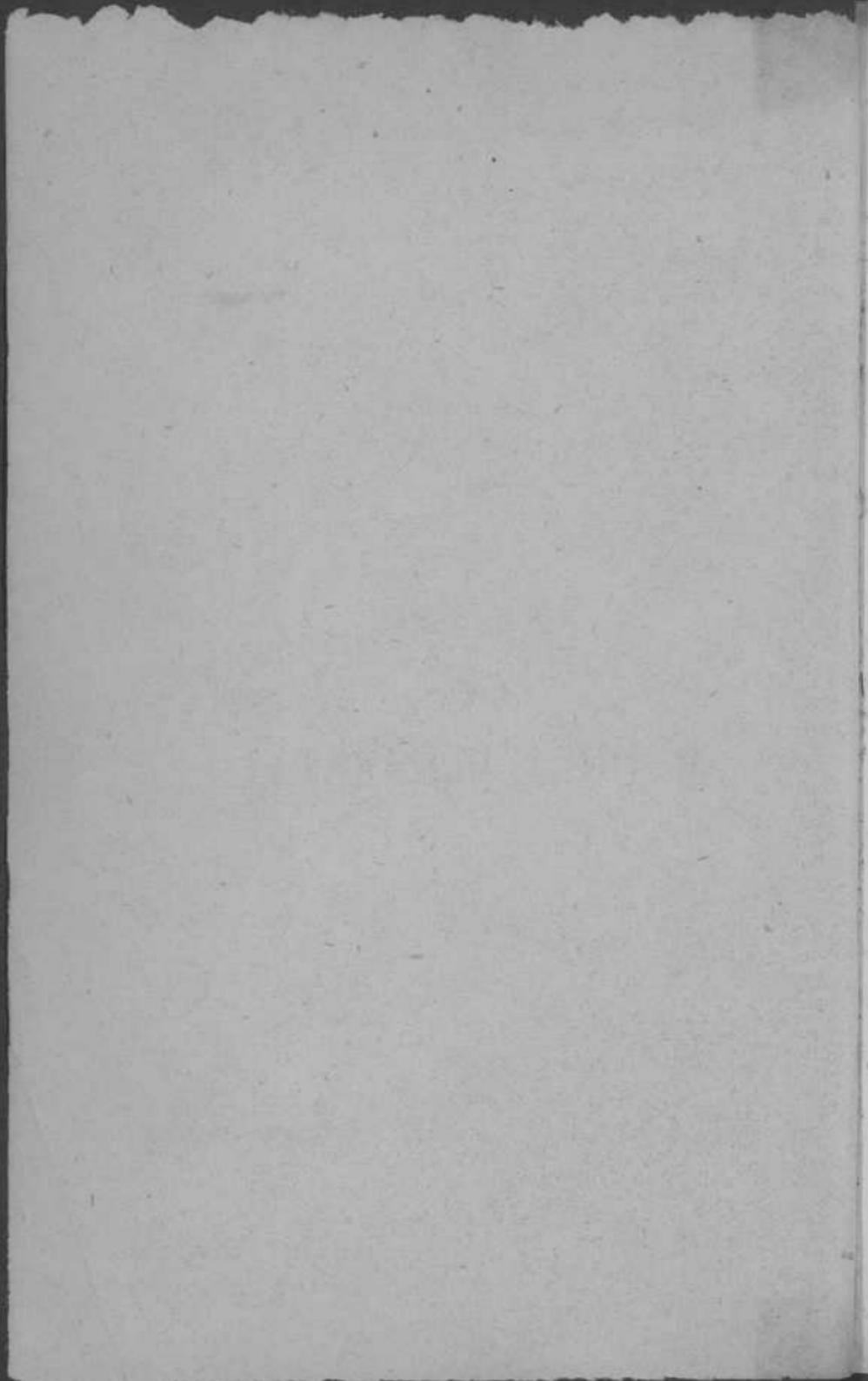
839

15839

~~4598~~

20
10050

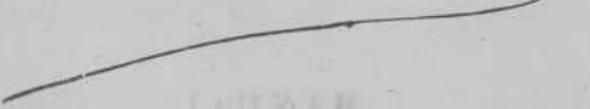




MANUAL
DE
QUIMICA ELEMENTAL

Es propiedad de los editores, y se perseguirá ante la ley al que la reimprima.

Rosang Bouret



ENCICLOPEDIA HISPANO-AMERICANA

MANUAL
DE
QUIMICA ELEMENTAL

PARA

LOS ALUMNOS DE LA UNIVERSIDAD DE FARMACIA
INDUSTRIALES, MINEROS, ETC.

POR LENOBLE

FARMACÉUTICO Y CORRESPONSAL DE LAS SOCIEDADES
DE FARMACIA DE PARIS Y BURDEOS



PARIS

LIBRERIA DE ROSA Y BOURET

ADQUISICION POR COMPRA

1857

DE LA DIPUTACION.

ENCICLOPEDIA DE FARMACIA Y QUIMICA

ENCICLOPEDIA DE FARMACIA Y QUIMICA
QUIMICA FARMACIA

ENCICLOPEDIA DE FARMACIA Y QUIMICA
ENCICLOPEDIA DE FARMACIA Y QUIMICA

ENCICLOPEDIA DE FARMACIA Y QUIMICA

ENCICLOPEDIA DE FARMACIA Y QUIMICA
ENCICLOPEDIA DE FARMACIA Y QUIMICA

ENCICLOPEDIA DE FARMACIA Y QUIMICA

ENCICLOPEDIA DE FARMACIA Y QUIMICA

ENCICLOPEDIA DE FARMACIA Y QUIMICA

QUÍMICA ELEMENTAL

—10—

PRIMERA PARTE

DE LA QUÍMICA INORGÁNICA

DEFINICION DE LA QUÍMICA

La química es la ciencia que tiene por objeto darnos á conocer todos los cuerpos de la naturaleza, por medio del análisis y de la síntesis, es decir, la descomposición y recomposición de estos mismos cuerpos.

Los cuerpos se presentan bajo tres estados diferentes: en el *de sólido*, como *el hierro, el cobre*; en el *de líquido*, como *el agua, el mercurio*; en el *de gas*, como el aire.

En estos casos las moléculas de los cuerpos son mas

ó menos divididas : con algunas reacciones probaremos la divisibilidad de los cuerpos.

Los cuerpos se dividen en *orgánicos é inorgánicos, ponderables é imponderables, y en simples y en compuestos.*

Los imponderables son invisibles, y por lo mismo no pueden pesarse, como la electricidad, el calórico, la luz y el magnetismo.

La electricidad es un flúido desenvuelto por el rozamiento de dos cuerpos, y es muy abundante en la naturaleza.

Existen dos clases de electricidad : 1° *vidriosa ó positiva* ; 2° *resinosa ó negativa.*

No todos los cuerpos tienen la propiedad de ser conductores de la electricidad ; por lo mismo se dividen en buenos y malos conductores.

Llábase *calórico ó calor* un flúido invisible extendido por el espacio, que en general resulta de los rayos del sol.

La tendencia del calórico es de ponerse en equilibrio con todos los cuerpos ; de aquí resulta la sensación que nos causa el calor y el frío. Dilata las moléculas de los cuerpos, y de esto resultó la invención del *termómetro* (medidor de calor).

Los metales son buenos conductores del calórico ; el vidrio, la resina son malos conductores, y la prueba está, en que uno no puede tener en la mano un hierro del cual una de las extremidades ha sido llevada á una temperatura elevada ; mientras que esta experiencia puede hacerse sin riesgo de quemarse con unos pedazos de carbon, de resina encandecidos.

Los cuerpos se dividen en simples y en compuestos. Los simples son aquellos que habiendo sido tratados por todos los agentes químicos, no producen sino una sola sustancia: como *iodo, azufre, hierro, cobre y plata.*

Compuestos, cuando son formados de muchas sustancias; como ácido carbónico + óxido de calcio = *carbonato de cal*, azufre + hierro = *sulfuro de hierro.*

Los cuerpos simples se dividen en *no-metálicos* ó *metalóides* y en *metálicos.*

Los metalóides son malos conductores del calórico y de la electricidad: tienen la propiedad electro-negativa á causa de que cuando se les pone en contacto con la pila, se dirigen al polo positivo.

Al contrario los metales se dirigen al polo negativo, y por lo mismo tienen la propiedad electro-positiva.

Los metalóides combinados con el oxígeno, producen algunos óxidos; pero estos óxidos combinados con los ácidos no pueden formar sales, como sucede con los óxidos de los metales.

CUERPOS SIMPLES NO-METALICOS Y SUS SIGNOS O SIMBOLOS ALGEBRAICOS.

Nombres.	Símbolos.	Nombres.	Símbolos.
Oxígeno	O.	Iodo	Io.
Hidrógeno	H.	Fluor.	Fl.
Azoe ó nitrógeno. . .	Az. ó N.	Fósforo.	Ph.
Azufre.	S.	Arsénico.	As.
Selenio.	Se.	Carbono.	C.
Teluro.	Te.	Boro.	Bo.
Cloro.	Cl.	Silicio.	Si.
Bromo.	Br.		

CUERPOS SIMPLES METALICOS.

Nombres.	Símbolos.	Nombres.	Símbolos.
Potasio.	K.	Cobre.	Cu.
Sodio.	Na.	Plomo.	Pb.
Litio.	Li.	Bismuto.	Bi.
Bario.	Ba.	Mercurio.	Hg.
Zirconio.	Zr.	Estaño.	Sn.
Torio.	To.	Titano.	Ti.
Itrio.	It.	Tántalo ó colombio	Ta.
Cerio.	Ce.	Niobio.	Nb.
Lantano.	La.	Pelopio.	Pp.
Didimo.	Di.	Antimonio.	Sb.
Erbio.	Er.	Uranio.	U.
Terbio.	Tr.	Plata.	Ag.
Manganesa.	Mn.	Hierro.	Fe.
Cromo.	Cr.	Cobalto.	Co.
Tungsteno.	Tg. ó W.	Nickel.	Ni.
Molibdeno.	M.	Zinc.	Zn.
Vanadio.	Vz.	Osmio.	Os.
Estroncio.	Sr.	Oro.	Au.
Calcio.	Ca.	Platina.	Pt.
Magnesio.	Mg.	Rodio.	Rh.
Glucinio.	Gl.	Iridio.	Ir.
Aluminio.	Al.	Rutenio.	Ru.
Cadmio.	Cd.	Paladio.	Pa.

DE LA COHESION Y DE LA AFINIDAD.

La cohesion es aquella fuerza que en los cuerpos une las moléculas integrantes ó de una misma naturaleza: como una molécula de aceite, con otra del mismo liquido, que mezclándose constituyen lo que llamamos atraccion de cohesion.

La afinidad es aquella ley que se ejerce sobre las moléculas constituyentes, ó de una naturaleza diferente; ó la afinidad ejercida por las propiedades electro-químicas, es decir, que las electricidades de diferentes naturalezas se aproximan : como, una molécula de ácido sulfúrico, $S O_2$, con otra de óxido de sodio $Na O$, mezcladas dan origen á una combinacion ó union íntima entre los dos cuerpos : $Na O. S O_2$, y constituyen lo que se llama atraccion de afinidad.

La afinidad, es simple y compuesta : simple, como *ácido sulfúrico*; compuesta, como *sulfato de soda*.

Los cuerpos combinándose cambian de naturaleza y tambien de propiedades medicinales, así es que, dos sustancias, poseyendo propiedades venenosas, combinadas entre sí dan origen á un nuevo producto, no venenoso : como *ácido sulfúrico*, cuya accion desorganizadora es bien conocida, combinado con el *óxido de sodio*, el cual es muy cáustico, resulta el *sulfato de soda*. Sal usada en medicina como purgante.

DEL PESO ESPECÍFICO.

El peso específico está fundado sobre la propiedad que poseen los cuerpos de tener, bajo el mismo volumen, pesos diferentes.

Para conocer el peso específico de un cuerpo, es necesario : 1° pesarlo en el aire, es decir, en unas balanzas ; 2° despues, pesarlo en el agua ; 3° buscar la diferencia entre estos dos pesos ; 4° partir el peso obtenido

en las balanzas por la diferencia que hubo en la resta.

Problema. Un pedazo de platina cualquiera: ¿cuánto pesa?

DEMOSTRACION.

Supongamos.	{	Pesa en las balanzas.	200 gramos.
		» en el agua.	190 »
			10
		Diferencia.	10 gramos.

PESO DE LAS BALANZAS.

200 gramos.



DIFERENCIA.

10 gramos.

20 gramos. Es el peso

específico, es decir, que la platina pesa 20 veces mas que el peso de su volúmen de agua, el cual le quitó al tiempo de su inmersión.

DE LOS ÁTOMOS Y DEL PESO ATÓMICO.

El átomo es una palabra griega que significa, que los cuerpos reducidos á este estado no pueden dividirse mas.

El peso atómico es proporcional á la densidad ó peso específico de los cuerpos al estado de vapor ó muy divididos; este peso es algo convencional, pues se toma como punto de comparacion el número 100 para representar el peso atómico del oxígeno, cuya densidad ó peso específico es de 1. 1026.

El problema siguiente demuestra el modo de buscar el peso atómico.

Problema. Se quiere saber cuál es el peso atómico del hidrógeno, siendo su densidad de 0,0687.

DEMOSTRACION.

DENSIDAD DEL OXÍGENO.	PESO ATÓMICO CONVENCIONAL.	DENSIDAD DEL HIDRÓGENO.
1 , 1026 :	100 ::	0 , 0687 == 6 , 25.

LEY DE LOS EQUIVALENTES.

La ley de los equivalentes químicos está fundada sobre la teoría atómica, y las proporciones de los cuerpos que existen en las combinaciones químicas: v. g. el agua, la cual se compone de 2 átomos de hidrógeno que pesan 12,50, y de un átomo de oxígeno que pesa 100.

DEMOSTRACION.

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ átomos} = 12,50. \text{ Equivalente} \\ \text{del hidrógeno.} \\ 1 \text{ átomo} = 100. \text{ Equivalente del} \\ \text{oxígeno.} \end{array} \right\} = 112,50. \text{ Equivalente del agua.}$$

DE LAS FÓRMULAS ALGEBRAICAS.

Los químicos modernos emplean signos algebraicos ó símbolos, como abreviaturas en los trabajos científi-

cos: v. g. el ácido sulfuroso, que se compone de 2 átomos de oxígeno y 1 átomo de azufre.

DEMOSTRACION.

2 átomos de oxígeno }
 1 átomo de azufre } su fórmula SO^2 ó $\text{S}^{\text{..}}$

El ácido sulfúrico que se compone

de 3 átomos de oxígeno }
 de 1 átomo de azufre } su fórmula SO^3 ó $\text{S}^{\text{...}}$

Por medio del coeficiente se conoce el número de equivalentes que existen en una combinación, el cual se coloca á la izquierda de la fórmula: v. g. 2SO^2 y 3SO^3 , indican, el primero dos proporciones de ácido sulfuroso, y el segundo tres proporciones de ácido sulfúrico.

El *óxido de cobre* compuesto de 1 átomo de oxígeno y de 1 átomo de cobre, se representa así: CuO . La sal que llamamos *clorato de potasa*, es representada por la fórmula: KO , ClO^3 . Otra sal, el *sulfato de hierro*, por: FeO , SO^3 .

Para establecer una fórmula algebraica, al plantearla ó escribirla se debe empezar por el radical, es decir, por el cuerpo que posee la propiedad electro-positiva; y para leerla, se empieza por el cuerpo electro-negativa: v. g. FeO , SO^3 . se lee *sulfato de hierro*.

DE LA NOMENCLATURA QUÍMICA.

La nomenclatura química es una convención establecida entre los químicos, para dar nombres que in-

diquen la naturaleza de las combinaciones: v. g. para saber la naturaleza de la combinacion del oxígeno con algunos cuerpos, decimos: óxido. Segun el grado de oxígeno que tiene el cuerpo se denomina así: el 1º grado, *protóxido*; el 2º *deutóxido*; el 3º *tritóxido*; el 4º *peróxido* ó *bi-óxido*. El grado menos oxidado, *protóxido de hierro*; el mas oxidado, *peróxido* ó *bi-óxido de hierro*. El distinguido quimico Berzelius, conocia todos los citados grados de oxidacion, pero al principio solo admiratió dos, cuya terminacion por el inferior es *oso*, y por el superior *ico*: v. g. *óxidos ferroso y férrico*, *óxidos cuproso y cúprico*.

Dos cuerpos simples combinados, el uno *metalóide*, y el otro *metálico*, el metalóide, ó el que posee la propiedad electro-negativa toma la terminacion en *uro*: v. g. Azufre + hierro = *Sulfuro de hierro*; cloro + Mercurio = *cloruro de Mercurio*.

Se llama *hidrato* un óxido ó una sal que tiene agua en el estado de combinacion.

Los ácidos resultan de la combinacion del oxígeno, y algunas veces del hidrógeno, con los cuerpos simples metalóides y metálicos: v. g. oxígeno + azufre = *ácido sulfúrico*; hidrógeno + cloro = *ácido clorídrico*; oxígeno + antimonio = *ácido antimónico*.

Los ácidos son sólidos, líquidos y gaseosos; v. g. sólido, el *ácido arsénico*; líquido, el *ácido sulfúrico*; gaseoso, *ácido carbónico*.

Los ácidos enrojecen la tintura de tornasol, y los óxidos ponen verde al jarabe de violetas, y enrojecen el papel amarillo de cúrcuma.

Los ácidos originados por medio del oxígeno se llaman *oxácidos*; y los que lo son por el hidrógeno, se llaman *hidrácidos*.

Dividense los ácidos en minerales, vegetales y animales. Los ácidos minerales se componen de oxígeno y de un cuerpo simple: también de hidrógeno y un cuerpo simple, v. g. oxígeno + iodo = *ácido iódico*; hidrógeno + iodo = *ácido iodídrico*.

Los ácidos vegetales y animales se componen de oxígeno y de dos cuerpos simples metalóides, el hidrógeno y el carbono, algunas veces también de otro cuerpo simple metalóide, el ázoe: v. g. *ácidos acético, oléico y cianídrico*.

Las sales resultan de la combinación de los ácidos con los óxidos metálicos, y algunas veces resultan también de la combinación de un cuerpo simple, aunque no sea ácido, cuya propiedad es electro-negativa, con otro cuerpo simple que posea la propiedad electro-positiva: v. g. Cloro + Mercurio = *cloruro de Mercurio*; Iodo + Potasio = *Ioduro de Potasio*.

Las sales se dividen en *básicas, neutras y ácidos ó super-sales*.

En la composición de las sales, el ácido por ser electro-negativo, constituye el *género*; y el óxido ó base, siendo electro-positivo, constituye la especie.

Los ácidos que tienen la terminación en *ico*, como los ácidos *sulfúrico, azóico, acético*, etc., toman la terminación en *ato*, cuando resultan de combinaciones con los óxidos metálicos: v. g. ácido sulfúrico + óxido de cobre = *sulfato de cobre*; ácido azóico + óxido de plata

= *azoato de plata*: ácido acético + óxido de plomo = *acetato de plomo*.

Los ácidos que terminan en *oso*, como los ácidos sulfuroso, azotoso, acetoso, etc., toman la terminacion en *ito*: v. g. ácido sulfuroso + óxido de cobre = *sulfito de cobre*; ácido azotoso + óxido de plata = *azotito de plata*; ácido acetoso + óxido de plomo = *acetito de plomo*.

Los ácidos tienen sus grados de oxidacion, como los óxidos: v. g. ácidos *hipo-sulfuroso*, *hipo-sulfúrico-trisulfurado*, *hipo-sulfúrico-mono-sulfurado*, *sulfuroso* y *sulfúrico*.

Para conocer si una sal es básica, neutra ó ácida, se emplean los papeles de tornasol y de cúrcuma.

Las sales básicas enrojecen el papel de cúrcuma, mientras que las sales ácidas enrojecen el papel de tornasol.

Las sales neutras no tienen accion alguna sobre el papel de tornasol, ni tampoco en el de cúrcuma.

Se llama *liga*, la mezcla de ciertos metales, llamándose *amalgama*, la que contiene mercurio.

the first of these is the fact that the...

the second is the fact that the...

the third is the fact that the...

the fourth is the fact that the...

the fifth is the fact that the...

the sixth is the fact that the...

the seventh is the fact that the...

the eighth is the fact that the...

the ninth is the fact that the...

the tenth is the fact that the...

the eleventh is the fact that the...

the twelfth is the fact that the...

the thirteenth is the fact that the...

the fourteenth is the fact that the...

the fifteenth is the fact that the...

DE LOS CUERPOS SIMPLES METALÓIDES

DEL GAS OXÍGENO.

AIRE VITAL, AIRE EVIDENTEMENTE RESPIRABLE.

El oxígeno fué descubierto en 1774, por Priestley. Algunos meses después fué estudiado por el inmortal Lavoisier, uno de los primeros fundadores de la nomenclatura química.

Es inodoro, desabrido y sin color; su densidad, según los señores Dumas y Boussingault, es de 1,105.

Combinado con los cuerpos simples constituye algunos óxidos y ácidos.

El oxígeno combinado con el hidrógeno en las proporciones de un volúmen del primero sobre dos volúmenes del segundo, constituyen el agua; combinado al ázoe, produce el ácido azóico ó nítrico (agua fuerte).

El oxígeno se halla en el aire atmosférico mezclado

con el gas ázoe, en las proporciones de 1/5 de él y de 4/5 de ázoe, y además una pequeña cantidad de ácido carbónico. Se halla también en las sustancias vegetales y animales, en el agua y en la costra de la tierra.

Peso atómico — 100.

Símbolo — O.

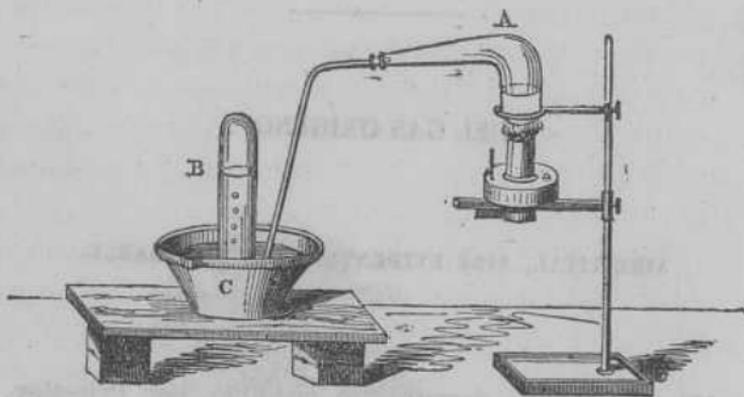


Fig 1.

PREPARACION. — Póngase en una pequeña retorta de vidrio A, 50 gramos de clorato de potasa, añádase á la retorta un tubo encorvado, para poder conducir el gas debajo de una campana llena de agua B, puesta sobre la cuba pneumato-química C.

Calíentese gradualmente la retorta hasta que el clorato de potasa se ponga en fusión, por medio de ella se descompone, y el oxígeno que se desprende va á reemplazar el agua que se halla en la campana.

REACCION QUÍMICA. — El oxígeno del ácido clórico y

el del óxido de potasio, se desprende, y solo queda en la retorta *cloruro de potasio*.

FÓRMULA. — $KO, ClO^5 = KCl + O^6$.

OTRO MÉTODO DE PREPARARLO. — Se pone bi-óxido de manganesa en una retorta de barro, la que se somete á una temperatura muy elevada á fin de aislar del óxido de manganesa una parte de su oxígeno.

PRECAUCIONES. — Como el bi-óxido de manganesa contiene algunas veces una pequeña parte de carbonato de cal, se pulveriza y se trata por el ácido clorídrico diluido, de lo cual resulta un desprendimiento de ácido carbónico, y un líquido que tiene en solución la sal calcárea.

Purificado el bi-óxido de manganesa por dicho método sale el oxígeno puro, de lo contrario saldría mezclado con ácido carbónico que tiene la propiedad de apagar los cuerpos inflamados, y la del oxígeno es la de activar la combustión.

Tómese un resorte de reloj y añádase á una de sus extremidades un pedazo de yesca encendida; póngase el todo en un frasco lleno de gas oxígeno, y al momento se prende produciendo una llama tan viva que casi la vista no la puede soportar.



Fig. 2.

Si se quiere emplear el bi-óxido de manganesa tal cual se halla en la naturaleza, es necesario que la campana que debe recibirlo tenga

una solución de óxido de potasio (potasa cáustica) resultando que al pasar el gas se combina el ácido carbónico con la potasa, y produce un carbonato de potasa, soluble en el agua.

Usos. — El oxígeno es comburente, y es indispensable á la germinacion, así como á la respiracion de los animales; puede emplearse para blanquear la cera, sebo, etc.

DEL GAS HIDRÓGENO.

Debemos á Cavendisch, quimico inglés, la historia completa de este cuerpo simple metalóide.

En esta época se le dió el nombre de aire inflamable; mas tarde se le dió el de hidrógeno, que significa regenerador del agua.

El gas hidrógeno es inodoro, desabrido, sin color y 14 veces mas liviano que el aire.

Apaga los cuerpos inflamados: v. g. una bujía encendida introducida en una campana llena de este gas, se apaga inmediatamente.

Combinado con algunos cuerpos simples metalóides da origen á ciertos ácidos: v. g. hidrógeno + cloro = *ácido clorídrico*; hidrógeno + azufre = *ácido sulfídrico*.

El gas hidrógeno se halla en el agua, en los vegetales y animales.

Peso atómico — 6,25.

Símbolo — H.

PREPARACION. — Póngase en un frasco A, agua y zinc, añádase ácido sulfúrico diluido por medio de un tubo de vidrio provisto de un embudo B, hágase pasar el gas que se desprende inmediatamente por el tubo encorvado C, de modo que conduzca el hidrógeno bajo la campana D, que está llena de agua.

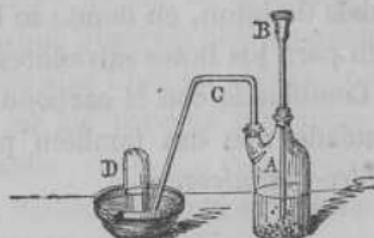


Fig. 3.

No se deben recoger las primeras porciones de gas porque está mezclado con cierta cantidad de aire.

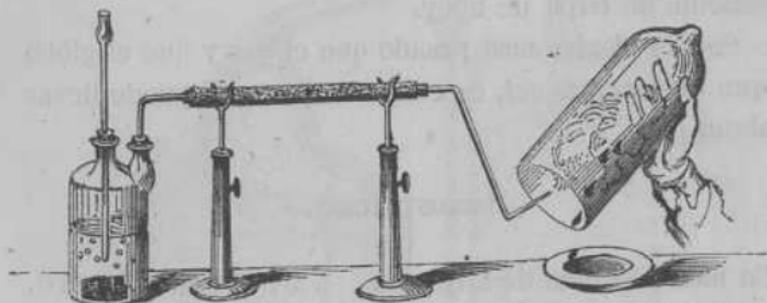


Fig. 4.

REACCION QUÍMICA. — Una parte del agua empleada se descompone: el oxígeno se combina con el zinc, el ácido sulfúrico con el óxido, formándose el sulfato de zinc, y el hidrógeno se desprende.

FÓRMULA. — $Zn + SO^5 + H^2O = ZnO. SO^5. + H.$

Usos. — Para llenar los globos aerostáticos, así como para reducir algunos óxidos metálicos. Encerrado en tubos de laton, en donde se habia hecho el vacío, sirven para los botes salvadores.

Combinado con el carbono sirve para alumbrar las ciudades; se usa tambien para hacer los « *estabones hidro-plutínicos.* »

DE LOS GLOBOS AEROSTÁTICOS.

Los globos mas livianos y que pueden servir para viajar por su fuerza de ascension, son los que se hacen con tafetan engomado. Los de diversion se hacen de película de tripa de buey.

Siendo el aire mas pesado que el gas y que el globo que encierra aquel, es evidente que este puede llevar algun peso.

DEMOSTRACION.

Un metro cúbico de aire pesa.	1 Quilóg : 300 G.
Un globo de un metro cúbico. 85 G.	} " " 485 G.
Un metro cúbico de hidrógeno. 100 " }	
<hr/>	
Diferencia	1 Quilóg. 415 G.

Segun la demostracion que antecede, puede llevar el globo citado 1 quilógramo y algo mas de peso.

DEL AGUA.

Los antiguos tenían el agua por un elemento, y solo á finés del siglo pasado se reconoció que se componia de dos átomos de hidrógeno y de uno de oxígeno.

Priestley fué el primero que observó, que quemando el hidrógeno al contacto del aire libre en una campana de vidrio, se depositaba en las paredes interiores de esta, cierta cantidad de agua.

El agua se halla en la naturaleza bajo tres estados diferentes: 1° *sólido*, 2° *líquido*, y 3° *en vapor*.

El agua cuando es líquida, y en poca cantidad es trasparente y sin color; cuando hay mucha cantidad, como en alta mar es verde.

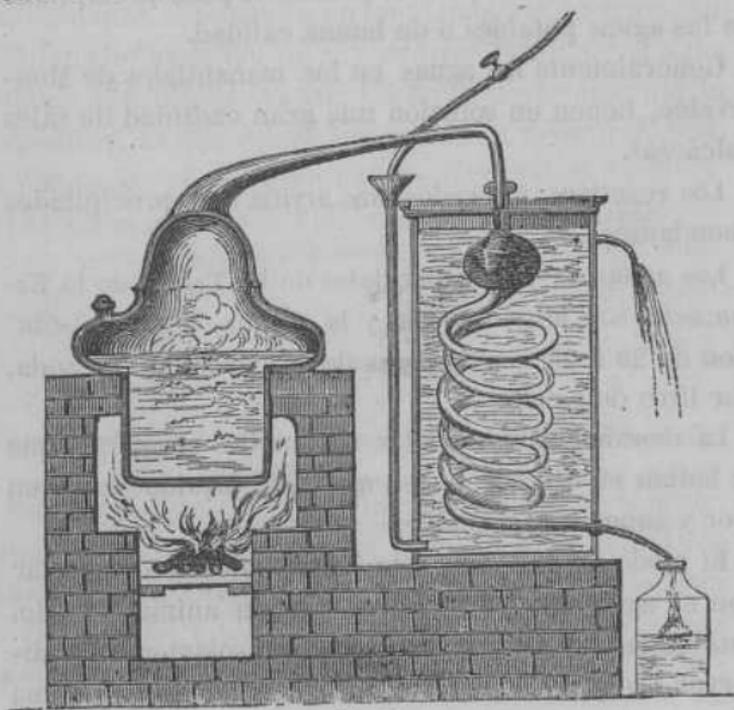


Fig. 5

Peso atómico, 112,50.

Fórmula, $\text{H}^2 \text{O}$.

El agua puede ser salubre ó insalubre, y mineral ó no. Las aguas salubres ó potables se reconocen fácilmente, porque cuecen perfectamente las legumbres, y no descomponen la solución del jabón.

Los reactivos siguientes sirven; el *oxalato de amoníaco*, para demostrar la presencia de la cal; 2° *el azoato de barita*, para saber si hay ácido sulfúrico libre ó combinado; 3° *el azoato de plata*, para demostrar la presencia de los cloruros y del ácido clorídrico.

Los citados reactivos solo producen poco precipitado en las aguas potables ó de buena calidad.

Generalmente las aguas en los manantiales de Montevideo, tienen en solución una gran cantidad de sales calcáreas.

Los reactivos indicados mas arriba dan precipitados abundantes.

Las aguas de los manantiales de la *Teja* y de la *Estanzuela*, son muy buenas, y la última, tiene en solución de 20 á 25 centigramos de bi-carbonato de soda, por litro de agua.

La descomposición de las sustancias orgánicas que se hallan en el agua hacen que este líquido tenga un olor y sabor desagradable.

El modo de remediar este inconveniente es mezclar con el agua una cantidad de carbon animal lavado. Esta sustancia tiene la propiedad no solamente de absorber los gases sulfídrico, etc., cuya fuerza se llama

« Catalítica » sino que tambien tiene la propiedad de precipitar las sales calcáreas.

Las aguas llamadas minerales tienen en solucion grandes proporciones de sales, ácidos y gases ; se dividen : 1^o en *sulfurosas* ; 2^o *ferruginosas*, como la del rincón de la Teja) ; 3^o *salinas* ; y 4^o *acidulas*.

La purificación del agua salada del mar se consigue por medio de la destilación, operacion por la cual se hacen evaporar los principios volátiles de una sustancia por medio del calor : v. g. el agua pura es volátil, el agua del mar lo es tambien, solo si, tiene en solucion sal comun, etc., los cuales son denominados principios fijos, es decir, que no pueden volatilizarse ; por consiguiente, si ponemos en un alambique (instrumento destilatorio) agua del mar, y se hace calentar, el agua se pone al estado de vapor, y este se desprende por la serpentina, la que estará inmersa en agua fría, á fin de condensar el vapor en liquido.

Las sales, como son fijas, quedan en el aparato.

DEL CLORO.

Este metalóide fué descubierto en 1774 por Scheele, químico sueco. Entonces fué llamado ácido muriático oxigenado. En 1811, el Sr. Ampere, probó que era un cuerpo simple, y le dió el nombre de *cloro*, por tener un color amarillo verdoso.

Su color es verdoso, de sabor y olor desagradables.

El agua disuelve una y media parte del volúmen de este gas. En su solución, el color, sabor y olor, se presentan semejantes á los del cloro gaseoso.

Combinado con los cuerpos simples metalóides y metálicos constituye el género cloruro : v. g. cloro + iodo = *cloruro de iodo* ; cloro + mercurio = *cloruro de mercurio*.

El cloro combinado con el oxígeno produce los ácidos *hipo-cloroso*, *cloroso*, *hipo-clórico* y *per-clórico*. Combinado con el hidrógeno forma el ácido clorídrico.

Peso atómico, 221,32.

Símbolo, Cl.

La accion del cloro sobre la economía animal es sumamente violenta ; da tos, y comprime el pecho provocando el gargajeo con sangre. Destruye los colores vegetales apoderándose del hidrógeno (causa de la coloracion) para formar el ácido clorídrico.

El cloro se halla en la naturaleza al estado de combinacion.

Combinado con el sodio, da origen á la sal comun (cloruro de sodio). Se encuentra combinado á la plata, en las minas de Méjico (cloruro de plata.).

PREPARACION. — Se conocen dos procederes para prepararlo, ya gaseoso ó en solución en el agua.

1^o PROCEDER. — Póngase peróxido de manganesa en un matraz, provisto de sus tubos ; échese por uno de ellos ácido clorídrico, y caliéntese poco á poco, y muy

luego se tendrá un desprendimiento de cloro, que se dirigirá, por medio de otro tubo, dentro de la campana llena de agua, ó en una serie de frascos de Woulf llenos de agua hasta la mitad.

REACCION QUÍMICA. — El ácido clorídrico se descompone: su hidrógeno se combina con el oxígeno del peróxido de manganesa, y forma agua.

La mitad del cloro estando en libertad, se desprende mientras que la otra porcion se combina con la manganesa y da origen á un cloruro de manganesa.

FÓRMULA. — $MnO^2. + 2HCl = Mn. Cl. + 2H^2O + Cl.$

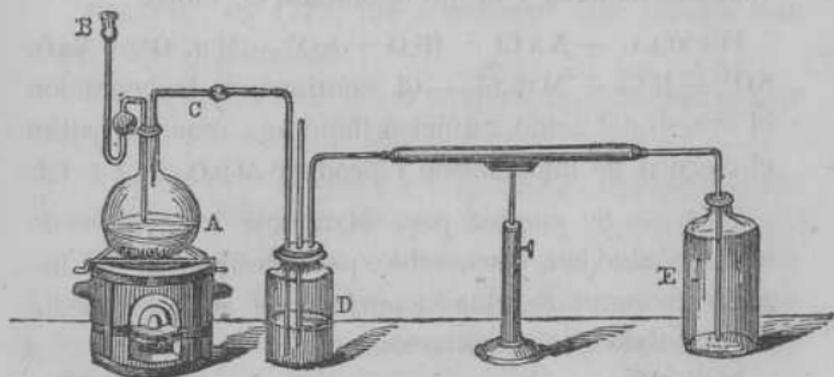


Fig. 6.

2º PROCEDER. — Póngase en un matraz de vidrio ó de plomo A, 50 gramos de peróxido de manganesa, 200 gramos de cloruro de sodio (sal comun). El matraz debe tener dos tubos: el uno con un embudo B, y échese por él 200 gramos de ácido sulfúrico de 36",

sirviendo el tubo C, para conducir el gas á una hilera de frascos de Woulff D, E, F, los cuales deben estar llenos de agua hasta la mitad. Es menester en el principio de la operacion calentar poco á poco el matraz; sin esta precaucion la mezcla aumentaria de volúmen y obstruiria la abertura del tubo encorvado C.

REACCION QUÍMICA. — El agua que contiene el ácido sulfúrico se descompone: su oxígeno se combina con el sodio, y se origina el óxido de sodio. El hidrógeno se combina con el cloro y produce el ácido clorídrico. Despues hay reaccion del ácido sulfúrico sobre el óxido de sodio, y resulta un sulfato de soda, y reaccion del ácido clorídrico sobre el peróxido de manganesa, la cual nos da agua y desprendimiento de cloro.

FÓRMULA. — $\text{Na Cl} + \text{H}^2\text{O} + \text{SO}^5 + \text{Mn. O}^2 = \text{Na O. SO}^7 + \text{H Cl} + \text{Mn. Cl} + \text{Cl.}$ continuando la operacion el exceso del ácido sulfúrico tiene una reaccion sobre el cloruro de manganeso y produce $\text{Mn O. SO}^7 + \text{Cl.}$

Usos. — Se emplea para blanquear los géneros de hilo, de algodón, cera, sebo; para desinfectar los lugares comunes (letrinas); purificar el aire, é impedir un principio de fermentacion.

ANTIDOTO. — Hágase respirar el amoniaco líquido; adminístrense algunas gotas en un vaso de agua azucarada, tambien se acostumbra administrar algunos vasos de leche.

REACTIVO. — Algunas gotas de una solucion de *azoto de plata*, echadas en un líquido que contenga vestigios de cloro libre ó combinado, produce un precipitado

blanco cuajado, soluble en el amoniaco (cloruro de plata.

DEL ÁCIDO CLORÍDRICO.

ACIDO MURIATICO, IDROCLÓRICO, ESPÍRITU DE SAL.

El ácido clorídrico era conocido de los alquimistas. Basilo Valentino lo conoció con el nombre de *espíritu de sal*.

Priestley, en 1772, fué el primero que recogió este gas bajo el mercurio.

En esa época, se le dió el nombre de *ácido marino*, de la palabra *maria*, que significa agua salada.

A los señores Thenard y Gay Lussac debemos el conocimiento completo de este gas.

Se compone de un volúmen de gas hidrógeno y de otro de cloro: estos dos gases se combinan cuando se les aproxima un palito encendido, y al tiempo de prenderse la mezcla, hay explosion.

Tambien tiene efecto la combinacion exponiendo los dos gases á los rayos del sol.

El ácido clorídrico se halla en la naturaleza en el estado libre y combinado.

Se desprende de los volcanes, principalmente del *Vesubio*. Se encuentra tambien en algunas aguas ter-

males de la América del Sud, y en algunas rocas porosas en *Auvernia*.

Es gaseoso, muy soluble en el agua; un volúmen de este líquido (es decir de agua) disuelve 464 volúmenes de gas.

Su sabor y olor son picantes; es imposible respirarlo sin peligro, enrojece el papel azul de tornasol y apaga los cuerpos inflamados.

Peso atómico, 227,554.

Formula, HCl .

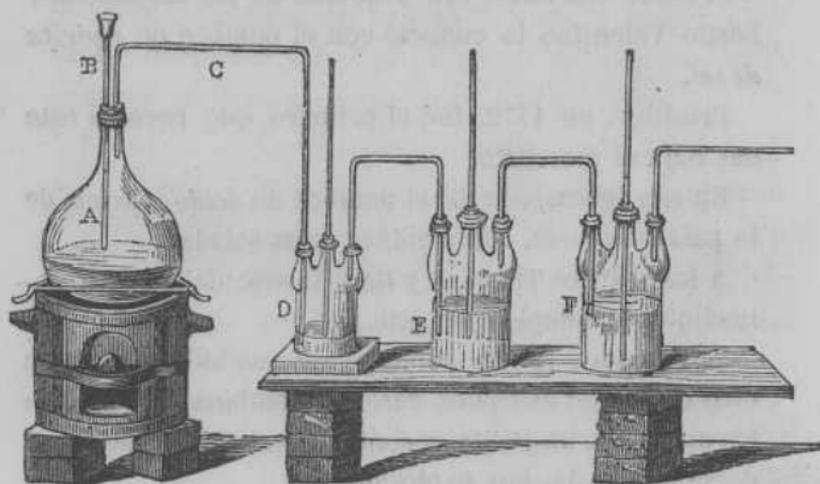


Fig. 7.

PREPARACION. — Póngase en un matraz ó en un cilindro de hierro A, 500 gramos de *cloruro de sodio* (sal comun), échese por medio de un tubo B, el cual tendrá un embudo, 500 gramos de ácido sulfúrico concen-

trado, caliéntese poco á poco el matraz ó cilindro, y no tardará en desprenderse el ácido clorídrico, por el tubo encorvado C, disolviéndose en el agua de los frascos de Woulf D, E, F.

REACCION QUÍMICA. — El agua que contiene el ácido sulfúrico se descompone: su oxígeno se combina con el sodio (óxido de sodio), y el hidrógeno con el cloro para formar el ácido clorídrico. En seguida el ácido sulfúrico se combina con el óxido de sodio, y da origen al sulfato de soda que queda en el matraz; 500 gramos de sal y otro tanto de ácido sulfúrico producen 700 gramos de ácido clorídrico en solución en el agua, y marcan $20^{\circ} \frac{1}{2}$ al pesa-ácidos.

FÓRMULA. — $\text{Na Cl} + \text{SO}^3. + \text{H}^2. \text{O} = \text{NaOSO}^3. + \text{HCl}$.

El ácido clorídrico del comercio es siempre impuro (está mezclado con cloruro de hierro), y para hacer uso de él en las análisis es necesario purificarlo, lo que se consigue destilándolo en una retorta de vidrio.

Usos. — Mezclado con el ácido azóico en las proporciones siguientes: 1 parte de ácido azóico y 3 de ácido clorídrico, dan por resultado el agua régia de los plateros. Disuelve la platina y el oro.

El Sr Chevallier ha empleado el ácido clorídrico para blanquear las paredes ennegrecidas por el tiempo. Así mismo se emplea para limpiar el hierro.

REACTIVOS. — El azoato de plata indica la presencia del ácido clorídrico formando un precipitado blanco cuajado de cloruro de plata soluble en el amoniaco.

DEL ÁCIDO CLÓRICO.

El ácido clórico es líquido, blanco, sin olor, y de sabor muy picante.

Se compone de 5 átomos de oxígeno y 1 de cloro.

Peso atómico, 942,64.

Fórmula, ClO^5 .

PREPARACION. — Trátase el clorato de barita, por el ácido sulfúrico diluido.

REACCION QUÍMICA. — Se forma un precipitado (sulfato de barita), insoluble en el ácido azóico y el ácido clórico se queda en solución.

FÓRMULA. — $\text{BaO. ClO}^3. + \text{SO}^5. = \text{BaO. SO}^5. + \text{ClO}^5$.

DEL BROMO Ó MÚRIDO.

El Sr. Balard, químico distinguido de Montpellier, descubrió en 1826, este cuerpo simple metalóide, en las aguas madres de las salinas del Mediterráneo.

El bromo tiene mucha analogía con el cloro y el iodo; su nombre se deriva de la palabra griega *bromos*, que quiere decir mal olor.

Es líquido, de un color rojo jacinto, sabor cáustico, olor desagradable, dañoso al respirarlo. Su acción sobre la economía animal es tan fuerte, que una sola gota puesta en el pico de un pajarito es suficiente para ocasionarle la muerte.

Este cuerpo es muy volátil, poco soluble en el agua, muy soluble en el alcohol, y en el éter sulfúrico, descolora la tintura de tornasol y la de añil.

El bromo se halla en la naturaleza en el estado de combinación: v g. bromo + magnesio = *bromuro de magnesio*.

Peso atómico, 489,15.

Fórmula, Br.

PREPARACION. — Hágase pasar una corriente de cloro en una cierta cantidad de *aguas madres* de las salinas y dará origen al cloruro de magnesio, poniéndose en libertad el bromo. Trátese luego el líquido por el éter sulfúrico para disolver el bromo, sepárese el éter bromurado, y póngasele en contacto con potasa cáustica.

1° REACCION QUÍMICA. — El oxígeno de la potasa cáustica se combina con una parte de bromo, para formar ácido brómico, y despues bromato de potasa; la otra parte del bromo se combina con el potasio para dar origen á un bromuro de potasio.

FÓRMULA. — $KO. + Br. = KO. BrO^5. + K Br.$

Hágase cristalizar el bromuro de potasio, mézclense estos cristales con el peróxido de manganesa, y échese encima ácido sulfúrico diluido; el bromo se desprende

y se recibe bajo el agua por medio de un tubo encorvado (el mismo aparato que para preparar el cloro).

2° REACCION QUÍMICA. — El agua se descompone: el oxígeno se combina con el potasio (*óxido de potasio*), y el hidrógeno se combina con el bromo (*ácido bromídrico*).

El ácido sulfúrico forma con el óxido de potasio (*sulfato de potasa*); el ácido bromídrico ataca el peróxido de manganesa, produciendo agua y desprendimiento de bromo.

FÓRMULA. — $KBr. + MnO^2. + SO^5 = KO, SO^5 + H^2. Br. + HO. + Br.$

REACTIVO Y USOS. — Se emplea el almidon para demostrar la presencia del bromo; con él, produce un hermoso color carmesí. Combinado con el mercurio produce un bromuro de mercurio que se emplea en medicina como anti-venéreo. Usase asimismo para los retratos al daguerreotipo.

DEL ÁCIDO BROMÍDRICO.

Este ácido, como lo indica su nombre, se compone de hidrógeno y de bromo.

Tiene mucha semejanza con el ácido clorídrico.

El ácido bromídrico es incoloro, humeante en el contacto del aire, soluble en el agua.

Peso atómico, 495,61.

Fórmula, HBr .

PREPARACION. — Trátese el bromuro de bario, por e ácido sulfúrico diluido.

REACCION QUÍMICA. — El agua se descompone: el oxígeno se combina con el bario (óxido de bario), el hidrógeno se combina con el bromo para formar el ácido bromídrico que se queda en solución; el ácido sulfúrico se combina con el óxido de bario, y se origina el sulfato de barita que se precipita.

FÓRMULA. — $\text{Ba. Br.} + \text{SO}^5. = \text{Ba. O, SO}^5. + \text{HBr.}$

DEL ÁCIDO BRÓMICO.

El ácido brómico se compone de 5 átomos de oxígeno y 2 átomos de bromo.

Peso atómico, 1432,80.

Fórmula, $\text{Br}^2. \text{O}^5.$

PREPARACION. — Trátese el bromato de barita, por el ácido sulfúrico, se formará un sulfato de barita, insoluble; el ácido brómico se quedará en solución.

FÓRMULA. — $\text{BaO. Br}^2. \text{O}^5. + \text{SO}^5. = \text{BaO. SO}^5. + \text{Br}^2. \text{O}^5.$

DEL IODO.

El iodo es un cuerpo simple metalóide que fué descubierta en 1811, par Mr. Courtois, fabricante de sali.

tre de Paris. Poco tiempo despues los SS. Gay-Lussac y Davis, estudiaron este cuerpo perfectamente.

Su nombre se deriba de una palabra griega que quiere decir *violácea*; por medio del calor se volatiliza.

El iodo es sólido, de un color de acero, de un aspecto metálico, sabor y olor semejantes á los del cloro, poco soluble en el agua, muy soluble en el alcool volátil.

Combinado con algunos cuerpos simples metalóides ó metálicos, forma ioduros: v. g. iodo + azufre = *ioduro de azufre*; iodo + mercurio = *ioduro de mercurio*.

El iodo se halla en la naturaleza en el estado de combinacion (ioduro de potasio).

Existe en el agua del mar, en las esponjas, y en las plantas marinas llamadas *fucos* ó *ovas*.

Peso atómico, 283,35.

Fórmula, I_o.

PREPARACION. — Hágase incinerar las plantas marinas, en seguida hágase con las cenizas una lejía; evapórese el líquido, se efectuará la cristalización de algunas sales: *sub-carbonato de soda*, *cloruro de sodio*, *ioduro de potasio*, etc.

El ioduro de potasio, como es una sal delicuescente, se queda en solucion en las aguas madres.

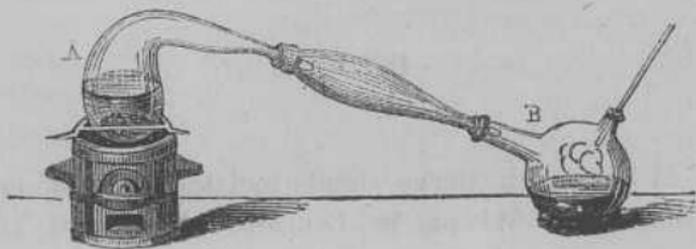


Fig. 8.

Pónganse estas aguas madres en una retorta de vidrio A, échese en ellas un exceso de ácido sulfúrico concentrado y caliéntese: el iodo se condensará en el matraz B.

REACCION QUÍMICA. — Una parte del ácido sulfúrico se descompone: el oxígeno se combina con el potasio (óxido de potasio), el ácido sulfuroso se desprende, el ácido sulfúrico se combina con el óxido de potasio para producir el sulfato de potasa, y el iodo estando libre se volatiliza.

FÓRMULA. — $KI_2 + SO_2 = KO, SO_2 + SO_2 + I_2$.

Es menester lavar el iodo para que quede libre de ácido, etc., y despues secarlo entre dos hojas de papel de filtro.

Algunos químicos recomiendan mezclar con el ioduro de potasio una pequeña cantidad de óxido de manganesa: lo que tiene por objeto, obtener mayor cantidad de iodo.

Usos. — Se prepara con el iodo y el amoniaco líquido, una pólvora fulminante que se inflama con mucho estrépito con el mas leve rozamiento. Para prepararla tómense: 1 parte de iodo y 15 partes de amoniaco líquido y mézclese. Despues de 10 minutos, recójase sobre un filtro la citada pólvora negra, la cual se hace secar con mucha precaucion.

En 1842, el Sr. Bor, farmacéutico en Amiens (Francia), hizo conocer los modos de teñir y estampar los géneros de algodón por medio de algunas combinaciones de iodo: v. g. para dar un hermoso color amarillo, se moja el género de algodón en una solucion de acetato

de plomo, se hace secar, y se moja de nuevo en una solución de ioduro de potasio: para obtener un hermoso color rojo, se moja en una solución de bi-cloruro de mercurio (sublimado corrosivo). se hace secar y despues se baña en una solución de ioduro de potasio.

REACTIVO. — El iodo se conoce fácilmente con el almidon que forma un color azul (ioduro de almidon). Usase tambien en medicina.

En el comercio se falsifica el iodo con el lapiz-plomo (carburo de hierro), es fácil reconocer esta falsificación; el lapiz-plomo es una sustancia fija, insoluble en el alcohol, mientras que el iodo es volátil, y soluble en este líquido.

DEL ÁCIDO IODÍDRICO.

Este ácido tiene mucha analogía con el ácido clorídrico. Compónese de 1 átomo de hidrógeno y 1 átomo de iodo.

Peso atómico, 789,59.

Fórmula, HI .

PREPARACION. — Póngase en un tubo de vidrio una capa de iodo, otra de polvo de vidrio mojado, á estas dos capas añádase otra de fósforo, y otra de vidrio como la anterior. A este tubo añádase otro pequeño y encorvado; caliéntese poco á poco, y recibase el gas iodídrico en un frasco muy seco.

El ácido fosfórico formado se queda en solución en el tubo, en donde se hizo la reacción.

REACCION QUÍMICA. — El agua se descompone: el oxígeno se combina con el fósforo (*ácido fosfórico*), el hidrógeno se combina con el yodo (*ácido iodídrico*).

FÓRMULA. — $\text{I}_2 + \text{Ph.} + \text{H}_2\text{O.} = \text{HI}_2 + \text{Ph. O}^5$

Este ácido se prepara asimismo tratando el yoduro de potasio por el ácido tartárico.

REACCION QUÍMICA. — El agua se descompone: el oxígeno se combina con el potasio (*óxido de potasio*), el hidrógeno con el yodo (*ácido iodídrico*), y el ácido tartárico se combina con el óxido de potasio (*bi-tartrato de potasa*).

FÓRMULA. — $\text{KI}_2 + \text{T}^2 + \text{H}^2 \text{O.} = \text{KO, T}^2 + \text{H}^2 \text{O.} + \text{HI}_2$.

Usos. — El ácido iodídrico líquido sirve para demostrar la presencia de las *sales plómicas* en los licores, principalmente en los vinos.

Modo de reconocer el vino falsificado por las preparaciones del plomo: se toma carbon animal, se lava con ácido clorídrico diluido, y luego se echa en el vino para descolorarlo. Cuando ya lo está, se filtra, se hace evaporar hasta haber disminuido las $\frac{3}{4}$ partes, entonces se le añade algunas gotas de *ácido iodídrico*; si resulta un precipitado amarillo, y que este sometido al soplete produce un grano metálico, no hay duda de que hay plomo.

DEL ACIDO IODICO.

El ácido iódico se compone de 5 átomos de oxígeno y 2 de iodo.

Peso atómico, 2066,70.

Fórmula, $\text{I}_2 \cdot \text{O}_5$.

PREPARACION. — Trátase el idato de barita, por medio del ácido sulfúrico.

REACCION QUÍMICA. — Como el ácido sulfúrico tiene mas afinidad para la barita que el ácido iódico, se combina con ella, y pone en libertad el ácido iódico, que queda en solucion, mientras que el sulfato de barita se precipita.

FÓRMULA. — $\text{Ba. O, I}_2 \cdot \text{O}_5 + \text{SO}_3 = \text{Ba. O, SO}_3 + \text{I}_2 \cdot \text{O}_5$.

Se prepara tambien el ácido iódico, tratando el iodo por el ácido azóico; el ácido azóico se deposita bajo la forma de cristales.

Este ácido tiene la propiedad de disolver el oro y la platina.

DE LOS CLORUROS DE IODO.

Hay dos cloruros de iodo: el proto-cloruro y el di-cloruro. Hablarémos del proto-cloruro solamente, el cual se compone de 3 átomos de cloro y 1 de iodo.

El proto-cloruro de iodo, es líquido, de un color rojo-jacinto, de olor de bromo y de un sabor cáustico, muy volátil, poco soluble en el agua, soluble en el alcohol.

Peso atómico, 1447.

Fórmula, $\text{I}o. \text{Cl}^3.$

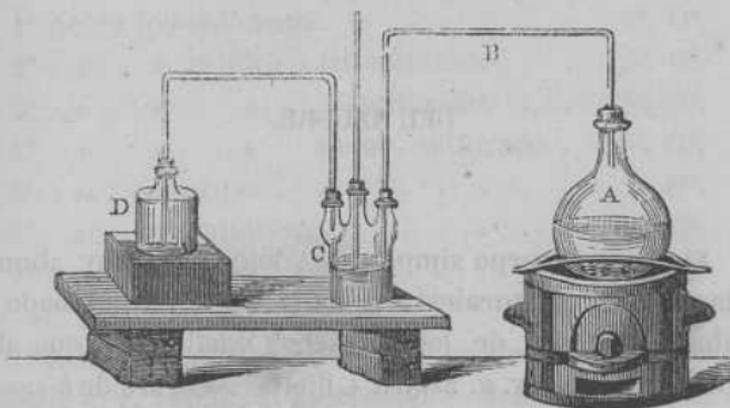


Fig. 9.

PREPARACION. — Póngase en un matraz de vidrio A una mezcla de sal común, bi-óxido de manganesa, y ácido sulfúrico á 41°, en las mismas proporciones que para preparar el cloro; añádase al matraz un tubo encorvado B, que comunique con el aparato de Wouff, C, D. El frasco C tendrá un poco de agua que sirve para lavar el cloro, el frasco D contiene iodo, este último debe estar en agua fría; no está demás el añadir á este agua una mezcla frigorífica (nitrato de amoníaco y sal común).

Caliéntese poco á poco el matraz; muy pronto se ob-

tiene un desprendimiento de cloro, que pasará por el tubo encorvado B, para ir al frasco C, despues pasará por el tubo para ir á combinarse con el iodo que se halla en el frasco D.

La operacion será terminada, cuando el iodo esté convertido en un líquido de un color de bromo.

Uso. — Para el daguerreotipo.

DEL AZUFRE.

El azufre, cuerpo simple metalóide, es muy abundante en la naturaleza, se halla libre y combinado : libre, alrededor de los volcanes : combinado, con algunos metales : v. g. azufre + hierro = *sulfuro de hierro*; azufre + plomo = *sulfuro de plomo*.

Asimismo se halla en las sustancias vegetales y animales : v. g. en los *rábanos*, *mostaza*, *berros*, *cebollas* y en la *clara de huevo* (albumina).

Se halla en el comercio bajo tres formas diferentes :

1^a *natural*, de un color amarillo verdoso, cristalizado.
2^a *sublimado* ó en *polvo*; 3^a en *cilindros*.

El azufre es sólido, de un color amarillo, insoluble en el aceite, volátil y fusible á la temperatura de 107°; á los 160° se vuelve rojo.

Cuando se quema azufre al contacto del aire, se forman vapores blancos de ácido sulfuroso.

Combinado con los cuerpos simples, metálicos y me-

tolóides, forma *sulfuros* : v. g. azufre + estaño = *sulfuro de estaño*; azufre + iodo = *sulfuro de iodo*.

El oxígeno forma con el azufre 7 ácidos bien distintos :

	Fórmulas.
1° Acido ipo-sulfuroso.	S ² . O ² .
2° " " sulfúrico tri-sulfurado. . .	S ³ . O ⁵ .
3° " " " bi-sulfurado.	S ⁴ . O ⁵ .
4° " " " mono, sulfurado.	S ⁵ . O ⁵ .
5° " sulfuroso	S. O ² .
6° " ipo-sulfúrico.	S ² . O ⁵ .
7° " sulfúrico	S. O ⁵ .

El hidrógeno combinado con el azufre forma un solo ácido : v. g. azufre + hidrógeno = *ácido sulfídrico*.

Peso atómico, 201,165.

Fórmula, S.

Hay dos modos para extraer el azufre. El primero consiste en tostar algunos sulfuros metálicos, el azufre se volatiliza, y despues se condensa en la parte superior del establecimiento, en el cual están dispuestos los hornos para tostar.

Este producto es conocido en el comercio bajo los nombres de *azufre sublimado*, *flor de azufre*.

El segundo, está fundado sobre la fusibilidad del azufre, y la infusibilidad de las sustancias terrosas que se encuentran mezcladas con él, en su estado natural.

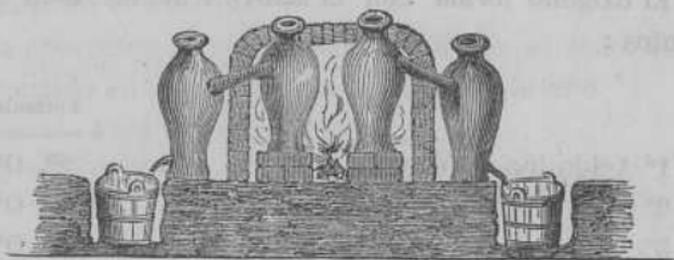


Fig. 10.

MODO DE OPERAR. — Se llenan de azufre nativo unos vasos de barro de la capacidad de 12 litros (24 libras); estos vasos se embuten en las paredes de un horno muy largo, llamado *galera*, tienen un pico que corresponde con un conducto que comunica con el interior del horno. El calor derrite el azufre, que corre por los picos de los vasos, pasando de estos al conducto que va á depositarlo en una cubeta llena de agua.

Usos. — El azufre se emplea para azufrar los vinos, y mezclado con limadura de hierro, sirve para asegurar barras de dicho metal en las piedras.

Mucho azufre se consume en la fabricación de la pólvora de cañon.

REACTIVO. — El ácido azóico, por medio del calor, trasforma el azufre en ácido sulfúrico; una parte del oxígeno se combina con el azufre (ácido sulfúrico), el ácido azotoso se desprende.

DEL ACIDO SULFIDRICO.

ACIDO HIDRO-SULFÚRICO, HIDRÓGENO SULFURADO.

Este ácido se compone de 1 átomo de azufre, y 2 de hidrógeno.

Es gaseoso, sin color, y su olor es como de huevos podridos, muy peligroso para respirarlo.

Una atmósfera que contenga $1/1500$ de este gas, es suficiente para matar un pájaro; $1/800$, para hacer lo mismo con un perro; y $1/200$ para un caballo. El cloro destruye al instante los efectos nocivos de este gas.

Peso atómico, 213,64.

Fórmula, $H^2. S.$

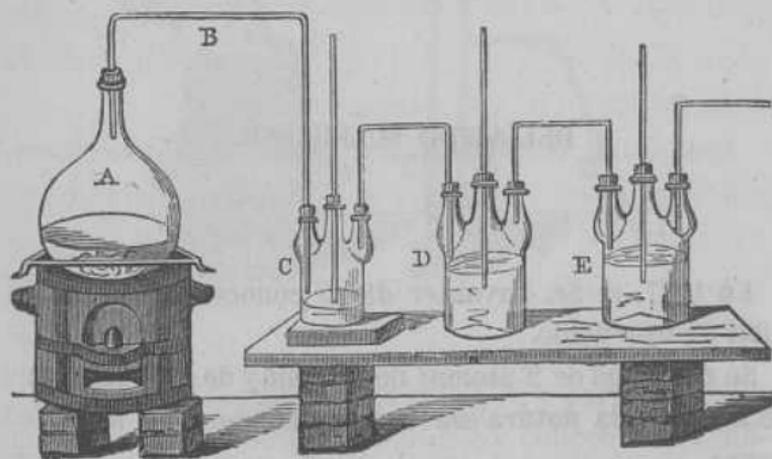


Fig. 11

PREPARACION. — Póngase en un matraz de vidrio A, una mezcla de sulfuro de antimonio y de ácido clorídrico, caliéntese poco á poco el matraz; el ácido sulfídrico se desprenderá por el tubo encorvado B, y se disolverá en los frascos de Woulff C, D, E, que deben tener agua.

REACCION QUÍMICA. — El ácido clorídrico se descompone: el hidrógeno se combina con el azufre (ácido sulfídrico) que se volatiliza, y el cloro se combina con el antimonio (cloruro de antimonio), que queda en el matraz.

FÓRMULA. — $\text{Sb. S.} + \text{HCl.} = \text{Sb. Cl.} + \text{H2. S.}$

Usos. — Se emplea como reactivo para conocer varios metales. Sirve tambien para destruir las ratas y los topos.

ANTÍDOTO. — Respirese inmediatamente una pequeña cantidad de cloro.

DEL ACIDO SULFUROSO.

En 1777, el Sr. Lavoisier dió á conocer la composicion de este ácido.

Se compone de 2 átomos de oxígeno y de 1 de azufre; se halla en la naturaleza desprendiéndose de los volcanes.

Este ácido es sin color, de un olor picante, provoca

tos y sofoca á los animales; á una baja temperatura se vuelve líquido, y pesa el doble del aire.

El ácido sulfuroso combinado con los óxidos metálicos, constituye el género *sulfito*.

Peso atómico, 401,16.

Fórmula, SO^2 .

PREPARACION. — Este ácido puede prepararse de tres modos: 1° tratando el mercurio por el ácido sulfúrico concentrado é hirviendo; 2° por la acción del ácido sulfúrico concentrado sobre el carbon de leña en polvo; 3° quemando el azufre con el contacto del aire.

Tratarémos solo del primer proceder porque produce el ácido mas puro.

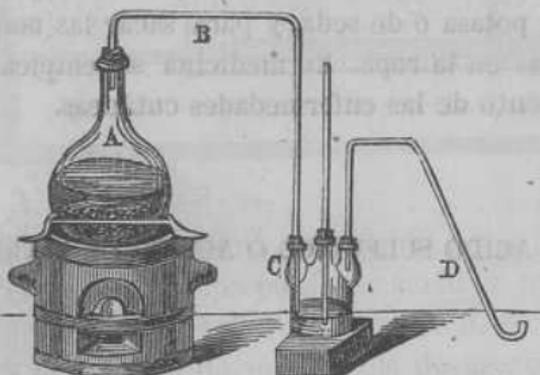


Fig. 12.

Póngase en un matraz de vidrio A, 1 parte de mercurio y 6 partes de ácido sulfúrico concentrado; hágase calentar hasta producir la ebullición. El ácido sulfuroso se desprenderá y pasará por el tubo B, para

disolverse en el agua que hay en el frasco C, provisto de un tubo de seguridad, y tambien deberá tener otro tubo encorvado D, para dejar pasar el exceso de ácido sulfuroso que pasa á disolverse en un vaso que está lleno hasta la mitad de agua.

REACCION QUÍMICA. — Una parte del ácido sulfúrico se descompone : el oxígeno se combina con el mercurio, para formar el óxido de mercurio. El ácido sulfuroso se desprende, y el ácido sulfúrico que no se descompuso se combina con el óxido de mercurio, para formar un sulfato de mercurio, que se queda en el matraz.

FÓRMULA. — $\text{Hg.} + \text{SO}^5. = \text{HgO}, \text{SO}^3, + \text{SO}^2.$

Usos. — Para blanquear el sebo, la lana, los sombreros de paja ; para la preparacion de los sulfitos é ipso-sulfitos de potasa ó de soda, y para sacar las manchas de las frutas en la ropa. En medicina se emplea para el tratamiento de las enfermedades cutáneas.

DEL ACIDO SULFURICO O ACEITE DE VITRIOLO.

El ácido sulfúrico no era conocido por los antiguos. Alberto el Grande lo llamaba *azufre de los filósofos*.

En 1750, Gerard Dorneus describió sus caracteres distintivos.

El ácido sulfúrico se compone de 3 átomos de oxígeno y de 1 átomo de azufre.

Es líquido, inodoro, sabor muy cáustico, desorganiza los tejidos; mezclado con el agua produce un gran desprendimiento de calor.

Este ácido tiene mucha afinidad con el agua, así que atrae fácilmente la que se halla mezclada con el aire de la atmósfera. Combinado con los óxidos metálicos, forma el género *sulfato*.

Peso atómico, 501,16.

•Fórmula, SO^3 .

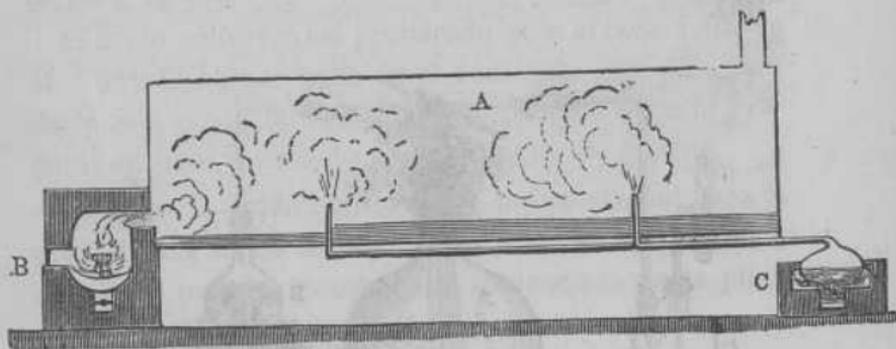


Fig. 13.

PREPARACION. — Se prepara este ácido en unos cuartos de plomo A, provistos de un horno B, en donde se opera la combustión de una mezcla de azoato de potasa (salitre) y de azufre.

En estos cuartos de plomo se introduce también agua en vapor, por medio de una caldera C, provista de un tubo encorvado que comunica con el cuarto de plomo para llevar el agua en vapor, con el fin de condensar el ácido sulfúrico formado.

REACCION QUÍMICA. — El azufre, quemándose al contacto del aire, forma el ácido sulfuroso; el ácido azóico del azoato de potasa se descompone : su oxígeno se combina con el ácido sulfuroso para formar el ácido sulfúrico.

El ácido ipo-azóico se trasforma de nuevo en ácido azóico por medio del oxígeno del aire, que se halla en el cuarto; este último ácido trasforma de nuevo el ácido sulfuroso en ácido sulfúrico.

FÓRMULA. — $\text{SO}^2. + \text{Az. O}^5. + \text{H}^2\text{O} = \text{SO}^3. + \text{Az. O}^4. + \text{H}^2\text{O}.$

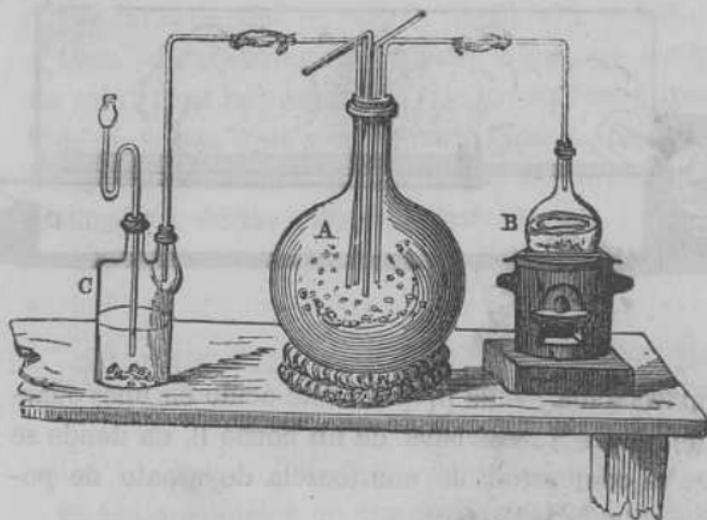


Fig. 15.

Se puede tambien preparar el ácido sulfúrico del modo siguiente : tómesese un matraz de vidrio A, lleno de aire y mojadas sus paredes interiores con agua : tápese la boca del matraz con un tapon de corcho el cual

deberá tener cuatro agujeros, á dos de ellos se les pone á cada uno un tubo recto y perpendicularmente, á fin de que se introduzca en él el aire atmosférico; á los otros dos agujeros se les ponen dos tubos encorvados para comunicar, el uno con un pequeño matraz B, que contiene cobre y ácido sulfúrico concentrado, á fin de obtener el ácido sulfuroso; y el otro comunica con un frasco C, el cual debe tener un tubo encorvado para echar ácido azóico diluido sobre el cobre que está en él, para obtener el bi-óxido de ázoe.

El ácido sulfúrico así preparado pesa al pesa-ácido de 45 á 50°. El que se halla en el comercio pesa 66°; para darle este grado de densidad es preciso hacerlo evaporar en unos tachos de plomo y mejor de platina.

Usos. — El ácido sulfúrico es indispensable para la preparacion de los ácidos azóico, clorídrico, bórico y esteárico, para la incuartacion y blanqueo de la plata que tiene una ley muy baja.

REACTIVOS. — Las sales baríticas solubles se emplean para indicar la presencia del ácido sulfúrico, libre ó combinado, haciendo un precipitado blanco, pesado, insoluble en el ácido azóico.

Tratándole por el carbon, y con la ayuda del calor, se obtiene el ácido sulfuroso.

ANTÍDOTO. — La magnesia calcinada mezclada con un poco de agua.

DEL SELENIO.

Debemos al Sr. Berzelius, el descubrimiento de este cuerpo simple metalóide.

El selenio se extrae de algunos residuos procedentes de ciertas especies de azufre.

Es sólido, de un color gris de plomo, muy quebradizo, soluble en los aceites fijos; á una temperatura elevada produce vapores de un color amarillo oscuro; el ácido azóico lo convierte en ácido selenioso; quemándose el selenio despidе un olor de coles podridas.

Peso atómico, 494,58.

Formula, Se.

DEL FOSFORO.

Este metalóide fué descubierto en 1669, por el Sr. Brandt, en Hamburgo.

El modo de obtenerlo fué secreto hasta 1769. En esta época, Kunckel indicó el modo de prepararlo, y por lo mismo se le denominó *Fósforo de Kunckel*.

La palabra fósforo, significa *lleva luz*. Se halla en la naturaleza en el estado de combinacion : v. g. *fosfato*

de cal; el cual se halla: 1° en la parte huesosa de los animales; 2° en la sangre; 3° en el cerebro; 4° en las ostras y en las esponjas.

El fósforo es sólido, de un color blanco amarillo, de olor de ajo, de consistencia como la de la cera; insoluble en los aceites, volátil, fusible á 69° ó 70° cent°, se quema al contacto del aire, por consiguiente se debe conservar en el agua privada de este fluido.

Combinado con los cuerpos simples forma el género *fosfuro*.

Combinado con el hidrógeno da origen al *hidrógeno proto* y *per-fosforado*. Combinado con el oxígeno resultan los ácidos siguientes: *hipo-fosforoso*; *fosforoso*; *ipo-fosfórico* y *fosfórico*.

El fósforo presenta algunas veces una costra de un color blanco; es un hidrato de fósforo.

Peso atómico, 196,143.

Fórmula, Ph.

PREPARACION. — Para obtener el fósforo, se toman huesos (fosfato y carbonato de cal), se calcinan al aire libre, despues se reducen á polvo y se deslien en un poco de agua, en un balde de madera: á la mezcla de agua y polvo de huesos se le echa igual cantidad de ácido sulfúrico concentrado.

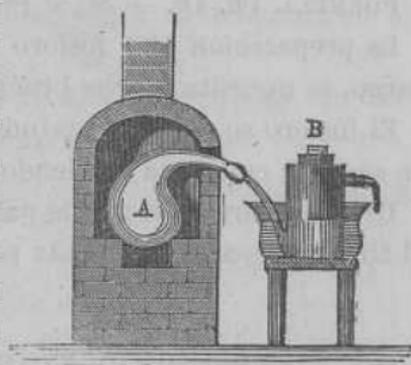


Fig. 15.

A las 24 horas se tira encima de la dicha mezcla agua hirviendo, se filtra, se recoge el líquido, y se hace evaporar hasta la consistencia de miel, y luego se pone en un tacho con la cuarta parte de su peso de carbon de leña en polvo, se calienta la mezcla hasta que el fondo tome un color rojo; en seguida se separa del fuego para ponerlo en una retorta de barro, á la cual se pone en un horno de reverbero; por medio de un fuerte calor el fósforo se desprende y se recibe bajo el agua B.

REACCION QUÍMICA. — El agua que encierra la mezcla en presencia del carbon encandecido se descompone: su hidrógeno se volatiliza, el oxígeno se combina con el carbono para formar un óxido de carbono.

FÓRMULA. — $C. + H^2. O. = CO. + H.$

El ácido fosfórico del bi-fosfato de cal, descompuesto por el mismo carbon encandecido, produce fósforo y óxido de carbono, y además hidrógeno fosforado que se quema tan luego como se halla al contacto del aire.

FÓRMULA. $Ph. O^5. + 5C = Ph. + 5CO + H^2. Ph^5.$

La preparacion del fósforo es muy fácil; sin embargo, se necesita mucha precaucion.

El fósforo se purifica pasándolo al través de un cuero de *chamois* con agua hirviendo.

Usos. — Para fabricar los palitos ó pajuelas, analizar el aire y preparar una pasta para matar los ratones.

DEL HIDROGENO FOSFORADO.

El hidrógeno fosforado es uno de los productos de la

putrefaccion de las materias animales ; se le designa vulgarmente bajo el nombre de *fuegos fatuos*.

Este gas se halla muchas veces en los pantanos y en los viejos cementerios.

Es gaseoso, sin color, poco soluble en el agua, inflamable en el contacto del aire.

Peso atómico, 625,31.

Fórmula, $H^6. Ph^5$.

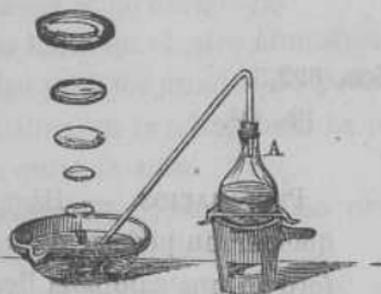


Fig. 16.

PREPARACION. — Póngase en un pequeño matraz A, una solución concentrada de óxido de potasio (potasa cáustica) ; añádase un pedazo de fósforo , caliéntese gradualmente : el hidrógeno fosforado se desprenderá y se inflamará en el

contacto del aire.

REACCION QUÍMICA. — El agua se descompone : su oxígeno se combina con una parte del fósforo empleado, produciendo ácido fosforoso ; su hidrógeno con la otra parte del fósforo forma el hidrógeno fosforado. En seguida el ácido fosforoso se combina con el óxido de potasio y da origen á un fosfito de potasa, el cual se queda en solución en el matraz, mientras que el hidrógeno fosforado se volatiliza.

FÓRMULA. — $KO. + Ph. + H^2. O. = KO, Ph. O^3. + H^6. Ph^5$.

DEL ACIDO FOSFORICO.

El ácido fosfórico es sólido, muy delicuescente, sin color, sabor muy ácido.

Se halla en la naturaleza en el estado de combinacion (fosfato de cal).

Peso atómico, 892,3.

Fórmula, Ph. O⁵.

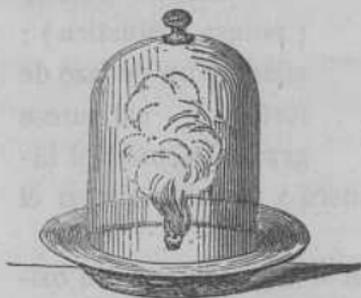


Fig. 17.

PREPARACION. — Hágase quemar un pedazo de fósforo en una campana llena de aire privado de humedad por medio del óxido de calcio (cal viva).

REACCION QUÍMICA. — El oxígeno del aire se combina con el fósforo y produce

ácido fosfórico, bajo la forma de nieve, adherido á las paredes de la campana. El azoe del aire se queda tambien en la campana bajo la forma de gas:

FÓRMULA. — Ph. + Az. + O. = Ph. O⁵. + Az.

REACTIVOS. — El *agua de cal*, demuestra la presencia del ácido fosfórico; forma un precipitado blanco (fosfato de cal).

El *azolato de plata*, demuestra asimismo la presencia del ácido fosfórico : produce un fosfato de plata, que es insoluble y tiene un color amarillo.

DEL AZOE.

Rutterfort, en 1772, clasificó el gas ázoe, distinguiéndolo del ácido carbónico.

Se halla en el aire atmosférico, en las materias animales y en los azoatos de potasa y de soda; sales que se hallan en la naturaleza. La palabra ázoe quiere decir que quita la vida.

Es gaseoso, incoloro, sin olor, desabrido, apaga los cuerpos encendidos.

Combinado con el oxígeno, produce algunos ácidos : v. gr. *ipo-azotoso*; *azotoso*; *ipo-azóico* y *azóico*.

Combinado con el hidrógeno, forma el azoturo de hidrógeno (amoníaco).

Combinado con el carbono, da origen al azoturo de carbono (cianógeno).

Peso atómico, 88,51.

Fórmula, Az. ó N.

PREPARACION. — Hágase quemar un pedazo de fósforo en una campana llena de aire.

Esta campana se pone sobre la tabla del cubo pneu-

matuquímico, á fin de que se disuelva el ácido fosfórico que se produce en esta operacion.

Se reconoce que el volúmen del aire encerrado en la campana ha disminuido una $\frac{1}{5}$ parte.

REACCION QUÍMICA. — El aire se compone de gas oxígeno una $\frac{1}{5}$ parte, de gas ázoe $\frac{4}{5}$ partes, y de algunos centésimos de ácido carbónico. El fósforo se combina con el oxígeno y produce el ácido fosfórico.

El gas ázoe se halla mezclado con el ácido carbónico, el cual se puede aislar por medio de una solución de potasa cáustica (carbonato de potasa.)

FÓRMULA. — Ph. + Az. + O. + CO². = Ph. O³. + Az. + KO, CO².

DEL HIDRURO DE AZOE.

AMONIACO LÍQUIDO, ALCALI VOLATIL.

El amoniaco era conocido de los antiguos, los cuales ignoraban su composición. Este gas proviene de la descomposición de las materias animales, y se obtiene destilando estas mismas materias.

El amoniaco es sin color, cáustico, de un olor picante, respirándolo hace lagrimear, soluble en el agua; este líquido disuelve la tercera parte de su peso. Combinado con los ácidos forma sales; v. gr. ácido clorí-

drico + amoniaco = cloridrato de amoniaco (sal amoniaco).

Peso atómico, 107,25.

Fórmula, Az. H⁵.

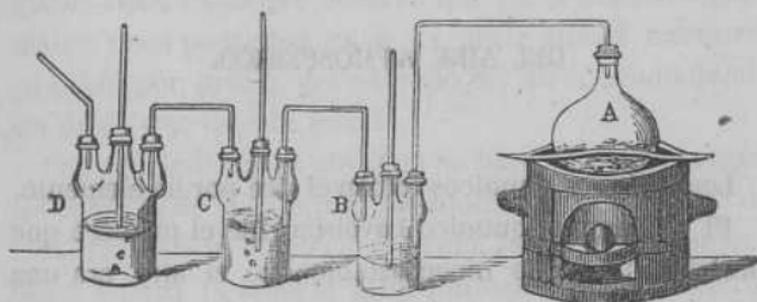


Fig. 18.

PREPARACION. - Hágase una mezcla de dos partes de cal viva y una de sal amoniaco, póngase la dicha mezcla en un matraz de vidrio ó de hierro A, provisto de un tubo encorvado, el cual comunicará con una serie de frascos de Woulff B, C, D.

Caléntese poco á poco el matraz; el gas amoniaco se desprenderá y pasará por el tubo encorvado, para disolverse en los frascos, conteniendo agua hasta la mitad.

REACCION QUÍMICA. — El cloridrato de amoniaco se descompone: el ácido clorídrico se combina con la cal; el amoniaco encontrándose libre se volatiliza.

FÓRMULA. — Az. H⁵., HCl. + CaO = Az. H⁵. + CaO, HCl.

Usos. — El amoniaco se emplea en la tintura: to-

mando 12 gotas en un baso de agua quita la embriaguez. Cauteriza las mordeduras de los perros rabiosos.

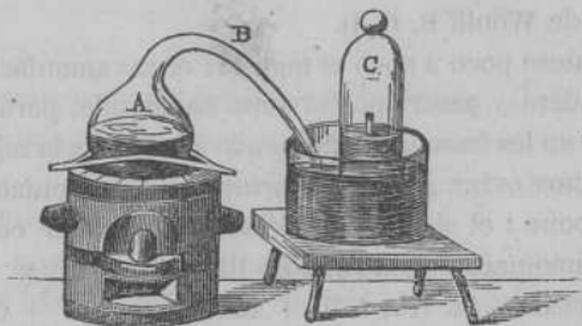
REACTIVOS. — El amoniaco se reconoce con facilidad por su olor desagradable. Puesto en contacto con el cloro, ó con el ácido clorídrico, produce vapores blancos.

DEL AIRE ATMOSFÉRICO.

Los antiguos químicos tenían el aire por un elemento.

El distinguido químico Lavoisier, fué el primero que probó de un modo incontestable que el aire era una mezcla de dos gases cuyas propiedades eran muy diferentes, determinando en qué proporciones estaban mezclados.

Indicaremos aquí el proceder que este distinguido químico empleó, para probar que el aire no era un elemento.



F. 19.

Puso en un matraz de vidrio A, una pequeña cantidad de mercurio, añadió al matraz un tubo encorvado B, el cual comunicaba con una campana C, puesta sobre la tabla del cubo hidrargiro-pneumato-químico; de este modo no podia haber comunicacion con el aire exterior. Despues hizo calentar el matraz durante algunos dias, hasta que observó que en el matraz se formaban unos pedacitos rojos, es decir que el mercurio se oxidó por medio del oxígeno del aire, produciendo un óxido rojo de este metal.

Por consiguiente el aire que se hallaba en el matraz, así como el de la campana fué modificado por medio de esta reaccion, y en efecto apagaba los cuerpos encendidos y daba la muerte á los animales que lo respiraban; por esta razon le llamaron á este gas, ázoe.

Le faltaba conocer la composicion de la sustancia roja, y lo verificó así: puso la citada en una pequeña retorta de vidrio provista de un tubo encorvado, el cual comunicaba con una campana llena de agua, la cual estaba puesta sobre la tabla del cubo pneumato-químico; hizo calentar la retorta, y observó que se desprendia de dentro de ella un gas, que fué á reemplazar el agua de la campana, cuya propiedad era la de activar la combustion, produciendo una luz muy viva que la vista no podia soportar.

El aires sin color, inodoro, desabrido, compresible y muy-elástico.

Compónese de 21 partes de oxígeno y de 79 de ázoe, ó bien en volúmen una $1/5$ parte del primero y $4/5$ del segundo, y de algunos centésimos de ácido carbónico;

así como de una cierta cantidad de agua en vapor.

Para analizar el aire atmosférico es necesario tener una campana graduada, llenarla de aire y ponerla sobre la tabla del cubo pneumato-químico; despues introducir en ella un pedacito de fósforo, ó bien de potasio; á las 24 horas se observa que una pequeña cantidad de agua del cubo pneumato-químico, ha subido dentro de la campana, precisamente á la $\frac{1}{5}$ parte de su capacidad, esta agua tiene la propiedad de enrojecer la tintura azul de tornasol, si se ha empleado el fósforo; y si es el potasio, la dicha agua vuelve azul la tintura que antes habia sido enrojecida por un ácido; lo cual prueba que la $\frac{1}{5}$ parte de la capacidad de la campana estaba llena de gas oxígeno, el cual se combinó con el fósforo, para formar el ácido fosfórico, que tiene la propiedad de enrojecer la tintura azul de tornasol.

Las $\frac{4}{5}$ partes de gas que se quedan en la campana tienen la propiedad diametralmente opuesta á la del oxígeno, porque si se introduce una luz en la campana se apaga instantáneamente y da la muerte á los animales que lo respiran. Este gas es el ázoe mezclado con una pequeña cantidad de ácido carbónico, y se prueba poniéndolo en contacto de una solucion de óxido de potasio, dando origen á un carbonato de potasa, el cual hace efervescencia con los ácidos.

Se determina la cantidad de agua en el aire atmosférico del modo siguiente : Se pone un peso determinado de cloruro de calcio dentro de una campana llena de aire, y sin comunicacion con el aire exterior, á las 24 horas se saca el cloruro de calcio y se pesa, el exceso de peso

que ha adquirido es precisamente la cantidad de agua en vapor, que se hallaba mezclada con el aire de la campana.

El aire está algunas veces mezclado con gases venenosos, en este caso, produce muchas enfermedades; se purifica por medio del cloro, que tiene la propiedad de descomponer esos gases, ó del carbon, que por su fuerza « Catalítica » absorbe esos mismos gases.

El Sr. Lavoisier ha probado que una persona consume en 24 horas 755 litros de aire atmosférico.

DEL PROTOXIDO DE AZOE.

El protóxido de ázoe es un gas descolorido, sin olor, desabrido; no puede alterarse con el contacto del aire; lo mismo que el oxígeno, activa la combustion, produce una especie de embriaguez cuando lo respiramos, asimismo causa sensaciones placenteras, y de esto le proviene el nombre de gas hilarante.

PREPARACION. — Póngase en una pequeña retorta de vidrio, azoato de amoníaco, añádase á la retorta un tubo encorvado que comuniqué con una campana puesta sobre la tabla de la cuba pneumato-química; caliéntese poco á poco la retorta y el azoato de amoníaco se descompondrá, habrá formacion de agua y de protóxido de ázoe.

FÓRMULA — $Az. H^5. AzO^3, + H^2, O = 2 Az. O + 4H^2O.$

DEL ACIDO AZOICO.

6

ACIDO NÍTRICO, AGUA FUERTE.

El ácido azóico fué conocido del árabe Geber, alquimista del siglo IX.

Este ácido es sin color, de un olor desagradable, despidiendo vapores blancos al contacto del aire.

Cuando este ácido es muy concentrado la luz lo descompone : hay producción de oxígeno y de ácido ipoazóico ; un fuerte calor lo descompone enteramente en oxígeno y ázoe ; asimismo el carbono y el azufre, á la temperatura del agua hirviendo, lo descomponen.

El ácido azóico se halla en la naturaleza combinado con la potasa, con la magnesia, etc.

Este ácido tiene la propiedad de desorganizar el cutis, produciendo en él una mancha amarilla.

Peso atómico, 677,02.

Fórmula, $Az^2. O^5$.

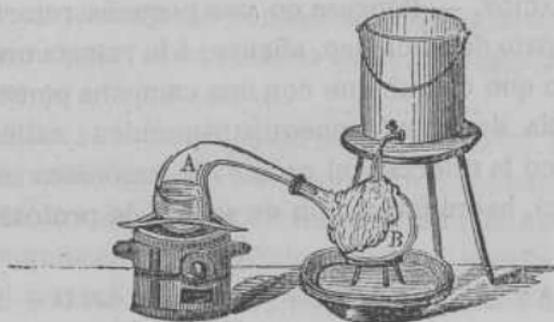


Fig. 20.

PREPARACION. — Póngase en una retorta de vidrio A, ó en un cilindro de hierro, 6 partes de azoato de potasa (salitre) y 4 partes de ácido sulfúrico concentrado (aceite de vitriolo), caliéntese la retorta, y recíbase el ácido que se desprende por medio de un matraz B cubierto de lienzo mojado con agua fria, con el fin de condensar el ácido. La operacion está concluida cuando aparecen vapores rojos.

REACCION QUÍMICA. — El ácido sulfúrico, como es mas fijo que el ácido azóico y como tiene mas afinidad por el óxido de potasio que él, produce un sulfato de potasa; el ácido azóico se volatiliza por medio del calor.

FÓRMULA. — $\text{KO, Az}^2. \text{O}^5. + \text{SO}^5. = \text{KO, SO}^5. + \text{Az}^2. \text{O}^5$

USOS Y REACTIVOS. — Se emplea en la preparacion del ácido oxálico. Mezclado con el ácido clorídrico constituye el *agua regia de los plateros*, para disolver el oro y la platina, cuyas proporciones son las siguientes: 3 partes de ácido clorídrico, y 1 parte de ácido azóico.

Combinado con la potasa, el ácido azóico produce un azoato de potasa, cuyos caracteres físicos y químicos se reconocen fácilmente.

DEL BORO.

Este cuerpo simple metalóide, se halla en la naturaleza en el estado de combinacion (ácido bórico); es de un color castaño, pulverulento, sin olor ni sabor; el

ácido azóico lo trasforma con desprendimiento de ácido azotoso.

Peso atómico, 68,10.

Fórmula, Bo.

PREPARACION. — Prepárase el boro, tratando el ácido bórico fundido y pulverizado por medio del potasio: póngase esta mezcla en un tubo de vidrio, caliéntese para efectuar la reaccion, la cual se hace produciendo una pequeña detonacion.

REACCION QUÍMICA. — El oxígeno del ácido bórico se combina con el potasio y produce el óxido de potasio; el boro queda en libertad.

FÓRMULA. — $K. + Bo. O^5. = Ko. + Bo.$

DEL ACIDO BORICO.

El ácido bórico fué descubierto por Mascagni, en 1776. Se halla en la naturaleza bajo el estado libre ó combinado.

El ácido bórico es sólido, incoloro, cristalizado en escamas, de un sabor poco ácido, mas soluble en el agua caliente que en el agua fria.

Peso atómico, 435,98.

Fórmula, Bo. O⁵.

PREPARACION. — Tómense dos libras de borato de sosa, diez libras de agua destilada y diez onzas de ácido sulfúrico concentrado. Hágase calentar el agua para disolver el borax, y cuando la solución es perfecta, añádase poco á poco, y no de una vez, el ácido sulfúrico concentrado; déjese enfriar y se tendrá el ácido bórico cristalizado.

El ácido sulfúrico debe ponerse en exceso para impedir la cristalización del sulfato de soda formado.

REACCION QUÍMICA. — El ácido sulfúrico como tiene mas afinidad para la soda que el ácido bórico, se combina con ella y reemplaza este último.

FÓRMULA. — $\text{Na. O, Bo. O}^5. + \text{SO}^5. = \text{NaO, SO}^5. + \text{Bo. O}^5.$

Usos. — El ácido bórico puede reemplazar el crémor en el arte de la tintura, se emplea en la preparación de los pávilos que se ponen en las velas de estearina.

REACTIVO. — El ácido bórico se derrite al soplete; toma el aspecto del vidrio.

Fundido con algunos óxidos metálicos produce vidrios de diferentes colores.

DEL CARBONO.

Este cuerpo simple metalóide es muy usado en las artes, se halla en la naturaleza libre ó combinado; libre bajo varias formas: v. g. el *diamante*, el *antrácito*; combinado, en las sustancias vegetales y animales, así como en el lápiz plomo (carburo de hierro.)

El carbono es sólido, sin olor, sin sabor, insoluble en el agua y en los ácidos.

Combinado con el oxígeno produce el *óxido* de carbono y el *ácido carbónico*; con el hidrógeno, el *hidrógeno proto* y *bi-carbonado*, que se emplea para el alumbrado de las ciudades.

Este gas se llama gas-light.

Peso atómico, 76,43.

Fórmula, C.

El diamante es conocido desde mucho tiempo. Solo se puede trabajar con el polvo del mismo, desleído con un poco de aceite. Raya todos los cuerpos y no puede ser rayado por ninguno.

Se halla en la India y en el Brasil. En 1576 un joven llamado D. Luis, de la ciudad de Bruges, fué quien indicó el modo de trabajarlo.

Entre los diamantes naturales de la India, se cita el del Raja de Matun en Borneo; su peso es de 300 carats (mas de dos onzas).

El del emperador de Rusia, que pesa 193 carats, vale 450 mil pesos. El del emperador de Austria, que pesa 139 carats vale 520,000 ps.; en fin, el diamante de Francia, que pesa 136 carats, es estimado en 500,000 ps.

Usos. — Denota el emblema de la riqueza; sirve para cortar el vidrio, y para soportar los ejes de los relojes.

La *plombajina* ó *grafito*, es un compuesto de carbono y de hierro que se halla formado en la naturaleza. Esta sustancia es de un color aplomado, suave al tacto;

se emplea para formar los lápices y para ser aplicado sobre las chimeneas económicas.

El antrácito, es una variedad del carbono puro, tiene mucha analogía con el carbon de piedra. El carbon de leña es tambien una variedad de carbono impuro; se obtiene calcinando las sustancias vegetales, privadas del contacto del aire.

El negro de humo se prepara quemando cuerpos resinosos, se condensa el humo en un aparato que tiene la forma de un pilon de azucar refinada en el cual se obra la combustion de la resina.

Los tintes indelebles se preparan con este producto; tienen la propiedad de resistir al cloro y á los ácidos.

El negro animal, proviene de la calcinacion de los huesos, sin el contacto del aire, sin embargo se deja una pequeña abertura á los cilindros de hierro, para dejar volatilizar los gases que se producen en la descomposicion de los huesos.

Usos. — El carbon animal es un anti-pútrido, posee á un alto grado la propiedad de decolorar y neutralizar los gases mortíferos por medio de esta fuerza, conocida hoy bajo el nombre « *de fuerza catalitica.* » Precipita tambien algunas sales calcáreas y por consiguiente se emplea el carbon animal en la purificacion de las aguas teniendo en solucion dichas sales.

DEL ACIDO CARBONICO.

El nombre de *espíritu silvestre* fué dado á este ácido por Faracelso.

El inmortal Lavoisier lo llamó ácido carbónico, nombre que indica muy bien su composición : oxígeno y carbono.

Este gas es ácido, incoloro, de un olor picante, apaga los cuerpos en combustión, poco soluble en el agua, á no ser que sea con una fuerte presión.

Se halla en la naturaleza en el estado libre y combinado ; libre en la *gruta del perro* cerca de Nápoles ; combinado en las piedras calcáreas ; v. g. el *mármol, la lisa*, etc.

El ácido carbónico, sometido á una fuerte presión, pasa del estado gaseoso al estado líquido, y después al de sólido.

Peso atómico, 276,43.

Fórmula, CO^2 .

PREPARACION. — Pónganse en un frasco A, provisto de un tubo encorvado B, algunos pedazos de mármol, y de ácido clorídrico ; al instante se obtiene un desprendimiento de gas, que pasará por el tubo encorvado C, é irá á la campana D, llena de agua para reemplazarla.

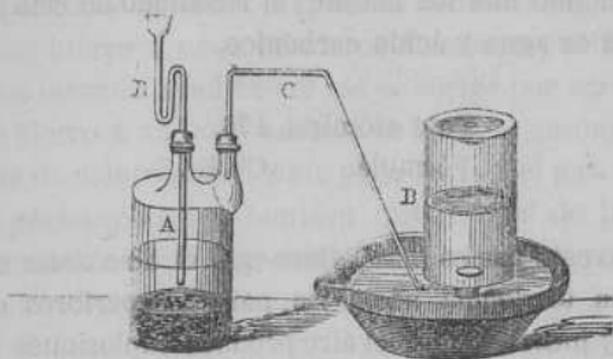


Fig. 12.

REACCION QUÍMICA. — El ácido clorídrico se combina con el óxido de cálcio (cal viva) para formar un cloridrato de cal : el ácido carbónico puesto en libertad, se desprende.

FÓRMULA. — $\text{CaO, CO}^2. + \text{HCL} = \text{Ca. O, HCL.} + \text{CO}^2.$

Usos. — Para preparar las aguas gaseosas, así como elvino de Champaña artificial.

REACTIVO. — El agua de cal demuestra su presencia: produce un precipitado blanco que causa efervescencia con los ácidos (carbonato de cal.)

DEL HIDROGENO.

PROTO Y BI-CARBONADO.

Este gas es llamado vulgarmente « gas de los pantanos » porque se desprende de ellos.

Es incoloro, sin olor, se quema al contacto del aire produciendo una luz celeste; el resultado de esta combustion es agua y ácido carbónico.

Peso atómico, 176.

Fórmula, $C^2. H^4$.

Como este gas es mas liviano que el aire tiene siempre una tendencia hácia las partes superiores de la mina, y mezclado con el aire produce explosiones muy peligrosas para los obreros; este gas es llamado por los mineros « fuego grison. »

El gas que sirve para el alumbrado es formado casi enteramente de hidrógeno bi-carbonado, produce una luz mas clara que la del hidrógeno proto-carbonado; hé aquí su fórmula C^2H^4 .

Se obtiene este gas por medio de la descomposicion del carbon de piedra, ó mejor por la descomposicion de los cuerpos grasos, v. g. aceite, grasa, sebo, etc. Por este método el gas obtenido es mas puro y posee un poder alumbrate muy superior al producido por medio del carbon de piedra.

Se calcula que 100 quilógramos de carbon de piedra producen 23 méetros cúbicos de gas.

Es debido á un ingeniero francés, llamado Lebon, la invencion de este método de alumbrado. Mas tarde, en Inglaterra, se usó del mismo método, pero sobre una escala mayor.

PREPARACION. — La descomposicion de las sustancias empleadas para obtener el gas se opera en unos

grandes cilindros de hierro ; el gas se desprende de estas especies de retortas, despues es conducido por unos tubos de hierro á unos lavaderos donde se purifica, y de estos mismos lavaderos el gas se dirige por otros tubos de hierro á un pozo adonde se halla el gasómetro ; especie de campana que sirve para recibir el gas.

Del *gasómetro* salen tambien otros tubos de hierro para conducir el gas á los establecimientos de la ciudad.

DEL FLUOR.

DEL ACIDO FLUORÍDRICO.

El fluor es un cuerpo simple metalóide, cuyas propiedades son hasta ahora desconocidas.

Es un gas incoloro, ataca y destruye el vidrio, y todos los metales.

Solo se ha podido obtenerlo en unos vasos de Spath-Fluor descomponiendo el fluoruro de plata por medio del cloro : hay formacion de cloruro de plata y desprendimiento de fluor.

Su accion sobre la economia animal es muy corrosiva:

FÓRMULA. Fl.

No se conoce ninguna combinacion del fluor con el oxígeno ; pero sí con el hidrógeno, con el cual produce el ácido fluorídrico, muy importante por sus usos.

DEL ACIDO FLUORIDRICO.

Este ácido es uno de los mas peligrosos para manejarlo : una sola gota de ácido anidro, produce sobre el cutis una inflamacion muy viva acompañada de fiebre : si la quemadura fuese algo considerable podria ocasionar los accidentes mas graves y á veces la muerte.

El ácido fluorídrico anidro forma un líquido incoloro, no se solidifica á ninguna temperatura y hierve hácia los 30° centi. produce al aire vapores blancos, espesos, formados por su combinacion con el agua en vapor que se halla en el aire; su afinidad por ella es mucha, y se combina en toda proporcion con este líquido. Cuando se echa el ácido fluorídrico en el agua, cada gota produce un ruido semejante al de un hierro rojo sumergido en ella.

Este ácido tiene mucha analogía con los ácidos clorídrico, bromídrico, y iodídrico; así es que se cree que tiene las mismas proporciones, es decir, iguales volúmenes de hidrógeno y de fluor.

FÓRMULA. — H, Fl.

PREPARACION. — Póngase en una retorta de plomo una parte de spath-fluor (fluoruro de calcio), y dos partes de ácido sulfúrico concentrado, se añade á la retorta un tubo de plomo formado de tal modo que

pueda servir de recipiente para condensar el ácido fluorídrico y envuelto con una mezcla frigorífica, y se calienta un poco el aparato.

REACCION QUÍMICA. — La misma que la del ácido clorídrico : el agua se descompone, el hidrógeno se combina con el fluor (ácido fluorídrico), el oxígeno se combina con el calcio (óxido de calcio), este se une con el ácido sulfúrico y produce el sulfato de cal.

FORMULA. — $\text{Ca. Fl.} + \text{So}^5. + \text{H}^2 \text{O}, = \text{So}^5. + \text{HFl}$

Usos. — Para hacer dibujos sobre el vidrio. Modo de hacerlos : se pone una capa de cera ó de barniz sobre el vidrio y con un punzon se traza el dibujo de modo que quede descubierta toda la parte que se quiere despulir. Despues se hace una pasta con un poco de fluoruro de calcio y ácido sulfúrico concentrado, y se extiende sobre el dibujo; despues de algunas horas de contacto se lava.

DEL ARSÉNICO.

El arsénico se halla en la naturaleza al estado libre, y combinado en el oxígeno, el azufre, etc.

Se parece mucho á los metales por sus propiedades físicas; pero sus combinaciones tienen tanta analogía con las del fósforo que es regular no separar estos dos metalóides.

Este cuerpo simple que antes era clasificado entre los metales, tiene un color pardo oscuro, cristalizado, quebradizo, volátil; el contacto del aire lo oxida con mucha facilidad, así es que se conserva siempre bajo el aceite de *Nafta*. Puesto sobre un pedazo de carbon encendido, produce vapores blancos de un olor de ajo.

Combinado con el oxígeno forma el ácido arsenioso (óxido blanco de arsénico) y el ácido arsénico.

Forma igualmente dos combinaciones con el hidrógeno : la una *el hidrógeno arseniado*; es gaseoso, sin color, y de un olor particular, muy venenoso. La otra, *el arseniuro de hidrógeno*, se forma en la combustion del hidrógeno arseniado, es sólido y de un color moreno.

Combinado con el azufre, así como con el cloro, produce sulfuros y cloruros de arsénico.

Peso atómico, 470,042.

Fórmula. Ar.

Los que hacen fuegos artificiales consumen muchas cantidades de sulfuro de arsénico (oropimento), para producir el fuego indio blanco, el cual se compone de 24 partes de azoato de potasa (salitre), 7 partes de azufre, y dos partes de sulfuro de arsénico.

Dice el Sr. Girardin, químico distinguido, que la luz producida por la combustion de esta mezcla se vé á 40 leguas en la mar.

DEL ACIDO ARSENIOSO.

OXIDO BLANCO DE ARSENICÓ.



El arsénico del comercio (óxido blanco de arsénico) es sólido, blanco, sin sabor, poco soluble en el agua, enrojece un poco el papel azul de tornasol.

Una solución de ácido arsenioso tratado por una solución de sulfato de cobre, precipita *en verde*: tratado por el azoato de plata, precipita *en amarillo*, soluble en el amoníaco.

Combinado con el hidrógeno inflamado precipita el arsénico al estado cristalizado.

Para aprovechar esta propiedad se han empleado varios aparatos, (aparato de Marsh), para conocer pequeñas cantidades de compuestos arsenicales mezclados con sustancias.

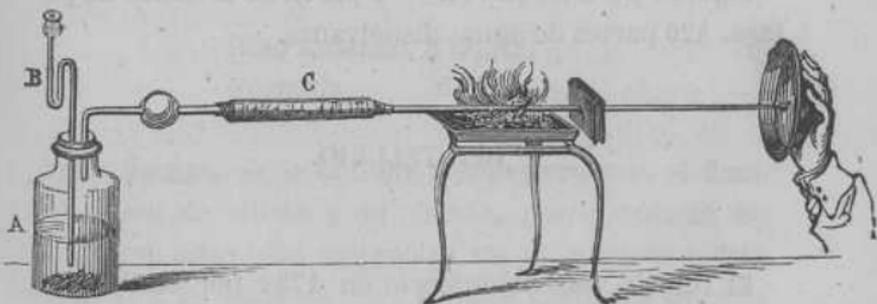


Fig. 22.

Del aparato de Marsh. — Consiste en un frasco de boca ancha A, al cual se pone un tapon con dos tubos: el uno B. en forma de S. sirve para echar el ácido sulfúrico; el otro encorvado para conducir el hidrógeno arsenioso y para inflamarlo, á fin de depositar el arsénico cristalizado sobre un plato de porcelana.

En el frasco se pone agua, zinc, y la sustancia en la cual se supone existir la presencia del arsénico.

ANTÍDOTO. — Adminístrese el hidrato de peróxido de hierro, ó la magnesia calcinada, produce en el estómago arsenitos de hierro, ó de magnesia, insolubles no venenosos.

Usos. — El ácido arsenioso combinado con el óxido de potasio, forma un arsenito de potasa, empleado en Montevideo, y Buenos-Ayres, como preservativo contra la *polilla* (insecto que destruye los cueros secos).

Modo de preparar este preservativo. — Tómese: 1 parte de ácido arsenioso, y 1 parte de sub-carbonato de potasa; hágase hervir en 8 partes de agua, y despues hágase evaporar dicho líquido hasta sequedad, es decir, hasta privacion de líquido.

Líquido para los cueros. — 1 parte de arsenito de potasa, 420 partes de agua; disuélvanse.

DEL TELURIO.

El telurio fué descubierto en 1782 por Muller, de Reichenstein, en las minas de oro de la Transilvania:

pero es á Klaproth á quien debemos el conocimiento de sus propiedades principales. Es un metalóide muy raro, se halla á veces en la naturaleza al estado libre ; pero casi siempre ligado con el oro, el bismuto, ó el plomo. Sus propiedades físicas son las de los metales, tiene mucha analogía con el antimonio, y sus combinaciones son semejantes á las del telurio y del azufre.

Es fusible al calor rojo sombrío, y volátil á una temperatura muy elevada.

FÓRMULA — Te.

DEL SILICIO.

El ácido de este metalóide es uno de los cuerpos mas comunes en la superficie del globo.

Combinado con el oxígeno forma una gran cantidad de minerales.

Peso atómico, 277,312.

Fórmula, Si.

PREPARACIÓN. — Se obtiene descómpoñiendo el fluoruro doble de silicio y de potasio, por el potasio. Se introducen estas dos sustancias en un tubo de vidrio bien seco y se calienta con algunos carbones encendidos.

FÓRMULA. — $3\text{KFl.} + 2\text{SiFl}^2. + 6\text{K} = 9\text{KFl.} + 2\text{Si.}$

Por la reacción que antecede se observa que el fluor tiene mas afinidad por el silicio, así es que hay formación de fluoruro de potasio y separación del silicio.

Se trata el producto de la reacción por el agua fría que disuelve el fluoruro de potasio; y se recoge el silicio sobre un filtro el cual se lava por el agua destilada.

DEL ACIDO SILICICO.

SILICIA.

El ácido silícico es la sola combinación conocida del silicio con el oxígeno.

Al estado libre constituye el cuarzo, el cristal de roca, etc. Combinado con la alúmina, la potasa, la soda, la cal, ó el óxido de hierro constituye muchos minerales.

Fórmula. — $\text{SiO}^2.$

PREPARACION. — Se puede obtener el ácido silícico calentando en un crisol de platina, 1 parte de cuarzo en polvo, y 4 partes de carbonato de potasa ó de soda; una vez la fusión establecida se disuelve en el agua y se descompone este silicato por el ácido clorídrico:

hay formación de cloridrato de potasa ó de soda, el ácido silícico se precipita al estado gelatinoso.

FÓRMULA. — $\text{KO}, \text{SiO}^3. + \text{HCl.} = \text{KO}, \text{HCl.} + \text{SiO}^3.$

La silicia combinada con la potasa y con la cal constituye el vidrio.



... de ...
... de ...
... de ...
... de ...
... de ...



... de ...
... de ...
... de ...
... de ...
... de ...

DE LOS METALES

Los fundidores de metales fueron conocidos en la mas remota antigüedad. El Génesis designa á Tubalcain, el octavo hombre despues de Adan, como buen operario para trabajar el hierro y él bronce.

Los Romanos conocian los metales, y los designaban con el nombre de los planetas : El oro era el *Sol*; la plata, la *Luna*; el cobre, *Venus*; el hierro, *Marte*; el estaño, *Jupiter*; el plomo, *Saturno*; etc.

Les óxidos metálicos como la potasa, la soda, la cal, etc. eran conocidos como tierras. Se debe al Sr. Davis, el conocimiento de lo contrario : en 1807, obtuvo la reduccion de estos óxidos por medio de la pila vol-táica.

Para ello, puso sobre un plato de platina una cierta cantidad de óxido de potasio en contacto con el polo negativo de la pila. El hidrógeno, procedente de la descomposicion del agua junto con el fluido eléctrico, formó agua con el oxígeno del óxido de potasio; el metal fué reducido.

Los metales se dividen en *seis secciones* : la primera seccion comprende los que descomponen el agua á la temperatura ordinaria. La sexta seccion no la descompone en ninguna temperatura.

Las secciones intermedias las descomponen con el auxilio del calor, ó de algunos ácidos enérgicos.

Esta division está fundada sobre la mayor ó la menor afinidad que tienen los metales por el oxígeno.

Los metales se hallan en la naturaleza en el estado libre ó combinado; libre, v. g. la *plata*, el *oro*, y la *platina*; combinado, v. g. el *plomo*, el *cobre*, el *antimonio*, etc.

Son buenos conductores de la electricidad y del calórico, fusibles ó infusibles, fijos ó volátiles. Son todos sólidos á la temperatura ordinaria á excepcion del mercurio que es siempre líquido; son dúctiles y maleables, es decir, que se extienden bajo el martillo sin romperse: sin embargo algunos no poseen esta propiedad y se quiebran: v. g. son dúctiles el *hierro*, el *cobre*, la *plata*, el *oro*, etc; se rompen, el *antimonio*, el *bismuto*, etc. Tienen varios colores: el oro es *amarillo*, el cobre es *rojo*, la plata es *blanca*. Son susceptibles de cristalización. Algunos poseen un olor y sabor particulares: los del cobre, del hierro, y del estaño son bastante conocidos.

El oxígeno combinado con los metales forma óxidos y á veces ácidos : v. g. óxidos de hierro, de plomo; ácidos antimónico, molíbdeno.

Combinado con los cuerpos simples metalóides, estos últimos toman la terminación *uro* : v. g. cloro + mercurio = *cloruro de mercurio*; iodo + potasio = *ioduro de potasio*.

Los óxidos metálicos combinados con los ácidos forman sales : v. g. ácido azótico + óxido de plata = *azoato de plata*.

Una mezcla de metales toma el nombre de *liga*; la que se hace con mercurio se llama *amalgama* : v. g. ligas : cobre 10 partes, oro 90 partes, forman la liga de las monedas. Cobre 90 partes, zinc 10 partes, el *cobre amarillo* ó *laton*; cobre 90 partes, estaño 10 partes, el *bronce*, etc.

DEL POTASIO.

En el año de 1807, sir Davis descubrió este metal. Existe en la naturaleza en el estado de combinación : v. g. : *azoato de potasa*. El potasio tiene la consistencia de la cera, de un color de plata; tal es la afinidad que tiene para el oxígeno que para conservarlo es menester tenerlo en el aceite de petróleo.

En contacto con el agua, la descompone con inflama-

cion de gas hidrógeno. Combinado con el cloro, con el iodo, y con el azufre, forma cloruro, ioduro y sulfuro.

Peso atómico, 489,916.

Fórmula, K.

PREPARACION. — Se descompone el óxido de potasio : 1° por la accion de una pila muy fuerte; 2° por el hierro y el calor; 3° por el carbonato de potasa, el carbon y el calor.

El potasio es un excelente reactivo para reconocer la presencia del alcohol mezclado con las esencias; produce una ligera inflamacion. Se emplea tambien para desoxigenar algunos óxidos y ácidos : v. g. *óxido de magnesio, ácido bórico.*

DEL OXIDO DE POTASIO.

POTASA CAUSTICA.

El óxido de potasio es sólido, blanco, de un sabor cáustico, vuelve azul el papel de tornasol enrojecido por un ácido, es delicuescente, es decir que se apodera de la humedad del aire, muy soluble en el agua, no se encuentra en la naturaleza en el estado libre.

Peso atómico, 587,915.

Fórmula, KO.

PREPARACION. — Trátese una solución de sub-carbonato de potasa por el óxido de calcio (cal viva).

REACCION QUÍMICA. — El ácido carbónico del sub-carbonato de potasa, como tiene mas afinidad para la cal, forma un carbonato de cal insoluble; el óxido de potasio queda en solución.

FÓRMULA. — $\text{KO}, \text{CO}^2. + \text{Ca. O.} = \text{KO.} + \text{Ca. O. CO}^2.$

Este líquido concentrado se llama en el comercio *lejía de jaboneros*. Evaporado hasta la sequedad constituye la *pedra de cauterio*, que se emplea en medicina como cáustico.

REACTIVOS. — El óxido de potasio se distingue fácilmente, 1° por el cloruro de platina con el cual forma un precipitado amarillo (cloruro platínico potásico); 2° se humedece en el contacto del aire; 3° con el ácido tartárico, forma un precipitado blanco (bi-tartrato de potasa).

Usos. — Para preparar los jabones, y sacar las manchas de aceite, grasa, sebo, etc.

DEL IODURO DE POTASIO.

El ioduro de potasio es sólido, blanco, cristalizado,

muy soluble en el agua. Se halla en la naturaleza mezclado con el carbonato de soda, con el cloruro de potasio, etc; sales que provienen de la incineracion y colacion de las plantas marinas.

Peso atómico, 205,61.

Fórmula, $KI\text{o}^2$.

PREPARACION. — Existen varios métodos para preparar el ioduro de potasio. Indicamos el mas usado, el cual está fundado sobre la facilidad con la cual el iodo ataca el hierro por medio del agua. Tómese: 1 parte de iodo, $\frac{1}{4}$ partes de agua y $\frac{1}{2}$ parte de limaduras de hierro; póngase el todo dentro de un pequeño matraz, caliéntese gradualmente, se obtiene un ioduro de hierro de color verde, compuesto muy soluble. Trátese este ioduro por una solucion de sub-carbonato de potasa, se formará un precipitado de carbonato de hierro y el ioduro de potasio quedará en solucion. Filtrese, hágase evaporar y cristalizar.

REACCION QUÍMICA. — El oxígeno y el ácido carbónico del sub-carbonato de potasa se combinan con el hierro (sub-carbonato de hierro). El iodo, puesto en libertad, se une con el potasio (ioduro de potasio).

FÓRMULA. — $Fe, I\text{o}^2. + KO, CO^2, = FeO, CO^2. + KI\text{o}$.

USOS Y REACTIVOS. — Se emplea en el arte del tintorero por doble descomposicion. En medicina para el tratamiento de las enfermedades escrofulosas; etc. El azoato de plomo produce con el ioduro de potasio un precipitado amarillo (ioduro de plomo). El bi-cloruro de

mercurio produce un precipitado rojo (bi-ioduro de mercurio). Algunas gotas de ácido sulfúrico concentrado, echadas en una solución concentrada de ioduro de potasio, producen un desprendimiento de vapores violetas (iodo que se volatiliza).

DEL CLORATO DE POTASA.

Esta sal, compuesta de ácido clórico y de óxido de potasio, fué descubierta en 1786 por el célebre Berthollet, que le dió el nombre de *murialo super-oxigenado* de potasa. El Sr. Gay Lussac estudió sus propiedades en 1814.

El clorato de potasa no se halla nunca en la naturaleza : es un producto del arte.

Es sólido, cristalizado en hojas blancas, soluble en el agua; expuesto á una alta temperatura se descompone : hay desprendimiento de oxígeno y formación de cloruro de potasio. Mezclado con algunos metalóides, el rozamiento produce una detonación : v. g. 3 partes de clorato de potasa y una parte de azufre. Si se añade carbon á esta mezcla, se obtiene una pólvora peligrosa al manejarla, pues al mas mínimo rozamiento se inflama.

PREPARACION. — Hágase pasar una corriente de cloro en una solución concentrada de sub-carbonato de potasa.

REACCION QUÍMICA. — Una parte del oxígeno de la

potasa se combina con una porcion de cloro (ácido clórico); este último ácido, combinado con la potasa, da origen al clorato de potasa que se precipita cristalizado.

La otra porcion del cloro se une con el potasio que proviene del óxido y produce un cloruro de potasio, el cual se queda en solucion; hay tambien desprendimiento de ácido carbónico.

FÓRMULA. — $\text{KO}, \text{CO}^2. + \text{Cl.} = \text{KO}, \text{ClO}^5. + \text{KCl.} + \text{CO}^2.$

Usos. — Para preparar el gas oxígeno y fabricar los fósforos, los cuales se componen de 2 partes de clorato de potasa, 4 partes de fósforo, 7 partes de goma en polvo, y suficiente cantidad de añil ó minio para darles el color.

Hágase disolver la goma en un poco de agua caliente, mézclense inmediatamente el fósforo y el añil, y añádase el clorato de potasa en polvo. Se moja la extremidad, ya azufrada de los palitos en esta pasta. Despues de dicha operacion se pasa encima un poco de barniz para impedir la humedad.

Reaccion curiosa del clorato de potasa, del fósforo y del ácido sulfúrico concentrado: póngase en un vaso de los que se usan para beber el vino de Champaña, un poco de agua, de fósforo y de clorato de potasa; añádase un poco de ácido sulfúrico concentrado por medio de un tubo de vidrio que vaya hasta el fondo del vaso.

DEL CLORITO DE POTASA.

El clorito de potasa proviene de la combinacion del ácido cloroso con el óxido de potasio.

Esta sal, disuelta en el agua, produce el agua de *Javelle*, muy usada por las modistas.

PREPARACION. — Hágase pasar una corriente de cloro, en una solucion de potasa diluida.

DEL SULFATO DE POTASA.

TARTARO VITRIOLADO, SAL DE DUOBUS.

Esta sal es el resultado de la combinacion del ácido sulfúrico con el óxido de potasio. Es sólida, blanca, cristalizada, poco soluble en el agua, de un sabor amargo; se halla á veces en la naturaleza.

Se prepara tratando una solucion de sub-carbonato de

potasa, por el ácido sulfúrico diluido. La operación está concluida cuando no hay más efervescencia, ó bien cuando el papel de tornasol no cambia de color.

REACCION QUÍMICA. — El ácido sulfúrico, teniendo más afinidad para la potasa que el ácido carbónico, se combina con ella (sulfato de potasa); el ácido carbónico puesto en libertad se desprende produciendo la efervescencia.

FÓRMULA. — $KO, CO^2 + SO^4 = KO, SO^3 + CO^2$.

Usos. — Se emplea en medicina como purgante y para preparar la sal de vinagre, la que se obtiene mojado el sulfato de potasa cristalizado con el ácido acético concentrado.

DEL SULFITO DE POTASA.

El sulfito de potasa es la combinación del ácido sulfuroso con el óxido de potasio.

Esta sal es blanca, deliquescente, de un sabor amargo y algo sulfuroso.

Se prepara haciendo pasar el ácido sulfuroso en una solución concentrada de sub-carbonato de potasa, hasta que cese la efervescencia; en seguida se hace evaporar y cristalizar.

REACCION QUÍMICA. — El ácido sulfuroso se combina

con el óxido de potasio (sulfito de potasa), el ácido carbónico del sub-carbonato de potasa, como queda en libertad se desprende produciendo la efervescencia.

FÓRMULA. — $\text{KO}, \text{CO}^2. + \text{SO}^2. = \text{KO}, \text{SO}^2. + \text{CO}^2.$

Usos. — Para preparar el ipso-sulfito de potasa, empleado para el *daguerreotipo*; se hace hervir la solución del sulfito de potasa con una pequeña cantidad de azufre sublimado, se filtra, se hace evaporar y cristalizar. Para blanquear la paja, lana, etc.

DEL AZOATO DE POTASA.

NITRATO DE POTASA, SAL NITRO, SALITRE.

Esta sal compuesta de ácido azóico y de óxido de potasio es conocida desde los tiempos mas remotos. Se halla muy á menudo en la naturaleza, es decir mezclada con los azoatos de cal y de magnesia.

Se produce tambien 1.º en las caballerizas, 2.º en las paredes viejas; algunas plantas tambien tienen esta sal. v. g. la parietaria, la borraja.

El azoato de potasa es sólido, blanco, cristalizado, se humedece al aire, y por consiguiente es muy soluble en el agua, y de un sabor fresco y picante.

Fundido en su agua de cristalización constituye el cristal mineral (sal de prunela.)

PREPARACION. — En los laboratorios se prepara tratando una solución de sub-carbonato de potasa por el ácido azóico diluido.

En las artes se prepara de otro modo : se extrae de los *salitres*, que se hallan en el interior de la tierra; es una mezcla de sales : azoatos de potasa, de cal y de magnesia.

Se añade á estas sales una cierta cantidad de cenizas, y se procede á la colacion; la cual evaporada produce cristales de azoato de potasa.

REACCION QUÍMICA. — Se añade la ceniza á la mezcla salina para aislar la cal y la magnesia de los azoatos de cal y de magnesia; produciendo un solo azoato de potasa.

FÓRMULA. — $\text{CaO, Az O}^5. + \text{Mg : O, Az O}^5. + \text{KO, Az O}^5. + \text{KO, CO}^2. = \text{KO, AzO}^5. + \text{CaO, CO}^2. + \text{Mg : O, CO}^2.$

Usos. — 1.º para preparar el ácido azóico; 2.º para purificar la plata cuya ley es muy baja; 3.º es indispensable en la fabricación de la pólvora de cañon.

Como la pólvora es un objeto de mucho interés, indicamos su preparacion. Se compone : 1.º de azoato de potasa, 2.º de carbon vegetal liviano, y 3.º de azufre.

Las dichas sustancias deben ser muy puras, los carbones mejores son los de cáñamo, de tilo, y de sauce.

Las sustancias deben ser pulverizadas separadamente para evitar las detonaciones, se añade un poco de agua, y en fin se pasa por un tamiz.

La última mano que recibe la pólvora es el ponerla en un tonel ó barril al cual se le hace dar un novimiento de rotacion, para darle lustre y reunir sus moléculas.

PROPORICIONES PARA LA PÓLVORA FRANCESA.

PÓLVORA DE GUERRA.	DE CAZA.	DE MINA.
Salitre. 75 part.	78 part.	65 part.
Azufre. 12 1/2	10 »	20 »
Carbon..... 12 1/2	12 »	15 »

La pólvora puede inflamarse por la frotacion. Los productos gaseosos que se forman son : el ácido carbónico, el ázoe, el hidrógeno carbonado.

Los productos fijos son : el sulfuro de potasio, el sulfato de potasa, y algun residuo de carbon. Se llama pólvora de fusion la mezcla siguiente: 3 partes de azoato de potasa, 1 parte de azufre y otra parte de madera pulverizada.

Con esta pólvora se puede derretir una monedita de plata en una cáscara de nuez.

Los cohetes á la congreve se componen de 53 partes de azoato de potasa, 46 partes de betun y 2 partes de sulfuro de antimonio.

REACTIVOS. — El azoato de potasa, puesto sobre carbones encendidos, produce un cierto ruido y activa la combustion.

Tratado con el ácido sulfúrico concentrado produce vapores de olor desagradable (ácido azoico).

DEL SUB-CARBONATO DE POTASA.

POTASA PERLADA, SAL DE AJENJO.

El sub-carbonato de potasa se halla en la naturaleza bajo el estado de *ulmato* de potasa, *oxalato*, y *azoato* de la misma base.

Estas sales se hallan en varios vegetales; por la incineracion se trasforman en sub-carbonato de potasa.

En los países en que abundan los montes, como la *América*, la *Suecia*, la *Rusia* y la *Polonia*, se preparan las potasas mas estimadas del comercio. La potasa de *Santa-Fé* (América del Sud) es la que nos ocupa.

Las cenizas procedentes de la incineracion de los vegetales producen 10 por 0/0 de sub-carbonato de potasa; excepto las cenizas de *Ombú*, vegetal que tenemos aquí, su ceniza produce de 30 hasta 40 por 0/0 de sub-carbonato de potasa.

Esta sal se compone de ácido carbónico y de óxido de potasio. Es sólida, blanca, sin olor, sabor cáustico, muy

soluble en el agua, delicuescente: produce efervescencia con los ácidos.

PREPARACION. — En los laboratorios, se hace una mezcla de azoato de potasa (salitre) y de bi-tartrato de potasa (cremor); se echa esta mezcla por partes en un crisol calentado hasta el calor rojo, entonces se cuele y se filtra, y se hace evaporar hasta la sequedad.

REACCION QUÍMICA. — El ácido tártrico del bi-tartrato de potasa se descompone, así como el ácido azóico del azoato de potasa: el oxígeno del ácido azóico se combina con el carbono del ácido tártrico para formar el ácido carbónico, el cual se combina con el óxido de potasio y produce el sub-carbonato de potasa.

FÓRMULA; — $\text{KO}, \text{AzO}^5. + \text{KO}, \text{T}^2. \text{H}^2. \text{O} = \text{KO}, \text{CO}^2.$

Método que se emplea en las artes para preparar el sub-carbonato de potasa. — Quémese al contacto del aire el vegetal leñoso ó yerbas, se obtiene una ceniza que producirá por la colacion y evaporacion un residuo salino, formado de sub-carbonato de potasa, de cloruro y de sulfato de la misma base.

A fin de dar al sub-carbonato de potasa un aspecto agradable bajo el punto de vista comercial, se calcina este residuo salino, hasta un calor rojo, en un horno de reverbero; á veces los óxidos de hierro y de manganesa le dan un color azul ó rojo, así que á la primera vista se podria pensar que la potasa tiene cobre.

Por medio de un instrumento llamado *alcalímetro* se reconoce en el comercio la buena ó mala calidad de las potasas. El dicho instrumento es un tubo de vidrio graduado, en el cual se pone un líquido compuesto de

9 partes de agua destilada, y de 1 parte de ácido sulfúrico concentrado.

ENSAYO DE LAS POTASAS. — Tómense: 10 gramos de sub-carbonato de potasa, háganse disolver dentro de 30 gramos de agua destilada, á esta solución échese licor alcalimétrico (ácido sulfúrico diluido), y cuanto mas de él sature la solución, tanto mejor es el sub-carbonato de potasa.

Usos. — Se emplea en la tintorería para disolver los principios colorantes de naturaleza resinosa, para quitar las manchas de sebo. En solución en el agua, los pintores se sirven de él, bajo el nombre de agua segunda, para limpiar las pinturas viejas.

DEL SODIO.

Es á sir Davis á quien debemos el descubrimiento de este metal.

Es sólido, blanco, de una consistencia de cera, de un color plateado, descompone el agua con desprendimiento de hidrógeno, pero sin inflamación de este gas; tiene por consiguiente mucha afinidad para el gas oxígeno, se conserva en el aceite de *Nafta* (carburo de hidrógeno). No se halla en la naturaleza; es un producto del arte.

Con los cuerpos simples metalóides forma combinaciones terminadas en *uro*, v. g. cloro + sodio = *cloruro de sodio*; azufre + sodio = *sulfuro de sodio*.

Con el oxígeno produce el óxido de sodio (soda).

Peso atómico, 290,897.

Fórmula, Na.

PREPARACION. — Igual á la del potasio.

DEL OXIDO DE SODIO.

El óxido de sodio se obtiene de la misma manera que el de potasio.

Es blanco, cáustico, soluble en el agua. Una solución de óxido de sodio concentrado constituye la lejía de jaboneros; para la preparación de los jabones sólidos.

PREPARACION. — Trátase una solución de sub-carbonato de soda, por medio del óxido de calcio (cal viva.)

REACCION QUÍMICA. — El ácido carbónico del carbonato de soda se combina con el óxido de calcio (carbonato de cal), el óxido de sodio, puesto en libertad, se queda en solución en el agua (la misma operación que para la potasa cáustica.)

FÓRMULA : — $\text{Na O, C O}^2. + \text{Ca. O.} = \text{Ca. O, C O}^2. + \text{NaO.}$

DEL CLORURO DE SODIO.

IDROCLORATO DE SODA, SAL MARINA, SAL GEMA.

El cloruro de sodio es muy abundante en la naturaleza ; las aguas de la mar tienen una gran cantidad de él ; se halla también en el interior de la tierra (sal gema.)

Es blanco, cristalizado, muy soluble en el agua, tiene un sabor fresco y salado ; deliquescente cuando se mezcla con el cloruro de magnesio. Puesto sobre carbones encendidos decrepita con ruido, es decir, que pierde su agua de cristalización.

Se prepara por mayor por la evaporación de las aguas del mar en el aire libre.

Usos. — Para salar la carne, fabricar la soda artificial, y preparar el ácido clorídrico, el cloro y la sal amoníaco.

REACTIVOS. — *El azoato de plata*, para reconocer la presencia del cloro ; y *el antimonio de potasa*, para reconocer el óxido de sodio (antimonio de soda que se precipita).

DEL CLORATO DE SODA.

Esta sal es blanca, cristalizada, soluble en el agua, sabor fresco y picante.

FÓRMULA. — Na O, Cl. O^5 .

PREPARACION. — Trátase una solución concentrada de sub-carbonato de soda por medio de una corriente de cloro; (operación idéntica á la del clorato de potasa.)

DEL CLORITO DE SODA.

El clorito de soda ó licor desinfectante del Sr Labarraque, químico distinguido, es muy usado en medicina y en las artes.

PREPARACION. — Hágase pasar una corriente de cloro en una solución diluida de sub-carbonato de soda.

DEL SULFATO DE SODA.

SAL DE GLAUBER, SAL VITRIOLADA.

Como lo indica su nombre, esta sal se compone de ácido sulfúrico y de óxido de sodio; se halla en la naturaleza en solución en las aguas de algunos manantiales. Es sólida, blanca, cristalizada, de un sabor amargo, esflorescente, usada en medicina como purgante. Empleada en las artes para preparar la soda artificial.

DEL SUB-BORATO DE SODA.

BORAX, ATÍNCAR.

El borax se halla en la naturaleza, en la isla de Ceilan, en China y en el Perú.

Esta sal tiene un sabor alcalino, enverdece el jarabe de violetas, es soluble en el agua; á una alta tempera-

tura facilita la fusion de los óxidos metálicos, forma entonces una vitrificacion colorada ó no segun el óxido ; el óxido de manganesa, *en morado* ; el óxido de hierro, *en verde de botella* ; el óxido de cromo, *en verde esmeralda* ; el óxido de cobalto, *en azul de turquia* muy pronunciado.

El Sr. Berzelius ha aprovechado esta propiedad del borax sobre los óxidos metálicos para analizarlos.

Usos. — Para facilitar la fusion de los metales. Para preparar el ácido bórico. — Se emplea en medicina como astringente.

DEL LITIO.

El Sr. Davis descubrió este metal ; su óxido fué llamado Litina, de una palabra griega que significa piedra.

El óxido y las sales de litina tienen mucha analogía con las de potasa.

DEL BARIO.

El óxido de bario fué reducido al estado metálico en 1808.

Peso atómico, 856,88.

Fórmula, Ba.

Es un metal sólido, semejante á la plata por su color.

DEL OXIDO DE BARIO.

BARITA.

Este óxido tiene un color ceniza, un sabor cáustico, enverdece el jarabe de violetas; no se halla en la naturaleza, solo se encuentra en el estado de carbonato ó sulfato; es poco soluble en el agua.

Este óxido se emplea como reactivo para hallar la presencia del ácido sulfúrico, ya libre ó combinado; produce un sulfato de barita, blanco, pesado, insoluble en el ácido azóico.

PREPARACION. — Hágase calcinar el carbonato de barita; el ácido carbónico se volatilizará y quedará por residuo el óxido de bario.

DEL ESTRONCIO.

Al Sr. Crawford, médico Escocés, debemos el descubrimiento de este metal.

Peso atómico, 547,28.

Fórmula, Sr.

DEL OXIDO DE ESTRONCIO.

ESTRONCIANA.

La estronciana tiene las mismas propiedades que la barita.

Las sales de estronciana se reconocen porque colorean en rojo purpúreo la llama del alcohol.

DEL CALCIO.

El calcio se halla en la naturaleza en el estado de carbonato, fluoruro, sulfato, etc.

El carbonato constituye *el mármol*; el *Spath de Islandia*, y la *tisa*; el sulfato no es otra cosa sino el *yeso*.

Quemándolo en el contacto del aire produce una luz resplandeciente.

Peso atómico, 256,019.

Fórmula, Ca.

DEL OXIDO DE CALCIO.

CAL VIVA.

La cal es conocida desde los tiempos mas antiguos. Este óxido se halla en la naturaleza solo en el estado de combinaciones : v. g. sulfato, carbonato y fosfato de cal.

Es sólido, blanco, insoluble en el agua ; sin embargo este líquido disuelve una pequeña cantidad, así es que lo hay en solucion en algunas fuentes ó manantiales.

La cal viva puesta en contacto del agua se deshace con desprendimiento de calor, y algunas veces de luz ; esta cal se llama entonces (cal apagada.)

Las piedras calcáreas son fáciles de reconocer : hacen efervescencia con los ácidos, y estas disoluciones precipitan en blanco con el oxalato de amoniaco (oxalato de cal.)

Usos. — Es un buen abono ; se emplea en preparar las argamasas ó mezclas ; desleido en el agua, sirve en las tenerías para preparar los cueros.

Se prepara el óxido de calcio (cal viva) calcinando el carbonato de cal (mármol, tisa, etc.)

Se calienta el carbonato hasta el calor rojo, con el fin de despojarlo de su ácido carbónico.

Los caleros que conocen bien su profesion no necesitan la accion de los ácidos sobre la piedra calcinada; saben que la operacion está para concluirse por medio del color de la llama que sale por la parte superior de la calera.

Hay tres clases de cal; esta diferencia proviene de la naturaleza del calcáreo que ha servido para su preparacion: 1° *cal gorda*, 2° *cal flaca*, y 3° *cal hidráulica*.

La cal gorda proviene de la calcinacion de calcáreos muy duros (mármol y tisa); es la calidad superior para edificar.

La cal flaca proviene de calcáreos muy livianos, contienen una gran cantidad de magnesia y de fosfato de cal; forma con el agua una masa poco homogénea, no puede endurecerse bajo el agua.

La cal hidráulica se emplea, como lo indica su nombre, para edificar dentro del agua, y en contacto con ella forma una masa, de una solidez extraordinaria.

La cal que se prepara en el *Cerro*, cerca de *Montevideo*, proviene de piedras calcáreas mezcladas con conchitas, con magnesia, además con una pequeña cantidad de óxido de hierro, etc. (cal flaca.)

La operacion de calcinar el calcáreo dura mas ó menos tiempo, segun el grosor de los pedazos de piedra.

Los caleros mojan la piedra calcárea antes de la calcinacion, con el fin de acelerar el desprendimiento del ácido carbónico, que por medio de la descomposicion

del agua se trasforma en óxido de carbono y en hidrógeno carbonado.

Para obtener buena cal, es necesario escoger las piedras calcáreas mas densas : v. g. el mármol, la tisa, el spath de Islandia.

Como combustible se puede emplear el carbon de piedra.

La calcinacion se hace por montones ó por medio de hornos.

En el país de *Galles*, se prepara la calcinacion del calcáreo en montones; esta operacion consiste en formar conos con el calcáreo y cubrirlos con una mezcla de arcilla con pasto, á fin de concentrar el calor interior. Es menester calentar poco á poco, porque sin esta precaucion el calcáreo se rajaria y se vendria el cono abajo.

Se conoce que la operacion está concluida, extravendo una piedra, la cual se pone en contacto con el ácido clorídrico; y no produce ninguna efervescencia.

La cal que se prepara en el departamento de las Minas, á 25 leguas de Montevideo, es de mejor calidad que la del Cerro de Montevideo; tiene mucha analogia con la *cal gorda* de Europa.

ANALISIS DE DIFERENTES CLASES DE CAL.

GORDA.		FLACA.		HIDRAULICA.	
Cal.	96,4.	Cal.	75,5.	Cal.	82,5.
Magnesia.	1,8.	Magnesia	23,3.	Magnesia.	4,
Arcilla. . . .	1,8.	Oxido de hierro	1,2.	Silicio.	} 13,5.
				Alumina.	
				Oxido de hierro	

DEL MAGNESIO.

Este metal fué descubierto en 1829 por Mr. Bussy, químico de Paris.

Se halla en la naturaleza en el estado de cloruro, carbonato y sulfato de magnesia.

Es blanco, brillante, se descompone con el contacto del aire, así es que es menester conservarlo dentro del aceite de *Nafta*.

Combinado con el oxígeno forma el óxido de magnesio; con los cuerpos simples metalóides, el azufre, el cloro, etc. forma sulfuro y cloruro de magnesio.

Peso atómico; 158, 35.

Fórmula, Mg.

PREPARACION. — Trátese el cloruro de magnesio por el potasio.

REACCION QUÍMICA. — El cloro tiene mas afinidad para el potasio, el magnesio se pone en libertad :

FÓRMULA. — $Mg\ Cl. + K = KCl. + Mg.$

DEL OXIDO DE MAGNESIO.

(MAGNESIA CALCINADA.)

El óxido de magnesio es sólido, blanco, suave al tacto, sin olor ni sabor; enverdece el jarabe de violetas y atrae el ácido carbónico del aire.

El óxido de magnesio no se halla en la naturaleza; se prepara tratando una solución de sulfato de magnesia por otra de sub-carbonato de soda, recogiendo el precipitado, haciéndolo secar y calcinándolo después en un crisol calentado hasta la temperatura roja, á fin de que el ácido carbónico se volatilice y quede en el crisol el óxido de magnesio (magnesia calcinada).

FÓRMULA. — $MgO, SO^5. + NaO, CO^2. = NaO, SO^5. + MgO, CO^2.$

Usos. — Empleado en medicina como absorbente y purgante suave. — Es un antídoto precioso en los envenenamientos producidos por el ácido arsenioso, y los ácidos concentrados.

DÉ LAS SALES DE MAGNESIA.

Las sales de magnesia son casi todas solubles y de un

sabor amargo; precipitan con el sub-carbonato de soda y el fosfato de amoníaco.

Mezcladas con el azoato de cobalto y despues calentadas con el soplete se tiene un producto de color rosado.

DEL SULFATO DE MAGNESIA.

(SAL DE SEDLITZ, SAL INGLESA, SAL DE EPSOM.)

Esta sal se halla formada en la naturaleza en solucion en las aguas de algunas fuentes : como en las de *Egra*, de *Sedlitz*, de *Pulna* y las de *Epsom*, en Inglaterra.

El sulfato de magnesia es sólido, blanco, soluble en el agua, de un sabor amargo.

FÓRMULA. — $MgO, SO^5. + 7H^2. O.$

Se obtiene por la evaporacion de las aguas minerales de las cuales hemos hablado mas arriba.

Se halla igualmente y en proporciones bastante considerables en las *aguas madres* de las salinas de *Montiers*, y de las del *Mediterráneo*.

Las primeras tienen un 20 por o/o de esta sal y las segundas 9 1/2 por o/o.

Se puede obtener tambien el sulfato de magnesia tratando el sub-carbonato de magnesia por el ácido sulfúrico.

En Italia se prepara el sulfato de magnesia, exponiendo al aire los sulfuros de hierro y de magnesio y mojándolos de tiempo en tiempo.

REACCION QUÍMICA. — El oxígeno del aire y del agua se combina con el sulfuro de magnesio y lo trasforma en sulfato, el cual se obtiene por la colacion y la cristalización.

El sulfato de magnesia en solución en las aguas minerales parece provenir de la reacción del bi-sulfato de cal, en solución en las aguas, sobre el calcáreo magnesiano : hay formación de carbonato de cal, que se deposita, y sulfato de magnesia que queda en solución.

Usos. — En medicina como purgante.

DEL SUB-CARBONATO DE MAGNESIA.

(MAGNESIA BLANCA.)

En la naturaleza hallamos el carbonato de magnesia combinado con el carbonato de cal (*la dolomia de los mineralogistas*) en algunas regiones, sobre todo en los *Alpes*, donde está en rocas considerables. La fórmula de esta combinación es esta : $\text{CaO, CO}^2. + \text{MgO, CO}^2.$

Tambien lo hallamos puro en pedazos compactos y á veces cristalizado en romboedros.

Es blanco, insoluble en el agua, soluble con efervescencia con la mayor parte de los ácidos, muy liviano.

PREPARACION. — Trátese una solucion de sulfato de magnesia por otra de sub-carbonato de soda.

REACCION QUÍMICA. — El ácido sulfúrico, como tiene mas afinidad para la soda que el ácido carbónico se combina con ella y forma un sulfato de soda soluble; el ácido se apodera del óxido de Magnesio y forma un sub-carbonato de magnesia, blanco, que se precipita con el aspecto gelatinoso; se recoge este precipitado dentro de unos canastos guarnecidos con tela en su interior y se hace secar.

FÓRMULA. — $MgO, SO^5 + NaO, CO^3 = NaO, SO^5 + MgO, CO^2$.

Usos. — En medicina para neutralizar el ácido que se produce en el estómago.

SILICATOS DE MAGNESIA.

Se halla muchas veces el silicato de magnesia combinado con el agua. El *magnesito* ó *espuma del mar* y el *Talco*, son silicatos de magnesia.

La serpentina es la misma sal combinada con el hidrato de magnesia.

DEL ITRIO.

El Sr. Wcelher descubrió este metal tratando el cloruro de itrio, por el Potasio.

Peso atómico, 402, 514 :

Fórmula, $\text{ItCl} + \text{K} = \text{KCl} + \text{It}$.

Se halla en la naturaleza en el estado de óxido de itrio mezclado con la silicia; los óxidos de cerio y de hierro.

El Sr. Berzelius lo ha hallado en el mineral llamado *gadolinita*.

DEL ERBIO Er, TORIO To, Y TERBIO Tr.

Estos tres metales han sido hallados en unos minerales muy escasos : *el Torio* en el estado de *óxido de torio* ó *Torina* solo en dos minerales llamados *Torito* y *Pyrocklor*; fué descubierto por el Sr. Berzelius.

El *erbio*, cuyo óxido se llama *erbina*, fué descubierto por el Sr. Mosander, en el mineral llamado *ortita*, así

como este mismo químico encontró el *terbio*, cuyo óxido se llama *terbina*, en el mineral nombrado *itrotantálito*.

DEL CERIO Ce, LANTANO La, Y DIDYMA Di.

Estos tres metales han sido hallados juntos en algunos minerales, principalmente en la *cerita*.

Los tres óxidos están combinados con el ácido silícico.

El cerio fué descubierto en 1809 por los señores Berzelius é Hisinger.

El lantano y el didyma, por el Sr. Mosander.

Estos tres metales, como son poco conocidos y sin uso ninguno, nos limitaremos á esta pequeña historia.

DEL ALUMINIO.

Este cuerpo simple metálico fué descubierto en 1827 por el Sr. Wœlher y en 1854 por Mr. de Saint Clair. El químico anterior usó del mismo proceder que para el *itrio* y el *magnesio*, es decir, tratando el cloruro de aluminio por el potasio.

El aluminio en el estado de combinacion representa un papel muy importante en la naturaleza; entra en la composicion de la mayor parte de las piedras preciosas: el corindon y sus variedades, el *topacio*, el *zafiro*, la *esmeralda* y el *rubi* son formados por el óxido de aluminio (*Alumina*.)

El aluminio tiene un color brillante de plata, es dúctil y maleable, atacable solo por el ácido clorídrico, y de un peso específico casi igual al del vidrio.

Peso atómico, 171, 160.

Fórmula, Al.

El aluminio pulverulento de Wochler, calentado hasta el calor rojo, quema con una luz muy viva; lo mismo sucede en el gas oxígeno; en uno y otro caso se forma un óxido de aluminio el cual se derrite y se vuelve piedra casi tan dura como el corindon á causa del calor que se desprende en esta combinacion.

Los ácidos clorídrico y azóico no lo atacan á la temperatura ordinaria; por medio del calor, lo disuelven con mucha facilidad.

DEL OXIDO DE ALUMINIO. Al^2, O^3 ,

(ALUMINA.)

Este óxido se halla muy á menudo en la naturaleza mezclado con la arcilla, y el óxido de hierro, (arcilla.)

Como lo hemos dicho mas arriba, al estado libre y cristalizado constituye una gran parte de las piedras preciosas.

Combinado con el ácido acético y el ácido sulfúrico forma sales muy usadas en la tintura. Estas sales tienen la propiedad de precipitar el principio colorante de los vegetales sobre los tejidos.

La alumina pura es blanca, suave al tocar, insoluble en el agua, soluble en los ácidos y en el amoníaco, sin sabor; zampa á la lengua, es decir, que absorbe la humedad esparcida sobre este órgano.

El *esmeril* se compone de *corindon* y de *óxido de hierro*; es muy usado para pulir los metales y preparar tapones llamados de esmeril; su dureza es casi igual á la del diamante.

La alumina tiene la propiedad de formar con el agua una pasta muy pegajosa, atacable por los ácidos; sometida á un fuerte calor pierde esta propiedad.

La alumina combinada con el ácido sulfúrico y la potasa constituye el alumbre, sal muy usada en medicina y en las artes.

Se prepara el óxido de aluminio echando amoníaco líquido en una solución de alumbre.

DE LAS SALES DE ALUMINA.

Las sales solubles de alumina tienen un sabor agrio,

astringente, y algo azucarado; precipitan en blanco por el amoniaco y la potasa, este precipitado se disuelve de nuevo si se pone un exceso de amoniaco ó de potasa.

DEL SULFATO DE ALUMINA.

Desde algun tiempo se prepara por mayor el sulfato neutro de alumina, que se emplea para reemplazar al alumbre con ventaja. Se prepara tratando las arcillas por el ácido sulfúrico; se eligen las que contienen menos cantidad de hierro. Se calcinan en un horno hasta el rojo sombrío, se ponen en polvo fino y se mezclan con la mitad de su peso de ácido sulfúrico. Se calienta esta mezcla hasta que el ácido sulfúrico empiece á desprenderse. Se saca entonces, y se deja por algunos días. La mezcla tratada por el agua da una solución de sulfato de alumina; pero como siempre esta solución contiene un poco de hierro, se precipita este último metal con el prusiato de potasa ferruginoso, se forma un cianuro de hierro (azul de Prusia), en seguida se hace evaporar hasta consistencia de jarabe, y se deja cristalizar en unos tachos de plomo.

El sulfato de alumina es soluble en el doble de su peso de agua; una solución concentrada de esta sal y caliente, la deja depositar enfriándose, bajo la forma

de pajitas cristalinas que tienen por formula : Al^2O^3 ,
 $3 SO^2$, + $18 H^2 O$.

El Sr. Ganal ha indicado el sulfato de alumina, así como el acetato de la misma base para conservar los cadáveres; las soluciones deben marcar 28 á 30 al pesa sal.

DEL SULFATO DE ALUMINA Y DE POTASA.

(ALUMBRE.)

Esta sal se preparaba en Roca (Syria); de ahí le viene su nombre de *alumbre de roca*. Se halla en la naturaleza; él de la República argentina es muy puro.

El alumbre es sólido, blanco, cristalizado, de un sabor astringente algo azucarado, soluble en el agua; sometido á un fuerte calor pierde su agua de cristalización (alumbre calcinado.)

PREPARACION. — Trátense las arcillas por el ácido sulfúrico diluido, añádase á este líquido una cierta cantidad de sulfato de potasa, filtrese, hágase evaporar y cristalizar.

Se prepara también quemando una mezcla de arcilla y de sulfuro de hierro.

El alumbre es más ó menos estimado según contenga menos ó más sulfato de hierro.

El *prusiato* de *potasa ferruginoso* indica la presencia del hierro mezclado con el alumbre. Se purifica echando sobre el alumbre reducido á pedazos un poco de agua fría que disuelve el sulfato de hierro.

FÓRMULA. — $\text{KO, SO}^5. + \text{Al}^2. \text{O}^5., 3 \text{SO}^5. + 24 \text{H}^2. \text{O}.$

Usos. — En medicina como astringente. — Purificar el agua (4 granos de alumbre por dos libras de agua). — Empleado en la tintura. — Se podría utilizar para impedir la *polilla*, insecto que avería los cueros secos.

DE LOS SILICATOS DE ALUMINA.

Estos silicatos se hallan en abundancia en la naturaleza; en el estado cristalizado forma varios minerales; pero en el estado de hidrato son mucho mas importantes, formando las arcillas.

Las arcillas se componen de alumina, silicia, y de óxido de hierro, á veces de carbonato de cal; son untuosas, y forman con el agua una pasta muy pegajosa, pudiendo tomar varias formas sin deshacerse, adquiriendo con la calcinacion la propiedad de no poder deshacerse con el agua y de ser inalterables por los ácidos.

La porcelana se prepara con una clase de arcilla muy blanca privada de óxido de hierro; esta arcilla tiene en algunas partes el nombre de Kaolin.

Las lozas ordinarias se preparan con la arcilla que contiene óxido de hierro y carbonato de cal.

Las *ladrillos* se fabrican con las arcillas ordinarias conteniendo mucha cantidad de óxido de hierro, así es que se enrojecen con la calcinación; produciendo un bi-óxido de hierro que posee un color rojo.

La *arcilla gredosa* ó *tierra de bataneros* sirve para limpiar los paños que tienen cuerpos grasos; en algunos países reemplaza al jabón.

Hay ciertas arcillas que tienen una cantidad tan grande de óxido de hierro, que se emplean para la coloración de los papeles; se designan en el comercio bajo los nombres: 1° *ocre amarillo*, 2° *tierra de sombras*, y 3° *de siena*.

Los barnices que se ponen sobre la loza y las porcelanas son unos silicatos fusibles (silicatos de plomo, etc.)

Esta operación tiene lugar después de la calcinación de la materia y de nuevo se someten las porcelanas al calor para barnizarlas.

DE LOS VIDRIOS.

La combinación de la sílica con algunos óxidos metálicos lleva el nombre de vitrificación.

Esta combinación no se puede efectuar sino por medio de una alta temperatura.

Hay varias clases de vidrios : 1° el *vidrio soluble*, 2° el *crystal*, 3° el *stras*, y 4° el *esmalte*.

El *vidrio soluble*, se compone de 69, 88 de silicia, y 30, 12 de potasa. Se emplea para impedir la combustion de los tejidos y preservar los edificios del incendio. El teatro de Munich fué conservado de este modo.

El *crystal* se compone de 75, 90 de silicia, 2, 80 de alumina, 3, 80 de cal, y de una pequeña cantidad de óxido de plomo.

El *vidrio ordinario*, tiene la misma composicion del *crystal*, menos el óxido de plomo.

El *esmalte* se compone de silicia 100 partes; calcino (óxidos de plomo y de estaño) 200 partes y potasa 80 partes.

Los vidrios colorados resultan de una cierta cantidad de óxidos de cobalto, cobre, cromo, etc. combinados con el vidrio.

DEL GLUCINIO.

El glucinio es un metal pulverulento, de un color gris, tomando con el bruñidor el aspecto metálico, no descompone el agua, sino á la temperatura de la ebullicion.

Calentado, se inflama con el contacto del aire y se transforma en óxido.

El Sr. *Vauquelin* fué el primero que lo halló en la

esmeralda en el estado de silicato de glucina. Mas tarde, el Sr. Wochler lo separó al estado de metal.

Su preparacion es idéntica con la del *aluminio* es decir calentando en un crisol de platina cerrado, una mezcla de cloruro de glucinio anhidro y de potasio.

FÓRMULA. — $\text{Gl, Cl.} + \text{K.} = \text{K, Cl.} + \text{Gl.}$

DEL ZIRCONIO.



En 1789, el Sr. *Klaproth* halló este metal en el estado de óxido en un mineral cristalizado llamado *Zircon*; este se compone de silicato de zircona ty de una pequeña cantidad de óxido de hierro.

FÓRMULA. — *Zr.*

PREPARACION. — Se obtiene el zirconio descomponiendo su fluoruro por medio del potasio. Este metal se presenta bajo la forma de un polvo de color gris, que toma con el bruñidor el aspecto metálico.

Para extraer la zircona (óxido de zirconio) es preciso calentar el zircon en un crisol y echarlo, estando rojo, en agua fria. Por medio del enfriamiento se pone en polvo fácilmente. El zircon pulverizado se somete á un fuerte calor en un crisol de platina con el triple de su peso de carbonato de potasa.

La mezcla calcinada es atacada por el ácido clorídrico; se hace evaporar esta disolucion hasta sequedad

y despues se disuelve en el agua; la silicia se precipita y se separa por medio de la filtracion. Despues se echa en la solucion sulfidrato de amoniaco que precipita la zircona hidratada.

DE LA MANGANESA.

Este metal tiene un color blanco aplomado; es duro y friable; su afinidad para el oxígeno es tal que para conservarlo es preciso ponerlo dentro del *aceite de Nafta*.

Peso atómico, 345, 887.

Fórmula, Mn.

La manganesa forma con el oxígeno un óxido negro insoluble en el agua, produciendo cloro con el ácido clorídrico. Sometida á un fuerte calor abandona una parte de su oxígeno.

Usos. — Los fabricantes de botellas le dan el nombre impropio de *magnesia negra*. — Se emplea igualmente para preparar el cloro y el oxígeno.

REACTIVOS. — Mezclada con la potasa y sometida al soplete, se obtiene un vidrio verde, que disuelto en el agua toma un color azul y despues rojo. Tratado por el borax produce un vidrio de color violeta.

DEL HIERRO.

El hierro, conocido por toda la antigüedad, es de una utilidad incontestable. Se halla en la naturaleza en el estado de combinaciones : v g. óxidos : FeO . y FeO^2 ; *sulfuros*, FeS , y FeS^2 .; *carburo*, Fe C .; *carbonato*, Fe O , CO^2 .; y *sulfato*, Fe O , SO^3 .

El hierro es sólido, de un color gris-blanco, dúctil, se oxida fácilmente, y es atacable por los ácidos.

Es tan sumamente tenaz que para romper un alambre de dos milímetros de diametro, es preciso un peso de 249,559 quilógramos; es el mas tenaz de todos los metales.

Peso atómico, 339,205.

Fórmula, Fe.

PREPARACION. — Se obtiene el hierro tratando sus óxidos y su carbonato, con el carbon, en unos altos hornos alimentados por unos fuelles, que se hallan puestos en la parte inferior del horno.

Se llenan de combustibles por la parte superior; en el bajo del horno se halla una abertura para dejar correr el hierro derretido. Se repite esta misma operacion

antes de entregarlo al comercio: sin esta precaucion el hierro sería quebradizo por contener todavía un poco de óxido de hierro.

Usos. — Los usos de este metal son muy conocidos: los puentes hechos de alambre, los *caminos de hierro*, los *caños para el gas*, las *máquinas de los buques de vapor*, etc.

REACTIVOS. Se reconoce la presencia del hierro por los reactivos siguientes: 1° algunas gotas de una solución de *cianidrato de potasa ferruginoso*, echadas en una solución en la cual existe hierro, produce al instante un precipitado de un hermoso color azul (cianuro de hierro); 2° algunas gotas de tintura de *nuez de agalla*, producen un precipitado negro (galotanato de hierro), llamado vulgarmente *tinta*.

DEL CARBURO DE HIERRO. Fe, C.

(ACERO.)

Hay cuatro clases diferentes de acero: 1° el *acero natural*, el que se obtiene cuando se purifica la fundición; 2° el *acero de cementacion*, que se obtiene calentando el acero natural por medio de una mezcla de carbon, silicia, potasa y sal comun; 3° el *acero fundido*

ó *acero puro*, se prepara por la fusión de los dos primeros; 4° y en fin el *acero adamascado*, que es el acero puro mezclado con algunos centésimos de platina.

El ácido sulfúrico es el designado para conocer el acero del hierro: sobre el acero produce una mancha negra, y sobre el hierro una mancha verde.

Es muy usado en las artes, los instrumentos de cirugía son fabricados con este compuesto.

DEL BI-SULFURO DE HIERRO. Fe. S².

(PIRITA, ESPEJO DE LOS INCAS.)

Es sulfuro de hierro se halla muy á menudo en la naturaleza. El departamento de *Minas* (República Oriental del Uruguay) contiene una gran cantidad de este mineral. Se halla tambien en los departamentos del *Salto* y del *Cerro-Largo*, así como en el *Pantanos*, á dos leguas de Montevideo.

Es sólido, cristalizado, color amarillo de bronce; puesto sobre el carbon encendido, desprende unos vapores de ácido sulfuroso; tratado por el ácido azóico hirviendo, se trasforma en sulfato de hierro, fácil de reconocer por los caracteres siguientes: 1° posee un color verde; 2° precipita en un color azul por el ciani-

drato de potasa ferruginoso ; 3° precipita en negro por la tintura de nuez de agalla.

Usos. — Para preparar el azufre y el sulfato de hierro.

DEL SULFATO DE HIERRO. $\text{FeO}, \text{S O}_5. + 6 \text{H O}.$

(CAPARROSA VERDE, VITRIOLO VERDE.)

El sulfato de hierro se halla en la naturaleza ; pero el que se halla en el comercio es un producto industrial.

Es sólido, de un color verde, soluble en el agua, sabor astringente ; sometido á un fuerte calor se descompone ; se produce un óxido de hierro rojo (colcotar).

PREPARACION. Dos procederes se emplean para obtener esta sal : 1° el *bi-sulfuro de hierro* expuesto al aire por algunos meses, absorve el oxígeno del aire y se transforma en sulfato ; 2° tratando *pedazos viejos de hierro* por el ácido sulfúrico diluido ; este ácido se combina con el óxido de hierro y produce el sulfato de hierro.

Cuando la disolucion férrica es neutra, es decir, cuando ya no enrojece el papel azul de tornasol, se hace evaporar hasta 30° del pesa sal, y se deja cristalizar.

Usos. — Empleado en la tintura negra. — En medi-

cina como astringente. — En el análisis para precipitar el oro de sus disoluciones. — En fin, para preparar la tintura y el *ácido sulfúrico anhidro de Nordhausen*.

REACTIVOS.— El *azoato de barita*, indica la presencia del ácido sulfúrico, y el *cianidrato de potasa ferruginoso*, indica el hierro, produciendo azul (azul de Prusia).

DEL ZINC.

El zinc en el estado metálico no era conocido de los antiguos, pero lo era una de sus combinaciones « *la calamina* » (carbonato y silicato de zinc).

Este metal se halla en la naturaleza en el estado de combinación, v. g. sulfuro de zinc (blenda), y carbonato y silicato de zinc (calamina).

El zinc del comercio nunca es puro; contiene hierro, carbono, arsénico y manganesa.

Por esta razón cuando se trata este metal por el ácido sulfúrico hay formación de un precipitado negro.

El zinc es de un aspecto laminoso, su color es blanco azulado, poco dúctil; sin embargo se puede laminar.

El oxígeno del aire le hace perder su brillantez, esta propiedad le impide el oxidarse completamente; calentado hasta el calor rojo se inflama y se transforma en

un óxido blanco (*flores de zinc, pomfolix, lana filosófica*).

El óxido de zinc, combinado con los ácidos, forma sales astringentes y vomitivos.

Peso atómico, 403,226.

Fórmula, Zn.

PREPARACION. — Se tuesta el mineral (sulfuro de zinc) y despues se opera la fusion con carbon de leña pulverizado.

REACCION QUÍMICA. — El tostar este mineral tiene por objeto el volatilizar el azufre, y la fusion con el carbon para quitar el oxígeno al óxido de zinc.

Usos. — El zinc laminado sirve para cubrir los edificios. — Ligado con el estaño se emplea para fabricar tinas. El hierro galvanizado es una liga del hierro con el zinc (zincato de hierro). Al Sr. Sorel, de París, debemos la invencion del hierro galvanizado.

Los utensilios de hierro galvanizado son nocivos para la preparacion de los alimentos, por lo mismo no deben usarse.

El Sr. Girardin, en su tratado de química, dice que varios trabajadores han sido envenenados en la ciudad de Metz (Francia) por haber bebido vino conservado en unos vasos de hierro galvanizado.

Para preparar el zincato de hierro, el Sr. Sorel indica el limpiar el hierro por medio del cloruro doble de zinc y de amoníaco, antes de ponerlo en el baño de zinc (zinc derretido).

DE LAS SALES DE ZINC.

Las sales de zinc son blancas, solubles en el agua, de un sabor astringente y estíptico, precipitan en blanco por el amoníaco y la soda; el precipitado se disuelve en un exceso de estos reactivos.

DEL SULFATO DE ZINC.

(VITRIOLO BLANCO, CAPARROSA BLANCA.)

Esta sal es blanca, soluble en el agua, de un sabor astringente y estíptico.

FÓRMULA. — ZnO, SO^2 .

PREPARACION. — Trátase el zinc por el ácido sulfúrico diluido hasta que la disolución sea neutra, lo que se reconoce por medio del papel azul de tornasol; hágase después evaporar hasta formación de película ó bien á 30° del pesa sal, fíltrese y hágase cristalizar.

REACCION QUÍMICA. — El agua se descompone: su oxí-

geno se combina con el zinc (óxido de zinc), su hidrógeno se desprende, el ácido sulfúrico se combina con el óxido de zinc y produce el sulfato de zinc.

FÓRMULA. — $Zn. + SO^5. + H^2. O. = Zn. O, SO^5. + H.$

Usos. — La solución concentrada de sulfato de zinc es empleada para las lámparas hidrostáticas.

El señor Ganal indica las soluciones de las sales de zinc, principalmente el acetato, para la conservación de los cadáveres.

DEL CROMO.

Este metal fué descubierto en una mina de plomo rojo de Siberia (cromato de plomo) por el señor Vauquelin, químico muy distinguido de París.

El cromo es blanco aplomado, quebradizo; combinado con el oxígeno forma ácidos, los cuales combinados con los óxidos de varios metales producen sales de varios colores: v. g. los cromatos de plomo, y los de potasa, que se emplean en las fábricas de zarazas.

Peso atómico, 351,815.

Fórmula, Cr.

Usos y REACTIVO. — Combinado con la potasa y el plomo se emplea para estampar los tejidos.

Mezclado con la potasa y calentado por medio del soplete, se obtiene una combinacion, que disuelta en el agua produce un color amarillo.

DEL CADMIO.

Este metal fué descubierto en 1818 por el señor Herman, en el óxido de zinc.

Su color es semejante al del estaño; es sólido, volátil, cristaliza en hojas y es muy dúctil.

El sulfuro de cadmio es amarillo, se emplea en la pintura.

Peso atómico, 696,767.

Fórmula, Cd.

DEL NICKEL.

Hay en la naturaleza un mineral conocido desde mucho tiempo bajo el nombre de *kupfer nikel* ó *cobre falso*. Este mineral contiene tambien cobalto, arsénico y hierro.

El níquel es semejante al cobalto, y se prepara tratando su óxido por el hidrógeno.

Es sólido, blanco aplomado, dúctil, muy tenaz, soluble en ácido azóico; combinado con el oxígeno produce un óxido de color verde; este es soluble en los ácidos vegetales y en el amoniaco.

Peso atómico, 369,675.

Fórmula, Ni.

PREPARACION. — Póngase en un crisol la mezcla siguiente: 1 parte *kupfer nickel*, 3 partes *carbonato de potosa* y 3 partes *de azufre*; caliéntese hasta el calor rojo para establecer la fusión, sáquese el producto del fuego y tráteselo por el agua; el sulfuro de níquel se precipita bajo la forma de pajitas cristalinas de un hermoso color de oro.

Este sulfuro de níquel se tuesta y despues se mezcla con carbon; sometiendo esta mezcla á un fuerte calor se obtiene el níquel metálico.

Usos. — Ligado con el cobre y con el zinc, constituye la plata llamada *plata alemana* que tiene analogía con la plata de una ley baja. Los Ingleses llaman á esta liga *pacfond*; y los franceses, *maillechort*.

DEL COBALTO.

Se halla este metal en la naturaleza en el estado de sulfuro y de arseniuro.

El señor Brandt lo descubrió en el año de 1733.

El cobalto es sólido, blanco, semi-dúctil, se disuelve fácilmente en los ácidos, su óxido sirve en las artes para colorar de azul el vidrio y la porcelana; tiene mucha analogía con el níquel. Combinado con el cloro produce un cloruro de cobalto de un hermoso color azul cuando la disolución es concentrada; mas cuando es diluida es incolora y se puede escribir con él letras invisibles, las cuales aparecen calentando un poco el papel; con este cloruro de cobalto se puede preparar una *tinta simpática*.

Peso atómico, 368, 991.

Fórmula, Co.

DEL CERIO.

Este metal fué descubierto, en 1804, por el señor Berzelius, en un mineral llamado *Cerita*.

Peso atómico; 574, 696.

Fórmula, Ce.

DEL TUNGSTENO.

El ácido túngstico fué descubierto por Schelle, en 1780, en un mineral llamado desde entonces *Scheelin calcáreo* (tungstato de cal).

El tungsteno tiene un color gris, sin aspecto metálico, se obtiene tratando el ácido túngstico por el hidrógeno.

El *Wolfram* se compone de tungstato de hierro y de manganesa.

Peso atómico, 1183.

Fórmula, Tg. ó W.

DEL URANIO. U.

Este metal descubierto en 1842, por el señor Peligot, se prepara lo mismo que el magnesio, es decir, tratando el cloruro de uranio por el potasio.

El uranio se presenta bajo la forma de un polvo negro, conservándose sin alteracion ninguna en el contacto del

aire ; cuando se calienta hasta los 200 grados se inflama, produciendo una luz de las mas vivas y se cambia en un óxido de color verde.

Solo se conocen dos combinaciones del uranio con el oxígeno : el protóxido UO ; y el sesqui-óxido $U^2. O^3$.

DEL MOLYBDENO.

El molybdeno fué descubierto en 1778 por Scheele. Es un metal blanco, un poco maleable, fácil de reducir, pero casi infusible.

Peso atómico, 598,520.

Fórmula, Mo.

Este metal hallándose en la naturaleza solo en el estado de combinacion : Mo, S^2 , es preciso para obtenerlo atacar el sulfuro de molybdeno por el agua regia ; el azufre se trasforma en ácido sulfúrico y el molybdeno en ácido molybdico ; se evapora hasta la sequedad y se trata el residuo por el amoníaco, que disuelve al ácido molybdico durante la evaporacion del líquido. El molybdato de amoníaco se separa cristaliza. Este molybdato de amoníaco calentado con el contacto del aire se

transforma en ácido molybdico, que puesto en un tubo de porcelana y calentado con el contacto de una corriente de gas hidrógeno, se cambia en molybdeno metal.

El molybdeno forma con el oxígeno cuatro combinaciones: 1° *protóxido de molybdeno*, de un color negro; 2° *óxido de molybdeno*, color castaño muy oscuro y rojo en el estado de hidrato; 3° *ácido molybdico*, color amarillo, poco soluble en agua; 4° un ácido intermediario de un color azul, formado de ácido molybdico y de óxido de molybdeno.

Este metal forma con el cloro tres combinaciones, de las cuales la una, el cloruro de molybdeno, es muy fusible y se volatiliza bajo el aspecto de un gas rojo-oscuro.

DEL VANADIO.

Este metal de poca importancia fué descubierto, en 1830, por el señor Sefstrom, en un hierro de Suecia, y es de una ductilidad extraordinaria; tiene un color blanco de plata, quebradizo, buen conductor de la electricidad, produce con el oxígeno: 1° el *óxido de vanadio*, de un color negro, soluble en el agua; 2° un *óxido vanádico*, rojo-amarillento, fusible, poco soluble en el agua.

Peso atómico, 855,840,

Fórmula, V.

DEL TANTALO O COLOMBIO.

En 1801, Hatchett, químico inglés, descubrió este nuevo metal en un mineral traído de América, y lo llamó *colombio*.

En 1802, Ekeberg, químico sueco, encontró en dos minerales de Suecia un metal que le pareció ser igualmente nuevo, y le dió el nombre de *tántalo*; pero en 1809, Wollaston probó que el *colombio* y el *tántalo* eran un solo y mismo metal.

Este metal es negro, privado del aspecto metálico, inatacable por los ácidos, atacable por la potasa y el azufre.

Combinado con el oxígeno produce un óxido y un ácido.

El ácido contiene tres átomos de oxígeno como los ácidos crómico, vanádico, etc.

Peso atómico, 1153,715.

Fórmula, Ta ó Cb.

DEL NIOBIO Y DEL PELOPIO

Esto dos metales han sido descubiertos en 1846 por el señor Rose.

Sus propiedades físicas y químicas no siendo conocidas hasta hoy día, no se hablará de él por su poca importancia.

DEL TITANO.

El señor Wollaston halló el titano metálico en Inglaterra, en los altos hornos calentados por el carbon de piedra.

Es sólido, cristalizado, de un hermoso color rojo, infusible, inalterable por los ácidos.

Peso atómico, 803,662.

Fórmula, Ti.

DEL ESTAÑO.

El estaño se halla en la naturaleza en el estado de óxido y de sulfuro. El sulfuro es muy escaso, mientras que el óxido es muy abundante; se halla en Chile, en el Brasil y en Inglaterra.

Este metal es sólido, de un color apломado, maleable, desprende un olor particular por el rozamiento; cuando lo pliegan produce un ruido al cual se ha dado el nombre de *grito del estaño*.

El estaño se oxida fácilmente en el fuego, los obreros sacan muchas ventajas de esta propiedad.

El ácido azóico concentrado lo trasforma en ácido estánico; el mismo ácido siendo diluido lo disuelve fácilmente.

El ácido clorídrico lo disuelve con desprendimiento de gas hidrógeno: hay formación de cloruro de estaño.

FÓRMULA. — $\text{Sn.} + \text{HCl.} = \text{Sn. Cl.} + \text{H.}$

Peso atómico, 735,294.

Fórmula, Sn.

PREPARACION. — Trátase el óxido de estaño por el calor y el carbon pulverizado.

REACCION QUÍMICA. — El oxígeno del óxido de estaño se combina con el carbono del carbon y produce el ácido carbónico que se volatiliza, y el metal queda reducido.

FÓRMULA. — $\text{SnO} + \text{C} = \text{Sn} + \text{CO}^2$.

Usos. — Las sales de estaño están empleadas en la tintura como mordiente. — El bi-sulfuro de estaño (oro musivo) se emplea en la pintura para imitar el bronce.

La soldadura de los que trabajan los utensilios de plomo se compone de 1 parte de estaño y 2 partes de plomo. — La soldadura para la lata se compone de 1 parte de estaño y 7 partes de plomo.

REACTIVOS. — El cloruro de oro precipita el estaño de sus disoluciones y vice-versa. Las sales de estaño se descomponen por el zinc y el hierro; el estaño se precipita al estado metálico.

DEL ANTIMONIO.

El antimonio se halla en la naturaleza en el estado de sulfuro y de plata antimonial.

El sulfuro de antimonio se encuentra en Solís (República Oriental del Uruguay).

El antimonio es sólido, color gris-blanco, quebra-

dizo, volátil; el ácido azóico lo trasforma en ácido antimónico (óxido blanco de antimonio); el ácido cloroazóico (agua regia) lo disuelve; esta disolucion evaporada y cristalizada da nacimiento á una sal muy deliquescente (cloruro de antimonio) llamada en las artes *manteca de antimonio*. Los armeros se sirven de este cloruro para broncear los cañones de los fusiles. Puesto en contacto del agua, el cloruro de antimonio se descompone; hay formacion de un precipitado blanco (oxiclururo de antimonio, polvos de algaroth).

El antimonio calentado con el soplete produce un pequeño glóbulo, que se trasforma inmediatamente en vapores blancos si se continúa calentándolo, ó sinó en un pedacito de óxido blanco de antimonio bajo la forma cristalizada.

Peso atómico, 806,452.

Fórmula, Sb.

PREPARACION. — Échese en un crisol calentado hasta el rojo la mezcla siguiente : 1 onza sulfuro de antimonio, 6 dracmas de crémor y 3 dracmas salitre.

USOS Y REACTIVOS. — El antimonio combinado con el ácido tartárico y con la potasa, forma una sal empleada en la materia médica como un excelente vomitivo y diaforético (tartrato de potasa y de antimonio, llamado tambien emético, tartrato estibiado) muy usado en medicina. Las disoluciones antimónicas precipitan en amarillo por medio del ácido sulfídrico. — Ligado con él estaño y el plomo, forma varias ligas cuyas propiedades son estas :

BASIJAS DE ESTAÑO.	METAL ARGENTINO, DE PARÍS.	METAL DE ARGEL.	METAL PARA TETERAS INGLESAS.	LETRAS DE IMPRESA.
Antimonio 9	14,50	5,40	8,88	20, "
Bismuto "	" "	" "	8,88	" "
Cobro 1	" "	" "	" "	" "
Estaño 90	85,44	60, "	73,36	" "
Plomo "	" 06	34,60	8,88	80, "

DEL COBRE.

El cobre es conocido desde los tiempos mas remotos.

Se halla en la naturaleza bajo varios estados : 1° nativo, 2° oxidado, 3° sulfúro, 4° carbonato, y 5° silicato.

Los minerales de cobre mas abundantes son los de Inglaterra, de Austria, del Brasil, en fin los de Chile. Estos minerales se hallan tambien en los departamentos de *Minas* y del *Salto* (República Oriental del Uruguay).

Este metal es sólido, de un color rojo, sabor y olor desagradables, dúctil y muy sonoro; se oxida fácilmente en el aire.

El ácido azóico ataca el cobre con mucha fuerza y

con desprendimiento de ácido azotoso; el ácido sulfúrico lo ataca, pero mucho menos.

Peso atómico, 395,695.

Fórmula, Cu.

PREPARACION.— El sulfuro doble de cobre y de hierro (pirita cobriza) ofrece mucha dificultad al separarlo del cobre; la tostadura es muy larga, y la separación del hierro muy costosa. Sin embargo, se llega á tener un buen resultado mezclando una cierta cantidad de arena (ácido silícico) con el mineral para formar un silicato de hierro, y de este modo poner el cobre en libertad. Es preferible para obtener este metal tratar su óxido ó su carbonato por el carbon y la cal.

REACCION QUÍMICA. — El carbono del carbon se combina con el oxígeno del óxido de cobre, para formar ácido carbónico.

FÓRMULA. — $\text{Cu. O.} + \text{C.} = \text{Cu.} + \text{CO}^2.$

La cal se combina con el ácido silícico que contiene el mineral, y se produce un silicato de cal que forma la escoria.

FÓRMULA. — $\text{Ca. O.} + \text{Si. O}^2. = \text{Ca. O. Si O}^2.$

El cobre así preparado es siempre quebradizo; para que sea maleable es preciso derretirlo de nuevo, y entonces hacer quemar encima una cierta cantidad de leña con el fin de sacarle algunos restos de óxido, que son los que impiden su maleabilidad.

LIGAS DE COBRE. — LATON DE

LOS TORNEROS.		DORADORES.	GUARNICION DE ARMAS.	CRISOCAL.
Cobre	61,6	82,0	80,0	90,0
Estaño	2	3,0	3,0	0,0
Plomo	2,9	1,5	0,0	1,06
Zinc	35,3	18,0	17,0	7,09

BRONCE PARA FABRICAR

	CAÑONES DE		CIMBALES Ó PLATILLOS.	CAMPANAS.	ESPEJOS DE TELESCOPIOS
	4, 6 Y DE 8.	12, 16 Y 24.			
Cobre	100	100,0	78,0	80,0	66,0
Estaño	8	11,0	22,0	10,1	33,0
Plomo	4,3	0,0	0,0	4,3	0,0
Zinc	5,6	0,0	0,0	5,6	0,0

DE LAS SALES DE COBRE.

Las sales de cobre son de color azul, de un sabor as-
tringente, generalmente solubles en el agua, precipi-

tan por el amoníaco, el precipitado se disuelve cuando se pone un exceso de amoníaco, el líquido se vuelve entonces azul.

Una lámina de hierro pulida, puesta en una solución de una sal cobriza, se cubre al instante de una capa de cobre metálico.

El ácido sulfídrico precipita el cobre de sus disoluciones bajo el aspecto de un polvo negro (sulfuro de cobre).

DEL SULFATO DE COBRE. $\text{Cu. O, SO}^2. + 5\text{HO.}$

(VITRIOLO AZUL, CAPARROSA AZUL.)

El sulfato de cobre es sólido, cristalizado, de un hermoso color azul, de un sabor astringente, soluble en el agua; se halla en la naturaleza.

PREPARACION. — El sulfato de cobre se prepara por varios métodos: 1° por la exposición al aire de la *pirita cobriza*, la colación, la evaporación y la cristalización; 2° tratando el cobre metálico por el ácido sulfúrico diluido y al contacto del aire; 3° en fin, descomponiendo el bi-sulfato de plata (operación usada en las casas de monedas) por medio del cobre.

Usos. — Empleado en el arte de la tintura para teñir en color negro la seda y la lana. — Para la encaladura del trigo. — Para preparar el *verde Scheele* (arsenito de cobre.) — En medicina se usa como escarótico.

REACTIVOS. — El amoníaco indica la presencia del cobre, produce un hermoso color azul. — Una lámina de hierro pulida precipita el cobre al estado metálico, así es que se emplea la limadura de hierro en los envenenamientos causados por preparaciones de cobre. El cloruro de bario, hace reconocer el ácido sulfúrico; se produce un sulfato de barita insoluble.

DEL PLOMO.

El plomo antiguamente llamado saturno, se halla en la naturaleza al estado de combinaciones: v. g. sulfuro de plomo (galena, alquifoux), carbonato, fosfato y sulfato de la misma base.

La galena se usa para barnizar la loza comun; lo que es peligroso para el uso de la cocina, porque los cuerpos grasos así como los ácidos diluidos atacan este barniz produciendo sales plomizas cuyas propiedades son siempre venenosas.

Se halla en el departamento de *Minas* (República Oriental del Uruguay), bastante cantidad de galena con facetas grandes (sulfuro de plomo), cuya fórmula es PbS.

El plomo posee un color gris azul, es bastante blando para poder ser rayado con la uña, muy fusible y algo volátil.

Combinado con el oxígeno, produce varios óxidos : 1° : sub-óxido ($Pb^2 O$), de un color gris negro; 2° protóxido ($Pb. O$) litargirio, de un color amarillo rojizo; 3° bi-óxido ($Pb. O^2$) minio, de un color rojo.

Se conocen en el comercio dos clases de plomo : 1° *el plomo de los plateros*, proviniendo de la reducción del litargirio; 2° *el plomo de obra*, que contiene una cierta cantidad de galena argentífera (sulfuro de plomo y de plata) con facetas pequeñas.

Peso atómico, 1294,498.

Fórmula, Ph.

PREPARACION. — Trátese la galena por el tosteo con el fin de privarla del azufre; mézclese despues el residuo con una cierta cantidad de carbon de leña pulverizado; esta mezcla, sometida á una temperatura elevada, producirá el plomo.

USOS Y REACTIVOS. — Los usos del plomo son numerosos : 1° derretido y reducido á grenallas constituye la mostacilla para escopetas; 2° colado en unos moldes de hierro constituye las balas de fusil; 3° puesto en láminas delgadas sirve para forrar las cajas de té; 4° y

en fin, los ingleses lo ponen en hojas para preservar las paredes de la humedad.

Algunas personas añaden preparaciones de plomo al vino que es ácido, para hacer desaparecer la agrura.

Esta acción criminal se reconoce fácilmente : 1° descolorando el vino adulterado por medio de carbon animal pulverizado y purificado, es decir privado del carbonato de cal que contiene, por el ácido clorídrico diluido; 2° estando el vino sin color es necesario tratarlo por los reactivos siguientes : 1° el *ioduro de potasio*, producirá un precipitado amarillo; 2° el *ácido sulfúrico*, un precipitado negro, el cual, puesto sobre un pedazo de carbon y sometido al soplete, dará un pequeño glóbulo de plomo metálico.

DE LOS OXIDOS DE PLOMO.

Se hallan en el comercio dos óxidos de plomo : 1° el protóxido (litargirio); 2° el deutóxido (minio).

El litargirio se obtiene tratando el plomo á una temperatura muy elevada. Este óxido es sólido, cristalizado en pajitas, fusible, de un color amarillo rojizo.

Combinado con el ácido azóico produce el azoato de plomo, y con el ácido acético el acetato de la misma base; sales muy usadas en la medicina y en las artes.

El minio lo emplean los pintores ; hace parte de la composición del cristal.

DE LAS SALES DE PLOMO.

Las sales de plomo poseen un sabor azucarado y astringente, son solubles ó insolubles en el agua, muy venenosas.

Estas sales precipitan *ca negro*, por medio del ácido sulfídrico ; en *amarillo*, por el cromato de potasa y el ioduro de la misma base; en *blanco*, por el ácido sulfúrico diluido.

El zinc precipita el plomo de sus disoluciones al estado metálico (árbol de saturno):

Ved aquí la preparación del *árbol de saturno*. Tómese : una onza de acetato de plomo (sal de saturno) y una libra de agua destilada, mézelese y filtrese.

Esta solución se pone en un frasco en el cual se han puesto alambres de zinc, bajo la forma de un árbol. Al cabo de algunos días estos alambres estarán cubiertos de una lámina de plomo cristalizado.

REACCION QUÍMICA. — El ácido acético del acetato de plomo, como tiene mas afinidad por el zinc, produce un acetato de zinc ; el plomo, hallándose en libertad, se precipita cristalizado sobre los alambres de zinc.

FÓRMULA. — $\text{Ph. O, A.} + 3\text{HO.} + \text{Zn.} = \text{Zn. O, A.} + \text{Pb.}$

DEL CARBONATO DE PLOMO. $Pb. O, CO^2$.

El carbonato de plomo, llamado en las artes *albayalde*, *blanco de plomo*, *blanco de plata*, en fin *krems*, es sólido, blanco, pesado, insoluble en el agua, sin sabor ni olor.

PREPARACION. — Hágase pasar una corriente de ácido carbónico en una solución de acetato de plomo, y se producirá un precipitado blanco de carbonato de plomo.

Se acostumbra falsificar el carbonato de plomo, por medio del carbonato de cal y con el sulfato de barita; estas falsificaciones se reconocen: 1° por el peso, estas sales son mas livianas que el carbonato de plomo; 2° el sulfato de barita es insoluble en el ácido azóico; 3° los carbonatos de plomo y de cal se disuelven en el ácido azóico, y despues la disolución se hace evaporar y cristalizar; cuando ya lo está, la cristalización es tratada por el alcohol que disuelve el azoato de cal, si lo hay, y deja al azoato de plomo intacto.

Las personas que preparan el albayalde, ó las que usan de esta preparación para la pintura con aceite, son muchas veces atacadas de cólicos llamados *cólicos de los pintores*.

Los purgantes, así como algunas bebidas mucilaginosas, son suficientes para curar al enfermo.

DEL CROMATO DE PLOMO Pb. O, Cr. O⁵.

El cromato de plomo se conoce en el comercio bajo los nombres de *cromo amarillo*, *amarillo de Colonia*; entonces, en este último caso, se halla mezclado con el sulfato y carbonato de plomo.

El cromato de plomo es sólido, de un lindo color amarillo, insoluble en el agua.

PREPARACION. — Trátase una solución de azoato de plomo por otra de cromato de potasa, y se obtiene inmediatamente un precipitado amarillo (cromato de plomo.)

REACCION QUÍMICA. — Hay doble descomposición: el ácido azóico del azoato de plomo se combina con el óxido de potasio del cromato de potasa, y produce un azoato de potasa soluble.

El ácido crómico se combina con el óxido de plomo, y produce el cromato de plomo insoluble, el cual se precipita.

FÓRMULA. — $Pb. O, Az. O^5 + KO, Cr. O^5. = KO, Az. O^5. + Pb. O, Cr. O^5.$

Usos. — Empleado en las artes como pintura amarilla.

DEL BISMUTO.

El bismuto, llamado tambien *estaño de espejos*, se halla en el estado libre en las minas de cobalto y de plata.

Este metal és sólido, quebradizo, de un color blanco amarillo, fusible á 246°. Ligado con algunos metales da origen á ligas muy fusibles; en virtud de esta propiedad que tiene esta liga, se establecieron las *rodetas fusibles ó de seguridad*, para las calderas de los buques de vapor.

Estas ligas fusibles son conocidas en Fancia bajo el nombre de « *ligas de Darcel*; » y en Alemania bajo el « *de Rose*. »

La liga que es fusible á 100 ° centígrados, se compone de 5 partes de bismuto, 3 partes de estaño y 2 partes de plomo.

La liga que es fusible á 90 ° centígrados, se compone de 8 partes de bismuto, 5 partes de plomo y 3 partes de estaño. Añadiendo á esta última liga 1/16 p. 0/0 de mercurio se vuelve fusible á 65 ° centígrados.

El bismuto produce dos combinaciones con el oxígeno :
1° $\text{Bi}^2 \text{O}^3$, 2° $\text{Bi}^2 \text{O}^5$.

El ácido azóico lo ataca con desprendimiento de calor; este azoato se descompone añadiéndole una canti-

dad de agua entonces se trasforma en sub-azoto de bismuto (blanco de aderezo.)

Los cómicos usan del sub-azoto de bismuto, para acicalarse el rostro.

El óxido de bismuto se reduce fácilmente por medio del carbon y del calor.

Peso atómico, 1330, 377

Fórmula, Bi.

Usos. — Para preparar las ligas fusibles indicadas mas arriba. — En medicina se usa del sub-azoto de bismuto, para facilitar la digestion.

DEL MERCURIO.

El mercurio, vulgarmente llamado azogue, se halla en la naturaleza libre y combinado; libre en las grietas de las rocas en *Almaden* (España); combinado con el azufre (sulfuro de mercurio, cinabrio, vermellon) en el *Perú*, así como en el departamento de las *Minas* (República Oriental del Uruguay.)

Este metal es liquido á la temperatura ordinaria, se solidifica á 30 ° centigrados cero, tiene un color blanco de plata, sin olor, sin sabor, volátil á 360 ° centigrados.

atacable por los ácidos azóico y sulfúrico; se oxida con el contacto del aire.

Peso atómico 1265, 823.

Fórmula, Hg.

PREPARACION. — El mercurio se extrae del cinabrio (sulfuro de mercurio) por medio del hierro y del calor.

REACCION QUÍMICA. — El azufre procedente del sulfuro de mercurio se combina con el hierro (sulfuro de hierro); el mercurio puesto en libertad se volatiliza por medio del calor, y se recibe bajo el agua por un tubo encorvado.

FÓRMULA : — $\text{Hg S.} + \text{Fe.} = \text{Fe. S.} + \text{Hg.}$

Algunas veces el mercurio es ligado con el estaño, el bismuto ó el plomo. Esta falsificacion se conoce fácilmente : 1° por medio del calor, el mercurio se volatiliza; se queda en el aparato destilatorio un residuo de estaño, de plomo ó de bismuto ; 2° echando una pequeña cantidad de mercurio sobre una mesa muy llana, no presenta la forma esférica, como sucede cuando el mercurio es puro.

El mercurio ligado con el estaño constituye la estañadura de los espejos; indicaremos aquí el método de operar.

Estañadura de los espejos. — Tómese una mesa de mármol que pueda inclinarse, luego se coloca encima de ella un cuadro de madera. Al empezar se pone la mesa bien horizontal, en seguida se aplica encima de ella una hoja de estaño y encima de esta hoja una pe-

queña cantidad de mercurio, el cual metal se procura extender muy bien en toda la hoja; despues se aplica sobre esta amalgama una hoja de cristal perfectamente llana y pulida, y que esté un poco caliente; sin esta precaucion habria aire entre la amalgama y la hoja de cristal, lo que produciria mal efecto. Concluida esta operacion se ponen sobre la hoja de cristal unos pedazos de yeso, y se inclina un poco la mesa de mármol; asi se deja por el espacio de quince á veinte dias y se saca.

DE LOS OXIDOS DE MERCURIO.

Hay dos óxidos de mercurio: 1° el *protóxido*, que tiene un color negro; 2° el *bi-óxido*, de color rojo. Estos óxidos son insolubles en el agua, volátiles.

PREPARACION. — El protóxido de mercurio $\text{Hg}^2 \text{O}$, se prepara tratando una solucion de proto-azoto de mercurio por medio del agua de cal.

El bi-óxido de mercurio, llamado tambien precipitado rojo Hg O , se prepara descomponiendo el azoto de mercurio por medio del calor.

DEL SULFURO DE MERCURIO. Hg. S.

(CINABRIO, VERMELLON.)

El sulfuro de mercurio es sólido, de un color rojo, volátil, insoluble en el agua.

El sulfuro de mercurio artificial se prepara del modo siguiente : póngase en un vaso de hierro 300 partes de mercurio, 114 partes de azufre y 75 partes de sub-carbonato de potasa disuelto en 400 partes de agua; hágase calentar hasta 55 ° centígrados. Desde el momento que esta mezcla pasa al color rojo, se saca el agua y se lava con mucha prontitud con agua hirviendo; no haciéndolo así se volvería de nuevo al color negro.

Usos. — Empleado para la pintura, y en la fabricación del lacre. — En medicina para fumigaciones en ciertos casos de enfermedades venéreas y cutáneas.

DE LOS IODUROS DE MERCURIO.

El proto-ioduro de mercurio es sólido, tiene un color amarillo, insoluble en el agua, volátil. Se prepara tra-

tando una solución de proto-azoato de mercurio, por otra de ioduro de potasio.

El señor Regnault, químico muy distinguido, dice :
« La mayor parte de los químicos habiendo dado á la
« primera combinacion del iodo con el mercurio el
« nombre de *proto-ioduro*, y á la segunda el de *bi-ioduro*,
« he conservado estos nombres; sin embargo, es im-
« portante hacer reparar que la primera combinacion
« Hg. ². Io., es segun nuestra nomenclatura un sub-*io-*
« duro, de color amarillo; y la segunda Hg. Io., un
« proto-ioduro, de color rojo. »

El bi-ioduro de mercurio, ó mas bien como lo llama el señor Regnault, el proto-ioduro, es tambien sólido, tiene un hermoso color rojo, volátil, soluble en el alcohol.

Se prepara tratando una solución de bi-cloruro de mercurio, por otra de ioduro de potasio.

Usos. — Para teñir las zarazas. — En medicina para curar las enfermedades venéreas.

DE LAS SALES DE MERCURIO.

Las sales de mercurio son solubles ó insolubles en el agua, volátiles.

Estas sales, al estado de protóxido, producen precipi-

tados de un color negro, por medio del agua de cal; en el estado de bi-óxido, precipitan en amarillo. Una lámina de cobre, sumergida en una sal mercurial, se vuelve blanca inmediatamente.

DEL PROTO — CLORURO DE MERCURIO. $Hg^2. Cl.$

(MERCURIO DULCE, CALOMELANO, AQUILA, ALBA.)

El mismo caso que el señor Regnault ha señalado para la nomenclatura de los ioduros de mercurio, se presenta aquí con los cloruros de la misma base.

El Calomelano, llamado hasta hoy proto-cloruro, es según este químico, un sub-cloruro; y el sublimado corrosivo $Hg., Cl.$, llamado bi-cloruro de mercurio, es un proto-cloruro.

El Calomelano es blanco, cristalizado, insoluble en el agua, volátil.

Se prepara sublimando la mezcla siguiente : 13 partes de mercurio y 17 partes de bi-cloruro de mercurio (sublimado corrosivo.)

El precipitado blanco se prepara, tratando una solución de proto-azoto de mercurio, por otra solución de cloruro de sódio.

FÓRMULA — $Hg : O, Az. O^5. + Na. Cl. = Hg. ^2 Cl. + Na. O, Az. O^5.$

DEL BI-CLORURO DE MERCURIO. Hg. Cl.

(MURIATO SUPER-OXIGENADO DE MERCURIO; SUBLIMADO
CORROSIVO.)

El bi-cloruro de mercurio es sólido, tiene un color blanco, cristalizado, soluble en el agua, mucho mas soluble en el alcohol y el éter sulfúrico, volátil.

Disuelto en el agua produce el *licor de Van-Swielen* muy usado en las enfermedades venéreas, así como para preservar los cueros secos de la *polilla*.

En contacto con las sustancias orgánicas se descompone : hay formacion de proto-cloruro de mercurio.

Esta sal es muy venenosa, el agua albuminosa (clara de huevos en solucion en el agua) es un antídoto precioso para los envenenamientos causados por esta sal mercurial.

Se prepara haciendo sublimar la mezcla siguiente : bi-sulfato de mercurio, cloruro de sodio, y bi-óxido de manganesa, en partes iguales.

DEL AZOATO DE MERCURIO Hg : O, Az. O³.

El azoato de mercurio es sólido, blanco, cristalizado, tiene un sabor cáustico; aplicado sobre el cutis produce una mancha amarilla; para disolverlo en el agua es preciso añadir á ella algunas gotas de ácido azóico.

Se prepara tratando el mercurio por el ácido azóico.

REACCION QUÍMICA — Una parte del ácido azóico se descompone : el oxígeno se combina con el mercurio y produce el óxido de mercurio; el ácido azotoso se desprende; y en fin, el ácido azóico se combina con el óxido de mercurio y da origen á un azoato de mercurio.

FÓRMULA. — Hg. + Az. O³. = Hg : O, AZ. O⁵ + Az. O³

Usos — Los sombrereros se sirven del azoato de mercurio, para preparar los pelos de liebre y de conejo. — En medicina para cauterizar. = Para platear y dorar (antiguo método). Haciéndolo hervir con el alcohol hay desprendimiento de ácido azotoso, y enfriándose el líquido, hay precipitación de un polvo blanco-amarillo cristalizado (fulminato de mercurio.)

DE LA PLATA.

Este metal, conocido desde los tiempos mas remotos.

se halla en la naturaleza en el estado libre, ó combinado con el azufre, el cloro y el iodo.

La plata es sólida, de un color blanco brillante, menos dura que el cobre; despues del oro, es el mas dúctil de los metales.

Es inalterable en el contacto del aire, no puede descomponer el agua á ninguna temperatura.

El ácido axóico lo ataca con desprendimiento de ácido azotoso; el ácido sulfúrico concentrado y á la temperatura de la ebullición lo ataca tambien.

Las minas de plata mas abundantes son las de *Méjico* y del *Perú*; se pueden indicar tambien las de las provincias argentinas y las de los Estados-Unidos.

En *Chile* (provincia de Copiapó), estos minerales de plata son designados bajo el nombre de *pacos*; en *Méjico* bajo el de *colorados*.

Peso atómico, 1351, 607.

Fórmula, Ag.

PREPARACION. — Los procederes para extraer la plata son muchos : 1° por medio de la *copelacion*, para la galena argentífera ; 2° por el *hierro*, para reducir la plata de su cloruro : se produce un cloruro de hierro ; 3° y en fin por el *mercurio*, es decir por medio de la amalgamacion y del calor, para separar el mercurio de la plata.

La plata pura, que se designa por la ley de mil milésimas, es demasiado blanda para poder ser acuñada; es preciso añadirle una cierta cantidad de cobre (1/10 parte.)

En una liga, las proporciones de plata y de cobre constituyen lo que se llama la ley.

LEYES DE LAS MONEDAS, VAJILLAS Y ALHAJAS DE PLATA DE FRANCIA, ETC.

MONEDAS.		VAJILLAS.	ALHAJAS.
Plata	0,900	0,950	0,800
Cobre	0,100	0,050	0,200

Las monedas de plata acuñadas en Montevideo, así como las vajillas, estribos, etc., que se fabrican en esta ciudad, tienen las leyes siguientes :

MONEDAS.		VAJILLAS.	ESTRIBOS, ETC.
Plata	0,880	0,750	0,650
Cobre	0,120	0,250	0,350

Las ligas de plata y de cobre tienen un color blanco, aunque contengan la mitad de cobre, pero esta blancura no es tan linda como la de la plata pura.

Los plateros dan la blancura de la plata pura á las ligas de plata y de cobre, calentando estas ligas hasta ennegrecerlas; en este caso se produce un óxido de cobre, despues las ponen en un vaso teniendo ácido sulfúrico diluido y caliente, para formar un sulfato de cobre.

REACCION QUÍMICA. — El ácido sulfúrico se combina con el óxido de cobre y produce un sulfato de cobre.

La capa de plata de mil milésimos hallándose en descubierta, entonces la liga tiene un color blanco muy brillante.

Método para conocer la ley de una liga de plata. — Dos procedimientos se emplean para conocer la ley de las ligas de plata : 1.º por medio del análisis *seco ó copelacion* ; 2.º por el análisis *húmedo*.

El primer proceder está fundado sobre la inalterabilidad de la plata pura á una temperatura muy elevada, y sobre la alterabilidad del plomo y del cobre á esta misma temperatura.

La copelacion se hace calentando una mezcla de plomo y una liga de plata en una pequeña copela formada de huesos calcinados.

Esta copela se coloca en una *mufla* de un pequeño horno de reverbero.

REACCION QUÍMICA. — El plomo y el cobre se oxidan, el óxido de plomo como es fusible, arrastra con él el óxido de cobre; y estos dos óxidos pasan al través de los poros de la copela; la plata se queda en la misma copela en el estado de pureza.

El segundo proceder está fundado sobre la accion disolvente del ácido azóico sobre las ligas de plata, y sobre la precipitacion de la plata por medio del cobre ó del cloruro de sodio (sal comun). Se opera del modo siguiente : disuélvese un gramo de liga de plata en dos gramos de ácido azóico puro, es decir, privado del ácido cloridrico, que muchas veces se halla ligado con él.

Esta purificacion se opera por medio de una pe-

queña cantidad de azoato de plata, disuelto en un poco de agua destilada.

Échese en la disolución indicada mas arriba, gota por gota, una solución diluida de cloruro de sodio hasta que no se produzca mas precipitado (cloruro de plata); filtrese y lávese el cloruro de plata con agua destilada, en seguida hágase secar.

El cloruro de plata se compone de 75 partes de plata y 25 partes de cloro, por consiguiente es muy fácil conocer cuanta plata pura contiene el precipitado de cloruro de plata obtenido.

El cobre que hacia parte de la liga se queda en solución (azoato de cobre.)

Se puede sacar la plata del cloruro : 1. ° calentando el cloruro de plata con agua, en un tacho de hierro ; 2. ° sometiendo la mezcla siguiente : cloruro de plata y sub-carbonato de potasa, en un crisol llevado al calor rojo, produce un cloruro de potasio con desprendimiento de ácido carbónico, y la plata se queda en el fondo del crisol ; 3. ° en fin, mezclando el cloruro de plata en un frasco que tiene agua, zinc y ácido sulfúrico. El hidrógeno que se produce se combina con el cloro del cloruro de plata, y produce el ácido clorídrico ; la plata se reduce al estado metálico.

El cobre precipita la plata de sus disoluciones, pero nunca con tanta exactitud como el cloruro de sodio ó bien el ácido clorídrico.

Usos. — Como signo representivo de las riquezas. — Para platear los metales (galvanoplastia).

DE LA GALVANOPLASTIA.

PLATEADO DE LOS METALES.

El plateado de los metales se efectúa por medio de la galvanoplastia, es decir, por algunas corrientes eléctricas.

Son tres las operaciones que son indispensables para poder platear.

Primera operacion. — Póngase en una olla pequeña de hierro 250 gramos de cianuro de potasio y de hierro reducido á polvo (prusiato de potasa ferruginoso); caliéntese hasta producir la fusion, entonces sáquese del fuego y échese este producto en un plato; inmediatamente enciérrese este *cianuro de potasio impuro* en un frasco provisto de un tapon de vidrio.

Segunda operacion. — Trátese una solucion de azoato de plata por medio del agua de cal, hasta que no se produzca mas precipitado, el cual tiene un color castaño (óxido de plata); fíltrese y lávese el precipitado con agua destilada.

Tercera operacion. — Tómensese : 150 gramos de cianuro de potasio impuro, 1 quilógramo de agua destilada y 60 gramos de óxido de plata; mézclese y fíltrese. Se

debe conservar esta solución de plata en un frasco con tapon de vidrio.

Modo de operar. — Dos vasos con necesarios para platear : el primer vaso teniendo ácido sulfúrico diluido, sirve para colocar la pila voltáica; el segundo vaso teniendo la solución de plata, sirve para poner la pieza que se debe platear, la cual es suspendida por medio de un alambre de cobre, el cual comunica á la plancha de plata de la misma pila. Siendo la solución de plata *electrolisada* por medio de los conductores de la pila; la descomposición de la solución se efectúa : la plata se echa sobre el cobre, y el cianógeno del cianuro se combina con la lámina de plata que comunica con la plancha de plata de la pila.

Es indispensable que la pieza de metal que se quiere platear esté muy limpia, y mojada antes de sumergirla en la solución de plata.

Se consigue este limpiado, sumergiendo la pieza en una mezcla de ácidos sulfúrico y azóico diluidos; y después fregándola con arena y agua.

El aparato estando colocado, se suspende primeramente la lámina de plata en la solución, y después se ponen en comunicación los dos alambres de la pila; en seguida se acaba poniendo en la solución la pieza que se quiere platear.

DE LAS SALES DE PLATA.

Las sales de plata son incoloras, precipitan en blanco-cuajado por el cloro libre ó combinado; este precipitado es soluble en el amoníaco.

El agua de cal, así como la potasa cáustica, las precipitan de un color moreno (óxido de plata).

El cobre precipita la plata de sus disoluciones al estado metálico.

DEL AZOATO DE PLATA $\text{Ag} : \text{O}$, Az. O^{N} .

(NITRATO DE PLATA.)

Esta sal es sólida, blanca, cristalizada, sabor cáustico, soluble en el agua, mancha el cutis en negro.

Fundida en su agua de cristalización, y colada en una *rielera*, produce la *pedra infernal* (nitrato de plata fundido).

PREPARACION. — Trátase la plata pura por el ácido azóico, hágase evaporar y cristalizar.

REACCION QUÍMICA. — Una parte del ácido azóico se descompone en ácido azotoso que se desprende, y en oxígeno que se combina con la plata (óxido de plata); la otra parte del ácido azóico se combina con el óxido de plata y produce el azoato de plata.

FÓRMULA. — $\text{Ag.} + \text{Az. O}^5 = \text{Ag : O, Az. O}^5. + \text{Az. O}^5.$

Usos. — Teniendo el mercurio la propiedad de precipitar la plata de sus disoluciones, y produciendo ramificaciones hermosas, se emplea para preparar el *árbol de Diana*.

Los peluqueros emplean una solución de azoato de plata para ennegrecer el cabello.

Esta solución diluida de azoato de plata, se vende bajo los nombres de *agua africana, de Persia y de Egipto*.

Es igualmente empleada para marcar la ropa; ahí está la receta : 2 partes azoato de plata, 7 partes de agua destilada y una parte de goma. Mézclense estas tres sustancias y consérvense en un frasco rotulado núm. 1.

Hágase una solución de sub-carbonato de soda, y póngase el rótulo núm 2.

Modo de operar. — Mójese la ropa con el líquido que se halla en el frasco rotulado núm. 2, déjese secar y escríbase encima con el líquido que se halla en el frasco rotulado núm. 1.

El amoníaco mezclado con el óxido de plata y evaporado hasta sequedad, produce un *azoturo de plata*. Esta combinación es muy fulminante, detona bajo el agua.

DEL ORO.

El oro se halla en la naturaleza al estado nativo ó ligado con la plata, el paladio, el telurio y el rodio.

Es sólido, de un color amarillo-rojo, muy dúctil, inatacable por el cloro y el agua regia.

Peso atómico, 1243, 013.

Fórmula, Au.

Las minas de oro se hallan en la Siberia, en Chile, en Méjico, en el Brasil, en California, en Tacuarembó (República Oriental del Uruguay).

Existen algunos rios que acarrean oro : el Garona, el Ródano, etc. Se ha dado el nombre de *oropajeros* á las personas que se ocupan en recogerlo.

La extraccion del oro se efectúa por el lavado y la amalgamacion; despues de esta última operacion, se procede á la destilacion para separar el mercurio del oro.

Cuando el oro está ligado con la plata hay que hacer la *refinadura*; esta operacion consiste en separar la plata del oro, por medio del ácido sulfúrico concentrado é hirviendo, ó bien con el ácido azóico.

Estos dos ácidos tienen la propiedad de disolver la plata y de dejar al oro intacto.

Esta operacion se efectúa sobre una grande escala por medio de unos tachos de platina.

En los laboratorios se emplean matrazes muy pequeños.

Hay tres leyes en Francia para trabajar el oro.

MONEDAS DE ORO.		VAJILLAS Y ALHAJAS.		
		1°. LEY.	2°. LEY.	3°. LEY.
Oro	0,900	0,920	0,840	0,750
Cobre	0,100	0,080	0,160	0,250

En Montevideo se trabaja, en general, el oro á 0. 650. No existen todavía las oficinas de contraste.

La copelacion y el análisis líquido se emplean para reconocer la ley de las monedas de oro, etc.

Cuando el oro está ligado con el cobre solamente, se puede emplear la copelacion, pero cuando está ligado con el cobre y la plata es menester hacer la refinadura ó análisis líquido. Si la liga tiene muy poca plata proporcionalmente á la cantidad de oro, es necesario añadirle una cierta cantidad de plata, á fin de que la liga que se debe analizar pueda ser atacable por los ácidos sulfúrico concentrado é hirviendo, ó bien por el ácido azóico; esta operacion se llama en el arte del ensayador « *incuartacion.* »

Los plateros se sirven de una piedra de toque para cerciorarse si el oro tiene ó no la ley que le corresponde. Operan del modo siguiente: refriegan sobre la piedra de toque el oro que se debe ensayar, dejando en

ella señales de él, y los mojan con algunas gotas del líquido siguiente : agua destilada 25 partes, ácido azóico 3 partes y ácido clorídrico 2 partes. Si los rastros de oro desaparecen, no hay duda de que la liga de oro ensayada es de baja ley ; este líquido no tiene accion sobre una liga de oro á 0. 750 ó 18 quilates.

El oro presenta varios colores, segun es ligado con tal ó cual metal : *rojo*, cuando es ligado con el cobre; *verde*, ligado con la plata; *gris-azulado*, ligado con el hierro. Para obtener el oro químicamente puro, es preciso disolver una moneda de oro en el agua regia, evaporar esta disolucion hasta sequedad por medio de un poco de calor.

En seguida se trata el residuo por el agua, y se separa una pequeña cantidad de cloruro de plata que se halla casi siempre mezclado; despues se echa en la disolucion un exceso de solucion de *proto-sulfato de hierro*, que precipita el oro al estado metálico bajo la forma de un polvo color moreno; esta es la reaccion; y su fórmula : $Au^2. Cl^5. + Fe. O, SO^5. = 2 Au. + Fe^2. O^5., 3SO^5. + Fe^2. Cl^5.$

Se trata este precipitado por medio del ácido clorídrico diluido para sacarle una pequeña cantidad de hierro, en seguida se lava con agua y se hace fundir en un crisol de barro con un poco de borato de soda y de azoato de potasa.

El dorado de los metales se opera tambien por la *galvanoplastia*; el líquido que se usa es una solucion de cianuro de potasio y de oro (véase el artículo plata). Las proporciones de agua, de cianuro de potasio y de

óxido de oro, son las mismas que para preparar la solución de plata.

El óxido de oro se prepara descomponiendo el cloruro de oro por medio de la potasa cáustica. Este óxido se precipita bajo la forma de un polvo de color moreno verdoso; es necesario hacer hervir el líquido para ayudar la precipitación del óxido de oro.

DE LAS SALES DE ORO.

Las sales de oro son en general amarillas, solubles é insolubles en el agua.

El calor y la luz las descomponen casi todas. Sus combinaciones con los cuerpos simples metalóides precipitan el oro metálico al estado de hidrato de un color moreno, con otra solución de sulfato de protóxido de hierro; y en un hermoso color purpúreo con el cloruro de estaño; el precipitado, calentado al soplete, da con un poco de borax un botón de oro metálico.

Los *auratos* son solubles ó insolubles en el agua, según que la base sea ó no soluble en este líquido.

El amoníaco se combina con el protóxido de oro y produce un polvo muy fulminante, llamado *oro fulminante*.

DEL CLORURO DE ORO Y DE SODIO.

Hágase disolver el oro puro y laminado en una cierta cantidad de agua regia, y evaporar con poco calor hasta formacion de cristales; disuélvanse estos cristales en el agua destilada, y añádase sub-carbonato de soda hasta cesacion de efervescencia. Hágase de nuevo evaporar y cristalizar.

DEL OSMIO.

El osmio se halla en la naturaleza al estado de osmiuro de iridio. Este compuesto acompaña siempre al mineral de platina.

El osmio es sólido, tiene un color gris-negruzco pulverulento; las sales de este metal son verdes, solubles en el agua.

Peso atómico, 1244, 487.

Fórmula, OS.

PREPARACION. — Se descompone el cloruro de osmio por medio del potasio.

DEL IRIDIO.

Como lo hemos dicho ya, este metal se halla en el mineral de platina.

El agua regia no tiene ninguna acción sobre él; es atacable por la potasa cáustica.

Combinado con el oxígeno produce un óxido negro.

Peso atómico, 1233, 479.

Fórmula, Ir.

DEL PALADIO.

Este metal ha sido descubierto por el señor Wolaston. Tiene un color gris-blanco, mas claro que el de la platina, dúctil, infusible á la mas alta temperatura.

Peso atómico, 665, 889.

Fórmula, Pd.

PREPARACION. — Trátase el mineral de la platina por el agua regia; échese en esta disolución una solución de

cianuro de mercurio : hay formacion de un cianuro de paladio, el cual se precipita.

Este cianuro de paladio tiene la propiedad de descomponerse por el calor, el residuo que queda es el paladio.

Este metal es atacable por los ácidos sulfúrico y azóico.

Las sales de paladio son sólidas, tienen un color rojo, solubles en el agua.

DEL RODIO.

Este metal se halla en el mineral de platina, fué descubierto en 1804, y es poco dúctil.

Peso atómico, 650, 387.

Fórmula, R.

DE LA PLATINA.

La platina derivada de la palabra plata, en castellano, fué examinada en 1752 por Scheffer.

Este mineral se halla en el Brasil, en Chile y en España.

Los españoles echaban la platina con el temor de que se hubieran servido de ella para falsificar el oro.

En efecto este metal tiene las mismas propiedades químicas que el oro, es decir, que solo es atacable por el agua regia.

Este metal tiene un color gris-blanco, es dúctil y el mas denso de todos los metales.

Ligado con el cobre produce un compuesto que es quebradizo, de un color sucio; de ahí la imposibilidad de falsificar el oro con este metal.

Peso atómico, 4233, 449.

Fórmula, Pt.

PREPARACION. — Trátase el mineral de platina por el agua regia; échese en esta disolucion, una solucion de cloridrato de amoníaco, se obtiene un precipitado, el cual se calcina y despues se somete á una fuerte presion en un cilindro de hierro hueco y provisto de un embudo.

La platina preparada por este método, estando siempre mezclada con un poco de iridio, es preciso para obtenerla químicamente pura hacerla disolver en agua regia para formar un cloruro doble de platina y de iridio; despues se añade una solucion de cloruro de potasio; se precipita al instante un cloruro doble de platina y de potasio, de color amarillo. Este precipitado está mezclado con carbonato de potasa, y calentado hasta el calor rojo en un crisol de barro, el cloruro de platina abandona su cloro al potasio del carbonato de potasa, y la platina se queda libre; en esta operacion se desprende tambien oxígeno y ácido carbónico.

Usos. — Se emplea la platina para fabricar calderas que sirven para concentrar el ácido sulfúrico; combinada con el cloro, constituye un reactivo precioso para descubrir la presencia de la potasa.

DEL RUTENIO.

El rutenio es un metal hallado últimamente en un mineral de platina, y mezclado con el osmiuro de iridio, que á veces contiene 5 ó 6 p. % de este metal.

Es de un color gris, su semejanza con el iridio fué causa de que hasta hace poco se hubiesen confundido los dos metales; es infusible, y muy poco atacable por e agua regia.

FÓRMULA. — Ru.

FIN DE LA QUÍMICA INORGÁNICA.

The first part of the book is devoted to a general
 introduction to the subject of the history of the
 world, and to a description of the various
 nations and empires which have existed
 from the beginning of the world to the
 present time. The author has endeavored
 to give a concise and accurate account
 of the progress of human civilization, and
 to show the influence of the various
 causes which have operated upon it.

The second part of the book is devoted to a
 detailed history of the various nations and
 empires which have existed from the
 beginning of the world to the present time.
 The author has endeavored to give a
 concise and accurate account of the
 progress of human civilization, and to
 show the influence of the various causes
 which have operated upon it. The third
 part of the book is devoted to a
 detailed history of the various nations and
 empires which have existed from the
 beginning of the world to the present time.
 The author has endeavored to give a
 concise and accurate account of the
 progress of human civilization, and to
 show the influence of the various causes
 which have operated upon it.

to
 su
 re
 ci
 d
 y

QUIMICA ELEMENTAL

—101—

SEGUNDA PARTE.

DE LA QUIMICA ORGANICA

DEFINICION.

La química orgánica tiene por fin estudiar los productos inmediatos de las sustancias vegetales y animales, sus propiedades físicas y químicas, sus preparaciones y reactivos; en fin, su aplicación á las artes y á la medicina.

Las sustancias vegetales se componen generalmente de tres cuerpos simples metalóides: oxígeno, hidrógeno y carbono; algunas, sin embargo, son formadas solo de

carbono y de hidrógeno; en otros casos se halla la presencia del ázoe.

Las sustancias animales están formadas de cuatro cuerpos simples metalóides: oxígeno, hidrógeno, carbono y ázoe.

Las sustancias orgánicas encierran muchas veces varios cuerpos simples como son: el azufre, el fósforo, etc; varios óxidos metálicos combinados con ácidos minerales ó vegetales.

Los principales óxidos son: la potasa, la soda, la cal, la magnesia, la alumina, en fin, los de hierro y de manganesa. Los ácidos minerales son: los ácidos carbónico, fosfórico, sulfúrico, azóico y silícico. Algunos cloruros, bromuros é ioduros se hallan también; por la calcinación se pueden obtener las bases metálicas indicadas mas arriba.

Los varios productos de naturaleza vegetal y animal, gozan de propiedades diferentes segun que contienen mas ó menos oxígeno, hidrógeno, carbono ó ázoe. Segun la *ley del isomerismo*; es decir, que productos que son formados de elementos idénticos y de proporciones iguales, dan origen á productos muy diferentes; por consiguiente no es extraño que cuatro cuerpos simples combinados entre sí en proporciones iguales ó diferentes, den origen á tantos productos bien sean vegetales ó bien sean animales.

Cuando se somete una sustancia vegetal á un fuerte calor, sus elementos se separan. Hay formación de productos nuevos: una parte del carbono queda en el tubo bajo la forma de un residuo negrozco; una parte tam-

bien del hidrógeno forma agua combinándose con otra parte de oxígeno; con las demás partes de carbono, de hidrógeno y de oxígeno, hay también formación de hidrógeno carbonado, de ácido carbónico, de ácido acético y de un aceite empireumático, etc.

Una sustancia animal sometida á la misma operación, produce amoníaco, cianógeno y gas ázoe, etc.

Se entiende por productos inmediatos los que se hallan formados dentro de las sustancias orgánicas. Los principios inmediatos se dividen en *azoados* y en *no-azoados*. Hé aquí algunos productos azoados: 1° *gelatina*, 2° *glúten*, etc.; productos no-azoados: 1° *goma*, 2° *azúcar*, 3° *fécula*, etc.

Las sustancias vegetales se pueden distinguir de las sustancias animales, porque encerradas en un tubo y calentadas fuertemente, tienen la propiedad de enrojecer el papel azul de tornasol; mientras que las sustancias animales hacen volver azul el mismo papel azul de tornasol enrojecido por un ácido.

Los productos inmediatos se dividen en cinco secciones: — 1ª sección, *ácidos*; 2ª *alcalóides*; 3ª *neutros* ó *indiferentes*; 4ª *hidrogenados*; 5ª *colorantes*.

PRIMERA SECCION

Productos inmediatos acidos

DEL ACIDO OXALICO.

(ACIDO DEL AZUCAR.)

El ácido oxálico se halla en la naturaleza en el estado de combinaciones (bi-oxalato de potasa y oxalato de cal).

El descubrimiento de este ácido es debido á Scheele. Es sólido, blanco, cristalizado, soluble en el agua y en el alcohol.

Cuando se disuelve produce un pequeño ruido, enrojece el papel de tornasol, sometido á un fuerte calor se trasforma en ácido carbónico. Se compone de 66. 24 de oxígeno yde 33. 76 de carbono, cuando es anhidro.

El ácido oxálico combinado con los óxidos metálicos, da origen al género *oxalato*, v. g. ácido oxálico + óxido de potasio = *oxalato de potasa*.

Peso atómico, 452,87.

Fórmula, O ó C². O⁵., cuando es anhidro.

PREPARACION. — Póngase en una cápsula de vidrio ó de porcelana la mezcla siguiente : 3 partes de azúcar y 30 partes de ácido azóico ; caliéntese poco á poco para que la reaccion se efectúe ; en seguida hágase evaporar el líquido, hasta la consistencia de un jarabe y déjese cristalizar.

REACCION QUÍMICA. — El ácido azóico se descompone, da una parte de su oxígeno á la sustancia azucarada, hay tambien desprendimiento de ácido azotoso y de ácido carbónico, y formacion de agua.

FÓRMULA. — C¹². H¹¹. O¹¹. + Az. O⁵. = C². O⁵. + H O.
+ Az. O⁵. + C O².

En la preparacion del ácido oxálico se puede reemplazar el azúcar por la fécula ; aquí están las proporciones : 24 partes de fécula y 72 partes de ácido azóico.

Se prepara tambien el ácido oxálico descomponiendo el bi-oxalato de potasa por el acetato de plomo, y despues tratando el precipitado de oxalato de plomo, por el ácido sulfúrico diluido y caliente.

REACCION QUÍMICA. — Hay formacion de sulfato de plomo que se precipita, y separacion del ácido oxálico que se queda en solucion.

Usos. — Los usos del ácido oxálico son numerosos : 1º empleado como mordiente en las fábricas de indianas ;

2° para sacar las manchas de tinta y de hierro; 3° disuelto en el agua lleva el nombre impropio de *esencia de Tripoli*, usado por los militares para limpiar sus guarniciones de cobre; 4° en fin, para blanquear la paja.

REACTIVO. — El agua de cal es empleada para conocer el ácido oxálico, se produce un precipitado blanco de nacar (oxalato de cal); este precipitado sometido al so-
plete se trasforma en carbonato de cal. Cuando se disuelve el ácido oxálico produce un cierto ruido que lo hace conocer.

DEL ACIDO TARTARICO.

El ácido tartárico se halla en la naturaleza en el estado libre ó combinado con la potasa, en el tártaro de los vinos (bi-tartrato de potasa).

El ácido tartárico es sólido, blanco, cristalizado, soluble en el agua; puesto sobre carbones encendidos, se descompone y produce un olor de azúcar quemado (ácido piro-tartárico).

Combinado con los óxidos metálicos, forma el género *tartrato*, v. g. *ácido tartárico* + óxidos de *potasio* y de *antimonio* = *tartrato de potasa y de antimonio* (emético, tártaro-estibiado).

El ácido azóico trasforma el ácido tartárico en ácido oxálico.

Peso atómico, 830,71.

Fórmula, $T\ O\ C^4\ H^4\ O^5$., cuando es anhidro.

PREPARACION. — Háganse disolver en el agua hirviendo 24 libras de bi-tartrato de potasa (crémor de tártaro), y añádase por fracciones una cierta cantidad de carbonato de cal (8 libras), es decir, hasta que no se produzca mas efervescencia, la cual procede del desprendimiento del ácido carbónico del carbonato de cal; quítese del fuego y fíltrese para recoger el tartrato de cal que se ha precipitado; entonces trátese este precipitado por 22 libras de ácido sulfúrico á 40°, se formará un sulfato de cal insoluble y el ácido tartárico será puesto en libertad, es decir que se quedará en solución en el líquido; hágase evaporar hasta consistencia de jarabe y déjese cristalizar.

Algunas veces la solución de ácido tartárico encierra una pequeña cantidad de bi-sulfato de cal, el cual se precipita cuando se opera la evaporación. Se puede separar esta sal calcárea de la solución de ácido tartárico por medio de la decantación.

1ª REACCION QUÍMICA. — El exceso de ácido tartárico del bi-tartrato de potasa, teniendo mas afinidad para la cal que el ácido carbónico, se combina con ella (tartrato de cal), y hace desprender el ácido carbónico que volatilizándose produce la efervescencia.

2ª REACCION QUÍMICA. — En seguida el ácido sulfúrico, teniendo mas afinidad para la cal que el ácido tartárico,

produce un sulfato de cal insoluble y pone en libertad al ácido tartárico.

FÓRMULA DE LA 1ª REACCION. — $KO, T. + HO. + Ca, O, CO^2. = KO, T. + Ca, O, T. + HO. + CO^2.$

FÓRMULA DE LA 2ª REACCION. — $Ca, O, T. + SO^5. + HO. = Ca, O, SO^5 + T. HO.$

Usos. — El ácido tartárico se emplea en medicina como antiflogístico. — Combinado con la potasa constituye el crémor, sal muy usada como mordiente en la tintura de la lana. — El crémor mezclado con el alumbre sirve para limpiar los utensilios de plata.

REACTIVOS. — Algunas gotas de una solución concentrada de óxido de potasio echadas en otra solución de ácido tartárico produce un precipitado blanco, cristalizado (bi-tartrato de potasa), que puesto sobre carbones encendidos produce un olor de azúcar quemado.

DEL ACIDO CITRICO.

Este ácido fué descubierto en 1784. En esa época Scheele lo separó del zumo del limon, donde se halla en grandes cantidades. Se halla igualmente en algunas otras frutas : las naranjas, las grosellas, etc.

El ácido cítrico es sólido, blanco, cristalizado, soluble en el agua, tiene mucha analogía con el ácido tartárico; combinado con los óxidos metálicos produce el género *citrato*.

Peso atómico, 2079, 65.

Fórmula, Ct. ó C¹², H¹⁰, O¹¹, cuando es anhidro.

PREPARACION. — Trátase el zumo de limon por medio de la tisa (carbonato de cal), hasta que no se produzca mas efervescencia; se formará un precipitado de citrato de cal, el cual se recogerá sobre un filtro y se lavará.

En seguida se tratará este citrato de cal por el ácido sulfúrico á 40°, habrá formacion de sulfato de cal insoluble, el ácido cítrico se quedará en solucion en el agua; por la evaporacion de este agua y la cristalización se obtendrá el ácido cítrico.

1ª REACCION QUÍMICA. — El ácido cítrico, teniendo mas afinidad para la cal que el ácido carbónico, se combina con ella (citrato de cal), y hace desprender el ácido carbónico, que volatilizándose produce la efervescencia.

FÓRMULA. — Ct. ó C¹². H¹⁰. O¹¹. + HO. + Ca. O, CO².
= Ca. O, Ct. + HO. + CO².

2ª REACCION QUÍMICA. — El ácido sulfúrico, teniendo mas afinidad para la cal que el ácido cítrico, produce un sulfato de cal insoluble y pone en libertad al ácido cítrico.

FÓRMULA. — Ca. O, Ct. + SO⁵. + HO. = Ca. O, SO⁵.
+ Ct. + HO.

Usos. — En medicina como anti-flogístico. — Combinado con el óxido de magnesio produce una sal (citrato de magnesia), muy usada en medicina como purgante. — Combinado con el óxido de hierro produce una sal igualmente muy usada en medicina. — Para preparar el citrato de estaño, que mezclado con la parte colorante de la cochinilla, produce hermosas escarlatas.

REACTIVO. — Este ácido tiene mucha analogía con el ácido tartárico. La diferencia que existe entre ellos es que una solución concentrada de potasa cáustica en contacto con el ácido cítrico no produce ningún precipitado; le contrario sucede con el ácido tartárico.

DEL ACIDO MALICO.

Este ácido se halla en la naturaleza en el zumo de las manzanas, de las ananas, de las espinacas y del cerbal; se parece mucho al ácido cítrico, y es muy difícil de cristalizar.

Peso atómico, 730, 71.

Fórmula, $\text{Ml. } \text{O}^4. \text{H}^4. \text{C}^4.$

PREPARACION. — Trátase el zumo de cerbal por el alcohol á 30 °, destílese para recoger el alcohol empleado,

el residuo es el ácido málico mezclado con una pequeña cantidad de ácido tartárico, el cual se puede separar por medio de una solución concentrada de potasa cáustica.

El ácido málico es en seguida tratado por el acetato de plomo, con el cual forma un malato de plomo que se precipita; este precipitado es tratado por el ácido sulfídrico para operar la separación del plomo (sulfuro de plomo), y el ácido málico está puesto en libertad.

DEL ACIDO TANICO.

(TANINO.)

El ácido tánico existe en varios vegetales, v. g. el roble, el olmo, las agallas, el sumáque, la cáscara de granada, así como en la raíz del guaicurú, la cual se halla al pie del Cerro de Montevideo (República Oriental del Uruguay).

Este ácido está siempre acompañado de una cantidad pequeña de ácido agálico.

Es sólido, de un color blanco-amarillo, soluble en el agua, menos en el alcohol, y en el éter sulfúrico. Tiene la propiedad de precipitar las sustancias albuminosas y gelatinosas, además da origen á unos productos incorruptibles (arte del curtidor).

El ácido tánico precipita en negro-azul las soluciones ferruginosas en el estado de maximum de oxidacion (preparacion de la tinta).

Peso atómico, 2314, 56.

Fórmula, C¹⁸. H⁸. O⁹.

PREPARACION. — Dos procederes están empleados para la preparacion de este ácido.

1^o PROCEDER. — Trátese una decoccion de agallas por medio de una solucion de sub-carbonato de potasa : se precipitará un tanato de potasa, el cual será tratado por el ácido acético diluido é hirviendo ; y despues por el acetato de plomo (tanato de plomo), y en seguida el tanato de plomo será tratado por el ácido sulfúrico, con el fin de separar el plomo (sulfuro de plomo).

2^o PROCEDER. — Trátese una cierta cantidad de agallas en polvo, por medio del éter sulfúrico, en un aparato que lleva el nombre de « *aparato de déplacement* » (aparato de mudanza).

Este aparato consiste en hacer pasar éter sulfúrico al través de una capa de agallas en polvo, esta capa de agallas está puesta en un embudo. Cuando el éter ha pasado enteramente al frasco puesto bajo del embudo, el líquido se separa en dos capas muy distintas ; la capa superior tiene en solucion el ácido agállico, que posee un color verdoso ; la capa inferior tiene en solucion al ácido tánico que es de un color blanco-amarillo ; por la evaporacion de esta última solucion se obtiene el ácido tánico.

El ácido agállico difiere del tánico porque es menos

soluble en el agua que aquel, y no precipita la gelatina, ni la albumina.

Usos. — Para preparar la tinta, la cual se obtiene del modo siguiente : tómanse 2 libras de agallas en polvo, 4 libra sulfato de hierro (caparrosa verde), una libra de goma ordinaria y 32 libras de agua.

Déjense 24 horas en maceracion las agallas con 28 libras de agua, y hágase disolver en las otras 4 libras de agua la goma y el sulfato de hierro ; mézclese el todo y cuélese.

Algunas personas añaden á la tinta una pequeña cantidad de sublimado corrosivo ó bien de óxido rojo de mercurio, así como una pequeña cantidad de esencia de alhucema.

Estas adiciones tienen por fin el conservarlas mucho mas tiempo.

La tinta indeleble difiere de la tinta negra ordinaria en que tiene una pequeña cantidad de negro de humo.

Empleado en medicina como astringente. — En las artes, para curtir los cueros.

REACTIVOS. — El ácido tánico se reconoce fácilmente : 1.º por medio de una solución de gelatina, hay producción de un precipitado que es insoluble en el agua ; este precipitado tiene la propiedad de ser incorruptible ; 2.º las sales ferruginosas en el estado de máximo de oxidación producen, en una solución de ácido tánico, un precipitado negruzco-azul.

DEL ACIDO AGALLICO.

El ácido agállico se halla en la mayor parte de los vegetales astringentes, y sobre todo en las agallas. — Scheele, lo separó, el primero. — El ácido agállico cristaliza en agujas blancas, finas y sedosas; tiene un sabor poco ácido, dejando un gusto azucarado, no precipita la gelatina y produce un precipitado azul en las disoluciones del bi-óxido de hierro; soluble en el éter, en el alcohol y en el agua.

Peso atómico 1072, 50.

Fórmula, $G \text{ ó } C^7. H^6. O^5.$, cuando es anhidro.

PREPARACION. — Hágase macerar por cuatro dias en una cucúrbita de vidrio 1 libra de agallas en polvo con 8 libras de agua; exprímase y fíltrese el licor por medio de un filtro de papel; vuélvase á poner este licor en la cucúrbita y déjese así por mas de un mes cubierto con una simple hoja de papel; la temperatura debe tener de 15 á 20° centígrados. Al cabo de cinco ó seis semanas se separa de este líquido un precipitado un poco cristalizado que se ha formado en el fondo, y que disuelto en agua hirviendo, filtrado, evaporado y cristalizado, constituye el ácido agállico.

Proceder del Sr. Barruel. — Tómense agallas negras,

quiébrese y échese encima agua hirviendo y déjese en infusión; mézclese con esta infusión agua en la cual se han batido claras de huevos, hasta que esta solución albuminosa no determine más precipitado en la infusión; hágase evaporar hasta sequedad el licor clarificado, y trátase el producto de la evaporación por el alcohol; fíltrese, hágase evaporar de nuevo el licor hasta la consistencia de jarabe, y abandónese al reposo y á una evaporación espontánea. Se producen cristales de ácido agálico; hágase disolver de nuevo en el agua y cristalizar. Es necesario para obtener este ácido operar sobre una cantidad bastante grande de agallas esta; sustancia da poco ácido agálico, aunque es la que contiene más.

Usos. — En la fotografía.

REACTIVOS. — Las sales de peróxido de hierro.

DEL ACIDO BENZOICO.

Este ácido, descubierto en el décimo sexto siglo por Blasio de Vigenere, se halla en la vainilla, en el metiloto, en los orines de algunos animales herbívoros, en algunos bálsamos, y sobre todo en el benjuí. Es blanco, cristalizado en agujas finas y sedosas, su sabor es acre y picante; tiene poco olor cuando es puro; es poco soluble en el agua fría, lo es bastante en el agua caliente, y

se deposita en gran parte enfriándose el líquido ; lo es igualmente en el alcohol, del cual el agua lo precipita ; se disuelve también en la esencia de trementina.

Peso atómico, 1432, 52.

Fórmula, B_6O_3 , H^{10} , O^3 , cuando es anhidro.

PREPARACION. — Se conocen varios procederes para la preparacion del ácido benzóico ; aqui se indica el del señor Mohr, que parece ser el mejor : se toma un lebrillo de barro, cuya orilla sea usada y bien igualada por el frotamiento, se le pone dentro una cierta cantidad de benjuí en polvo grueso y bien extendido ; sobre la abertura se pega una hoja de papel sin cola y cuyo tejido sea poco apretado, y se cubre todo con un capitel de carton. Se pone el lebrillo sobre una chapa de hierro con un poco de arena y se entretiene por debajo un fuego moderado durante tres ó cuatro horas. La hoja de papel sirve para apoderarse de la mayor parte del aceite volátil, y se recoge el ácido benzóico que se ha sublimado en el capitel.

SEGUNDA SECCION

Principios inmediatos alcaloides.

Los principios alcalóides de los vegetales gozan de las mismas propiedades que los óxidos metálicos. En efecto, combinados con los ácidos forman sales, y en el estado libre enverdecen al jarabe de violetas; además ponen azul el papel de tornasol enrojecido por los ácidos.

Los alcalóides, llamados tambien bases salificables vegetales, se hallan en las plantas en el estado de sales. Muchas plantas poseen propiedades venenosas; no hay duda de que estas propiedades son debidas á la presencia de estos alcalóides, v. g. la *morfina*, alcalóide del *pápaer somniferum*; la *nicotina*, alcalóide de la *nicotiana tabacum*.

Los alcalóides se componen de carbono, hidrógeno, oxígeno y ázoe, á excepcion de la *nicotina* y de la *conicina*, que no tienen oxígeno.

En general son sólidos, á excepcion de la *nicotina* y de la *conicina*; la cicutina, la nicotina y la atropina son los solos alcalóides volátiles.

La mayor parte de ellos son cristalizables, casi todos

poseen un sabor amargo ó acre, son poco solubles en el agua, y á veces insolubles en el alcohol, sobre todo cuando este último está hirviendo, en el éter, en los aceites volátiles y en los cuerpos grasos.

En el estado de sal son solubles en el agua.

El tanino y los álcalis minerales precipitan todas estas sales; los cloruros de oro, de platina y de mercurio producen con los cloridratos de estos alcalóides, precipitados de varios colores.

El descubrimiento de los alcalóides en los vegetales, uno de los adelantos mas notables de la química moderna, es del año 1846, época en la cual Sertuerner descubrió la *morfina*, el primer alcalóide conocido.

Hoy día se conocen cuarenta alcalóides; solo se indica aquí la preparacion de los principales, los otros son casi sin uso en medicina y en las artes.

DE LA MORFINA.

La morfina, el primer alcalóide, fué descubierta en 1816 por Sertuerner. Es blanca, cristalina, inodora, tiene un sabor amargo, insoluble en el agua fría, soluble en 92 partes de agua hirviendo, y en 40 partes de alcohol anhidro; lo es tambien en los cuerpos grasos, los aceites volátiles, los álcalis cáusticos, los ácidos clorídrico, sulfúrico y acético; insoluble en el éter.

Fórmula, C⁵⁵. H²⁰. Az. O⁶. — mph. AK.

PREPARACION. — Tómese 1 libra de opio, trátese con el agua fria, evapórese este agua hasta consistencia de jarabe; añádanse á este líquido hirviendo 2 onzas de cloruro de calcio puro y seco, déjese depositar, decántese, hágase concentrar el líquido, sepárese el depósito que se forma y hágase evaporar hasta cristalización de los cloridratos de morfina y de codeina.

Disuélvanse estas sales en el agua caliente, hágase hervir con negro animal, añádase una cierta cantidad de amoníaco, fíltrese, sepárese la morfina que se precipita completamente durante el enfriamiento del líquido, y hágase secar el precipitado.

Usos. — En medicina como calmante; sus sales son mas activas y mas usadas.

REACTIVOS. — La morfina disuelta en el ácido azóico toma un color rojo de sangre. — Puesta en polvo en una solución concentrada y poco ácida de peróxido de hierro la colora en azul.

SALES DE MORFINA.

Las sales de morfina son en general solubles en el agua, amargas, venenosas. Se obtienen mezclando la

morfina con un ácido libre hasta saturación, haciendo evaporar y cristalizar.

DE LA QUININA Y DE LA CINCHONINA.

La quinina se halla en las cortezas de los árboles del Perú. Los árboles que las producen pertenecen al género *Cinchona* y á la familia de las Rubiáceas.

Hay muchas clases de cortezas de quina : la que se usa para extraer la quinina se llama *quina calisaya* ó *quina amarilla*.

La palabra *quina* deriva de dos palabras peruanas, que significan *corteza* de las *cortezas*. En estas cortezas, además de la quinina que encierran, se halla también otro alcalóide (*la cinchonina*), y dos otros más, menos importantes : la *quinoidina* y la *cinchovatina*, que se hallan en proporciones muy pequeñas.

La quinina es sólida, blanca, cristalizada, de un sabor muy amargo, poco soluble en el agua, mucho más soluble en el alcohol y en el éter sulfúrico ; combinada con el ácido sulfúrico da origen á un sulfato neutro y á un sulfato ácido : el sulfato neutro es poco soluble en el agua, soluble en el alcohol, cristaliza bajo la forma de agujas finas y sedosas ; el segundo es soluble en 10 partes de agua á la temperatura ordinaria.

Fórmula, $C^{58}. H^{24}. Az^2. O^4. \text{ ó } Qu. AK.$

PREPARACION. — Tómese 1 libra de corteza de quina amarilla (calisaya) hecha pedazos, 5 libras de agua y 6 dracmas de ácido clorídrico; pónganse estas sustancias en un tacho y háganse hervir media hora, cuélese. En seguida hágase hervir esta misma corteza de quina con otras nuevas porciones de agua y de ácido clorídrico, cuélese y repítase esta misma operacion; entonces la quina está privada enteramente de sus alcalóides. Reúnanse los tres cocimientos, déjense enfriar y añádase por fracciones cal apagada y reducida á polvo fino, hasta que el líquido sea alcalino, y que haya producido un precipitado de color borra de vino.

Póngase este precipitado secado en una cierta cantidad de alcohol de 36°, manténgase esta mezcla en una temperatura de 60° centígrados, por el tiempo de tres ó cuatro horas. Repítase tres ó cuatro veces esta operacion, es decir la accion del alcohol á la temperatura indicada sobre el precipitado.

Filtrense estos líquidos alcoólicos, y háganse destilar hasta casi la sequedad, para obtener la quinina impura, bajo la forma de un residuo moreno, viscoso, quebradizo á la temperatura ordinaria. Para obtener la quinina pura, es preciso disolver este residuo de color moreno y de naturaleza viscosa en una cierta cantidad de agua caliente acidulada por medio del ácido sulfúrico y mezclado con una pequeña cantidad de carbon animal; añádase al líquido filtrado y frio un pequeño exceso de amoníaco líquido para precipitar la quinina.

Usos Y REACTIVOS. — Empleada en medicina como febrifugo. Disuelta en el agua acidulada por el ácido sul-

fúrico, la quinina precipita en un color verde, por el cloro y en seguida por el amoníaco.

La cinchonina, de la cual hemos hablado, se halla en las aguas madres de la preparacion del sulfato de quinina en el estado de sulfato de cinchonina; se halla tambien en mayor cantidad en la quina gris, no posee un sabor tan amargo como la quinina, es completamente insoluble en el agua fria, soluble en el alcool pero mucho menos que la quinina, insoluble en el amoníaco, propiedad diametralmente opuesta á la quinina; cristaliza en prismas rectangulares.

La cinchonina se compone: C^{30} . H^{48} . Az^3 . O^2 . ó Cin. AK.

Siendo el sulfato de cinchonina mas soluble que el sulfato de quinina, es fácil de comprender que se queda en las aguas madres de la preparacion del sulfato de quinina.

PREPARACION. — Tómense las aguas madres del sulfato de quinina, evapórense hasta la densidad de 45° al pesa-sal, añádase una cierta cantidad de amoníaco, hágase hervir diez minutos y déjese precipitar.

DE LA NICOTINA.

La nicotina se halla en mayor ó menor cantidad en los tabacos.

Los tabacos de Virginia, de Lot-y-Garona (Francia) y del Paraguay (Petig-Pará, tabaco overo) producen un 6 p. 0/0 de nicotina; los de la Habana, así como el de *Villa-Rica* (Paraguay) producen solo un 2 p. 0/0 de este alcalóide.

La nicotina es líquida, sin embargo se puede obtener cristalizada, sin color; calentada desprende un fuerte olor de tabaco, picante y desagradable; posee un sabor cáustico y muy alcalino, es soluble en el agua, el alcohol y el éter sulfúrico; en el contacto del aire se ennegrece. El iodo en contacto con la nicotina la pone amarilla, y un poco mas tarde este color se vuelve rojo de kermes. La nicotina se descompone á 240° centig.

Fórmula, C¹⁰. H⁸. Az. = Nic. AK.

PREPARACION. — Tómense 100 gramos de tabaco pulverizado y 500 gramos de alcohol de 36°, póngase en maceracion por el término de 15 días, despues cuélese y fíltrese.

Esta tintura alcoólica de tabaco posee un color estaño, un sabor acre, y enrojece el papel azul de tornasol. Se evapora dicha tintura hasta la consistencia de extracto, el cual se trata por una solucion de potasa cáustica. En esta operacion hay desprendimiento de gas amoniacal. Se trata de nuevo el extracto por medio del éter sulfúrico, que disuelve la nicotina; en este estado, el éter sulfúrico posee un color de azafran, y tiene la propiedad de volver azul el papel de tornasol enrojecido por un ácido.

En seguida, mézclese con este éter sulfúrico, una cierta cantidad de ácido oxálico en polvo, se produce un oxalato de nicotina, de una consistencia de jarabe, el cual ocupa la parte inferior del líquido etéreo; se necesita separar este oxalato de nicotina y tratarlo: 1° por medio de una solución diluida de potasa cáustica; 2° por el éter sulfúrico; por la evaporación de este último líquido se obtiene la nicotina.

Para obtener este alcalóide muy puro es preciso mezclarlo con una cierta cantidad de cloruro de calcio y someter esta mezcla á la destilación.

La nicotina es muy poco empleada en medicina. Es uno de los alcalóides mas venenosos.

TERCERA SECCION

Productos inmediatos neutros o indiferentes

DEL AZUCAR.

El azúcar es una sustancia sólida, cristalizada, soluble en el agua, poco soluble en el alcohol de 36°, posee un sabor azucarado. Por la frotacion, el azúcar es fosforescente, se halla en los órganos de los vegetales.

Por medio de la fermentacion, el azúcar se transforma en alcohol; por el ácido azóico en ácido oxálico.

Conocemos cinco clases de azúcar; 1ª *azúcar de caña dulce*, 2ª *de uva* (glucosa), 3ª *meloto* (chulariosa), 4ª *azúcar de de remolacha*, 5ª en fin, *azúcar de diabéticos*.

100 partes de caña dulce fresca, han producido segun el análisis practicado por el señor Peligot: — agua, 72.1 — azúcar, 17 — leñoso, 9. 9.

FÓRMULA. — C¹². H¹⁴. O¹¹.

Indicarémos en pocas palabras la extracción del azúcar de caña dulce : por medio de un molino se divide la caña dulce, después con una prensa se extrae la parte acuosa, el residuo se llama *bagasa*, y sirve de combustible en la fábrica.

La parte acuosa que constituye el zumo se llama *vesou*, produce por la evaporación un 15 p. 0/0 de azúcar; según los análisis de algunos químicos debería producir desde 18 hasta 20 por 100; esta diferencia proviene sin duda de los procedimientos imperfectos que se usan en las fábricas.

El vesou es tratado por medio de una pequeña cantidad de cal, para neutralizar el ácido málico que impediría su clarificación, y la cristalización del azúcar. Se hace evaporar el líquido hasta que indica 23° al pesajarabe, entonces se cuele y se hace evaporar de nuevo hasta la consistencia de miel.

Se pone esta jarabe en unos vasos muy anchos para favorecer su enfriamiento. Tan luego como se produce la película se trasega este jarabe en unas barricas agujereadas en su fondo; estos agujeros están tapados con clavijas de madera. Al cabo de un cierto tiempo la cristalización se efectúa; entonces se abren los agujeros á fin de dejar salir la parte no cristalizada (meloto).

Para obtener el azúcar blanco-refinado es necesario disolver el azúcar terciado con una cierta cantidad de agua, descolorarlo por medio del carbon animal, y en fin clarificarlo con sangre seca.

DE LA GOMA.

Esta sustancia se halla en muchos vegetales: v. g. *Acacia vera* (familia de las leguminosas), etc.

La goma es algunas veces colorada; esto proviene de la parte colorante que encierran los vegetales; sin embargo posee las mismas propiedades medicinales que la goma blanca.

Muchas personas designan bajo el nombre de gomas, algunas sustancias, cuya naturaleza es resinosa, v. g. *goma copal*, *goma elemi*.

Hay una gran diferencia entre las gomas y las resinas: las gomas son solubles en el agua é insolubles en el alcohol; las resinas al contrario son insolubles en el agua y solubles en el alcohol.

La goma encierra algunas veces una pequeña cantidad de *bdellium* (goma-resina); en este caso posee un olor *sui-generis*.

La fécula de papas, tratada por el ácido tartárico y el agua hirviendo, da origen á un producto que es idéntico con la goma.

La goma es sólida, sin color cuando es pura, soluble en el agua, insoluble en el alcohol, de un sabor desabrido.

Tratada por el ácido sulfúrico diluido y el agua hirviendo, da origen á un producto azucarado ; por el ácido azóico, la goma se trasforma en *ácido mucico*.

FÓRMULA. — $C^{12}.H^{10}.O^{10}$.

Usos. — En solución con el agua y aromatizada la usan los peluqueros para componer el cabello ; esta preparación es conocida bajo el nombre de *bandolina*. Se preparan en la farmacia, jarabes y pastillas de goma. — Los tintoreros usan la goma para dar lustre á los tejidos.

DE LA PECTINA O JALEA VEGETAL.

La pectina se halla en muchas plantas, v. g. grosellas, cerezas, membrillos, manzanas, etc.

La pectina es poco soluble en el agua fría, muy soluble en el agua caliente, insoluble en el alcohol, inatacable por los ácidos. Combinada con el oxígeno produce el *ácido péctico*, cuyo ácido se halla en los zumos de zanahorias, nabos y remolachas.

FÓRMULA. — $C^{64}.H^{48}.O^{64}$.

PREPARACION. — Hágase hervir durante algunas horas una cierta cantidad de zumo de manzana, filtrese y

añádase á este líquido una cierta cantidad de alcohol: la pectina se precipita.

DE LA FÉCULA.

La fécula se halla en grandes cantidades en las cereales; es sólida, blanca, pulverulenta, sin sabor ni olor, insoluble en el agua fría, soluble en el agua hirviendo,

FÓRMULA. — $C^{12}. H^{10}. O^{10}$.

PREPARACION. — Ráspense las papas, despues divídanse en el agua, en seguida cuélese al través de un tamiz á fin de recoger la parenquima de la papa. El agua acarrea á la fécula, la cual se deposita en el fondo de la vasija, entonces decántese el líquido, lávese la fécula, déjese depositar de nuevo la dicha fécula: decántese otra vez y hágase secar en la estufa.

La papa tratada de este modo produce un 16 p. 0/0 de fécula seca.

Usos. — Se prepara con la fécula un jarabe llamado de *dextrina*; hé aquí su preparacion: trátese la fécula por medio del ácido sulfúrico diluido y del agua hirviendo; tan luego como la reaccion tenga lugar, es decir, cuando el líquido posee un sabor azucarado, se neu-

traliza el ácido sulfúrico por medio de la cal; déjese depositar el sulfato de cal formado, despues decántese este líquido á fin de hacerlo evaporar hasta la consistencia de jarabe.

100 partes de fécula producen una cantidad igual de *jarabe de dextrina*.

Este jarabe puesto en fermentacion da origen al alcohol. Esta industria existe en el Norte-América.

REACTIVO. — El iodo es un reactivo muy sensible para reconocer la presencia de la fécula: da origen á un lindo color azul.

El señor Raspail con el auxilio del microscopio, reconoció á cuál vegetal pertenece tal ó cual fécula.

DEL LEÑOSO.

El leñoso, es al vegetal lo que es la parte huesosa á los animales. Es sólido, de un color blanco, desabrido, insoluble en el agua, produciendo ácido acético por medio de la destilacion; tratado por el ácido azóico, da origen á un producto mucilaginoso, algunas veces tambien da origen á un producto muy combustible, idéntico con el fulmi-algodon (M. Pelouze). Tratado por el ácido sulfúrico se obtiene: 1^o *dextrina*, 2^o *azúcar de dextrina* (glucosa).

FÓRMULA. — C⁴². H¹². O¹⁰.

PREPARACION. — Para obtener el leñoso se somete cualquier parte de un vegetal á la accion disolvente de agua hirviendo, del alcohol, del éter sulfúrico, de algunos ácidos diluidos, y en fin de algunos óxidos metálicos (potasa y soda), disueltos en agua.

Estos diversos agentes disuelven los principios solubles de los vegetales, el residuo es el leñoso.

Usos. — Para preparar los tejidos, así como el azúcar de dextrina (glucosa), el cual se prepara del modo siguiente: tómense 6 partes de leñoso hecho pedazos muy menudos, échese encima una cierta cantidad de ácido sulfúrico diluido, hágase hervir durante el espacio de 10 horas; despues añádase una pequeña cantidad de carbonato de cal para neutralizar el ácido sulfúrico, en seguida decántese el líquido, hágase evaporar hasta la consistencia de jarabe y déjese cristalizar.

Se usa tambien para preparar el fulmi-algodon.

DEL FULMI-ALGODON O PIROXILA.

El ácido azóico monohidratado tiene una accion muy energética sobre el agodon, el almidon, el leñoso y el azúcar; los trasforma en una materia muy explosiva, poseyendo la propiedad de trasformarse repentinamente en un volumen gaseoso 600 á 800 veces mayor que el volúmen primitivo.

El *piróxila*, que se llama tambien *xiloidina*, es insoluble en el agua, en el alcohol y en el ácido acético; es poco soluble en el éter puro, pero lo es mas en el éter conteniendo unas centésimas partes de alcohol; es algo soluble en el éter acético. Un calor de 170° centígrados lo descompone con explosion dando origen á una mezcla de óxido de carbono, de ácido carbónico, de ázoe y de agua en vapor.

FÓRMULA. — $C^{24}. H^{17}. O^{17}. 5Az. O^5.$

PREPARACION. — Póngase en maceracion durante 12 á 15 minutos el algodón muy seco en el ácido azóico monohidratado; la materia no cambia de forma pero fija sobre ella una cierta cantidad de ácido azóico. Lavándola con mucha agua y secándola con precaucion, se obtiene el fulmi-almodon.

El ácido azóico monohidratado mezclado con parte igual de ácido sulfúrico concentrado da un producto mejor y mas económico que si fuese empleado solo.

Uso para preparar el colodion. — El colodion se obtiene haciendo disolver una cierta cantidad de fulmi-almodon en el éter sulfúrico algo alcoholizado. Hé aquí las proporciones (1): piróxila 8 part., alcohol rectificado 8 part., éter sulfúrico 125 part.

(1) El peróxila que se usa para preparar el colodion se obtiene del modo siguiente: azoato de potasa 40 part., ácido sulfúrico concentrado 60 part. y algodón 2 part. Mézclase el ácido sulfúrico con el azoato de potasa, añádase el algodón, déjese 3 minutos y lávese.

DE LA ALBUMINA.

La albumina se halla en los huevos (clara de huevos), así como en la sangre, la saliva, las lágrimas y en algunos vegetales.

Hay en las colonias una fruta cuyo zumo encierra una gran cantidad de albumina ; así está empleada para clarificar el zumo de la caña dulce (vesou).

La albumina posee una consistencia viscosa ; es soluble en el agua, enverdece el jarabe de violetas ; se coagula por medio del calor y del alcohol ; el producto es una materia sólida, de un color blanco, insoluble en el agua.

La clarificación de los líquidos, v. g. jarabes, vino, vinagre, etc., está fundada sobre la propiedad que tiene la albumina de coagularse por el calor, por el alcohol, así como por los ácidos, produciendo un enrejado que acarrea á las partes heterogéneas que se hallan en suspensión en los líquidos, y por consiguiente enturbian su transparencia.

Algunas soluciones salinas precipitan la albumina ; el ácido tánico posee también esta propiedad.

La albumina en solución en el agua llega, entre las manos de un hábil médico, á ser un precioso antídoto

contra los envenenamientos causados por las preparaciones mercuriales solubles (sublimado corrosivo).

FÓRMULA. — C^{40} . H^{51} . Az^{10} . O^{12} .

Usos. — Desecada y mezclada con el negro animal, produce un polvo muy usado en las artes para clarificar los vinos. En farmacia se emplea una solución de albumina para clarificar los zumos vegetales y los jarabes; mezclada con una solución concentrada de goma, y azucarada, produce la pasta de goma conocida bajo el nombre impropio de *pasta de altea*. — Mezclada con la cal viva sirve de lúten para los aparatos de química.

DE LA FIBRINA.

La fibrina se halla en la fibra muscular así como en la sangre. La fibrina se presenta bajo la forma de filamentos flexibles y elásticos; es de un color blanco, sin olor ni sabor, insoluble en el agua; es la base de la carne. Se prepara lavando perfectamente un pedazo de carne muscular y después se trata por el alcohol y el éter, con el fin de extraer las partes grasas. En seguida se lava con una solución muy diluida de ácido clorídrico, y en fin con agua destilada.



DE LA GELATINA.

La gelatina se halla en el tejido de la piel, en los tendones, en los cartilagos, así como en los huesos.

La gelatina tiene diferentes nombres : 1° *cola fuerte*, la que se extrae de las recordaturas de la piel; 2° *gelatina*, la que procede de la carne ó de los huesos; 3° *ictiocola* ó *cola de pescado*.

La gelatina es sólida, sin color ni sabor, soluble en el agua fría, mas soluble en el agua caliente, insoluble en el alcohol, precipita por ácido tánico.

Esta sustancia se conserva mucho tiempo cuando está seca, pero cuando tiene humedad, la fermentacion no tarda en establecerse y dar origen á principios pútridos.

Una solucion concentrada de gelatina es líquida cuando está caliente, enfriándose toma una consistencia sólida y temblante, á la cual se ha dado el nombre de *jalea*.

El ácido trasforma la gelatina en azúcar, llamado *glicocola*.

FÓRMULA. — C^{15} . H^{10} . Az^2 . O^5 .

PREPARACION. — Hay dos procederes para preparar la gelatina; 1° tratando las sustancias indicadas mas

arriba por el agua y el calor en una caldera de Papin; 2° tratando los huesos por medio del ácido clorídrico diluido.

Reaccion química que tiene lugar en el segundo proceder:
El ácido clorídrico se combina con la cal que encierran los huesos (fosfato y carbonato de cal), y da origen á un cloridrato de cal soluble; el ácido carbónico se desprende y el ácido fosfórico se queda en el licor. La gelatina, estando privada de la sal calcárea, queda con la forma de los huesos.

Usos. — Para dar el lustre á los tejidos de seda. — Para preparar la pasta que puede servir de alimento en los viajes de ultramar.

Para preparar el *manjar blanco* (solucion concentrada de gelatina azucarada y aromatizada).

Para preparar los barnices y las cápsulas para encerrar los medicamentos cuyo sabor es desagradable.

CUARTA SECCION

Productos inmediatos super-hidrogenados

Los productos super-hidrogenados son : 1° los aceites fijos y volátiles; 2° las grasas y los sebos; 3° el alcohol y el éter.

Los caracteres distintivos de estos productos son la fusibilidad y la inflamabilidad.

DE LOS CUERPOS GRASOS.

Los cuerpos grasos son mas ó menos fusibles, manchan el papel, son insolubles en el agua, solubles en los aceites volátiles y en el éter sulfúrico; sometidos á una alta temperatura dan origen al hidrógeno carbonado. Combinados con algunos óxidos metálicos dan origen á jabones solubles é insolubles, segun que el óxido empleado sea soluble ó insoluble en el agua.

El Sr. Girardin divide los cuerpos grasos del modo siguiente : 1° *aceites*, 2° *mantecas*, 3° *grasas*, 4° *sebos*, y 5° *ceras*.

Los aceites son líquidos á la temperatura ordinaria, las mantecas y grasas á 36°, los sebos á 38° y las ceras á 64°.

Los cuerpos grasos que hasta 1813 eran considerados como principios inmediatos simples, hoy no lo son : se componen segun el análisis de los célebres químicos Chevreul y Braconnot de oleina, margarina y estearina.

Un cuerpo graso es mas ó menos sólido segun encierre mas ó menos estearina y margarina.

	Estearina y Margarina.	Oleina
Sebo de carnero	80	— 20
Tuétano ó médula de buey.	76	— 24
Sebo " " "	70	— 30
Grasa de puerco	38	— 62
— de ave y de pato	32	— 68
Médula de carnero.	26	— 74

Se separa la estearina de la oleina por medio del alcohol concentrado é hirviendo; por el enfriamiento la estearina se deposita bajo la forma de hojas de nacar.

La margarina se separa de la estearina por medio del éter sulfúrico que la disuelve y deja intacta la estearina

DE LA EXTRACCION Y PURIFICACION DE LOS CUERPOS GRASOS.

El antiguo proceder para extraer y derretir los sebos, consistía en derretirlos directamente con el fuego, es decir sin el auxilio del agua.

Este proceder ha sido dejado por el peligro que causa el fuego, el olor desagradable que produce mientras que se derrite el cuerpo graso y porque no se obtienen sino productos mas ó menos colorados.

Desde 1818 se sigue el proceder de Mr. Darcet, que consiste en poner en un tacho de hierro 100 quilógramos de sebo en rama cortado en pedacitos, 50 litros de agua y 1 quilógramo $1/2$ de ácido sulfúrico concentrado.

Hágase hervir hasta que el sebo esté enteramenté derretido, cuélese al través de un tamiz puesto sobre una barrica abierta en su parte superior, tápase esta abertura con un lienzo fuerte y déjese enfriar.

Operando así se obtiene 85 p $\%$, mientras que por el antiguo proceder se obtiene solamente 82 p. $\%$.

El consejo de salubridad pública de París, habiendo reconocido las ventajas del proceder de Mr. Darcet, ha decidido que no se podrian establecer fábricas para derretir el sebo á no ser que sigan este método.

Las grasas se obtienen de la misma manera que los sebos. Los aceites se preparan exprimiendo las semillas oleaginosas, reducidas á pasta, y algunas veces por el auxilio del agua hirviendo.

Hé aquí los procederes empleados para clarificar y purificar los cuerpos grasos, así como para sacarles el olor desagradable que algunas veces poseen : hágase disolver en 10 litros de agua 1 quilógramo de sulfato de alumina y de potasa (alumbre), póngase esta solución aluminosa en un tacho de hierro con 50 quilógramos de sebo ó grasa derretida por el proceder Darcet; hágase hervir durante una hora, sáquese del fuego, cuélese en una barrica y déjese enfriar.

REACCION QUÍMICA. — El alumbre tiene la propiedad de precipitar una cierta cantidad de gelatina que se halla mezclada con los cuerpos grasos, además les da solidez y acelera la propiedad que tienen de blanquear al contacto de la luz.

Un cocimiento de nuez de agallas puede reemplazar al alumbre, particularmente cuando los cuerpos grasos encierran una gran cantidad de gelatina.

En la purificación de los cuerpos grasos se puede reemplazar el alumbre por el sulfato de hierro, el acetato de plomo, ó el sulfato de zinc.

El blanqueo de los cuerpos grasos se obtiene por medio de una solución de cloro; hé aquí el modo de operar : — hágase derretir el cuerpo con poco calor, entonces añádase la solución de cloro, agítase continuamente hasta enfriamiento.

Purificación de los aceites. — Mr. Thenard indica el

empleo del ácido sulfúrico concentrado. Hé aquí las proporciones : 1, 1 1/2, 2, 3 p ‰, según los aceites sean de calidad superior ó inferior.

Modo de operar. — Échese el ácido sulfúrico en el aceite por pequeñas porciones, agítese esta mezcla durante media hora; déjese depositar, despues añádase una cierta cantidad de agua á la temperatura de 40° centígrados, agítese de nuevo y déjese depositar.

El aceite purificado ocupa la parte superior del líquido; las sustancias heterogéneas la inferior. Se emplea tambien el alumbre para purificar y clarificar los aceites. En el comercio se falsifica el aceite de olivas con otros aceites mas inferiores; esta falsificacion es fácil de reconocer : el *azoto de mercurio* en solucion en el agua, mezclado con el aceite que se debe ensayar tiene la propiedad de producir una masa sólida cuando el aceite de olivas es puro. En el caso contrario, una parte no solidificada viene á sobrenadar en la superficie de la masa. Esta parte líquida indica en qué proporciones el aceite inferior se halla mezclado con el aceite de olivas puro.

Accion del ácido sulfúrico concentrado sobre los aceites. — Algunas gotas de este reactivo echadas sobre una pequeña cantidad de aceite de olivas dan origen á un color verdoso. Con el aceite de semillas de amapolas producen un color amarillo pálido; y con los aceites de bacalao, de ballena, de patas de buey, un color rojocastaño oscuro.

DE LA ESPERMA DE BALLENA.

(SPERMA-COETI.)

La esperma de ballena se halla en gran cantidad en el cerebro del *cachalote* (una de las especies de ballena).

Encierra una sustancia llamada *cetina*, que tiene una consistencia sólida, blanca, cristalizada, menos fusible que el sebo, insoluble en el agua, soluble en el éter sulfúrico y el alcohol hirviendo. Los fabricantes de bujías de estearina emplean un 15 ó 20 p % de esperma, con el fin de dar á las bujías un aspecto cristalizado. Derretida con una pequeña cantidad de aceite de almendras dulces, y despues batida en un mortero de mármol durante algunas horas, produce una pomada muy blanca; añadiendo despues algunas gotas de tintura de benjuí, se tiene por resultado el *Cold-Cream*.

DE LA CERA.

La cera es sólida, blanca en el estado de pureza, sin

sabor, de un olor agradable, fusible entre 64 á 68°, insoluble en el agua, soluble en los aceites y en el alcohol.

El ácido azóico trasforma la cera en ácido oxálico.

La cera encierra dos sustancias : la *cerina* y la *miricina*. La separacion de estos dos principios se hace por medio del alcohol hirviendo. La *cerina* se deposita bajo la forma cristalina.

Hay dos clases de cera : la primera, de naturaleza vegetal, se llama *cera del palmero*, es difícil de descolorar; es conocida en el Brasil, bajo el nombre de *carnauba*. La segunda de naturaleza animal se llama *cera de abejas*.

Hay muchos agentes para blanquear la cera, v. g. la luz, el gas oxígeno, el ácido sulfuroso, en fin el cloro gaseoso, ó bien en solución en el agua.

El ácido sulfúrico diluido y el azoato de soda en solución en el agua, mezclados con la cera derretida han sido indicados por un inglés como un medio pronto y económico para el blanqueo de la cera.

Usos. — Se prepara un encáustico para encerar los pavimentos de madera; hé aquí el modo de prepararlo : hágase disolver en 5 litros de agua, 125 gramos de jabon blanco, añádase á esta solución 500 gramos de cera amarilla y 60 gramos de potasa del comercio, hágase disolver el todo por medio de un calor moderado; entonces sáquese del fuego.

En farmacia se usa la cera para dar solidez á los unguentos y al cerato. — En las artes sirve para preparar las bujías.

DE LOS JABONES.

ESTEARATOS, OLEATOS Y MARGARATOS DE POTASA, SODA, ETC.)

Los jabones resultan de la combinacion de los ácidos procedentes de los cuerpos grasos (esteárico, oléico ó margárico) con los óxidos metálicos : son unas verdaderas sales. Son solubles ó insolubles en el agua, segun que los ácidos grasos sean combinados con óxidos solubles ó insolubles en este vehículo, v. g. de un jabon soluble : *jabon blanco sódico*; de un jabon insoluble : *jabon blanco cálcico*.

La saponificacion de los cuerpos grasos se hace por medio del calor; durante esta operacion se produce una sustancia nueva, la cual es soluble en el agua; posee un sabor azucarado y se llama *glicerina*.

La saponificacion es completa cuando el producto se disuelve en el agua; si el jabon es insoluble, su textura hace reconocer que la operacion está acabada.

Los jabones con base de potasa son generalmente blandos, mientras que los de base de soda son siempre sólidos.

Se pueden transformar los jabones blandos en jabones sólidos del modo siguiente : hágase hervir el jabon blando con una solución de cloruro de sodio (sal comun), hay doble descomposicion : los ácidos esteárico, oléico ó margárico, teniendo mas afinidad para la soda que el cloro, se combinan con ella; el cloro se une al potasio y produce un cloruro de potasio que se queda en solución.

Los jabones jaspeados difieren de los jabones blancos, porque se añade á estos una pequeña cantidad de solución de sulfato de hierro.

REACCION QUÍMICA. — El sulfato de hierro se descompone : el ácido sulfúrico se combina con una pequeña cantidad de óxido de sodio, el óxido de hierro se precipita; por la agitación se hace una mezcla imperfecta á fin de producir esas vetas verdes que constituyen los jabones jaspeados.

El jabon jaspeado es generalmente preferible al jabon blanco, porque tiene menos agua.

COMPOSICION DE LOS JABONES.

JABONES.	OXIDOS DE		ACIDOS GRASOS.	AGUA.
	SODIO.	POTASIO.		
Jaspeados.. .	6, »	», »	64, »	30, »
Blancos.. . .	4,60	», »	50,20	45,20
Blandos.. . .	7, »	8,80	39,20	52, »
Ingleses.. . .	6, »	», »	52, »	42, »

Preparacion de los jabones.— Tómense: una solucion concentrada de óxido de sodio (lejía de los jaboneros) 10 litros; aceite, grasa ó sebo 20 libras, hágase calentar el todo hasta que la mezcla haya adquirido una consistencia sólida, muy homogénea, soluble en el agua.

Los jabones transparentes, conocidos bajo el nombre de esencia de jabon, se preparan disolviendo el jabon ordinario en el alcohol caliente; se añaden despues algunas gotas de esencia de almendras amargas, de limon ó de bergamota. Algunos jaboneros dejan el jabon en una solucion de sal comun con el fin de darle mas peso.

DEL ACIDO ESTEARICO.

Si se descompone un jabon cualquiera por medio de ácido, este se combinará con la soda, la potasa ó la cal; poniendo en libertad á los ácidos grasos.

Esta reaccion ha dado lugar á la preparacion de las bujias de ácido esteárico.

Proceder para preparar las bujias de ácido esteárico.
—Tómense: 100 partes de cualquier cuerpo graso (particularmente el sebo de carnero), y 16 partes de cal viva deshecha en una pequeña cantidad de agua; póngase esta mezcla en una tina de madera, hágase pasar una corriente de agua en vapor durante seis horas, entonces

sáquese de la tina el jabon calcáreo formado, y descompóngase con 72 partes de ácido sulfúrico á 40° del pesa-ácidos.

El sulfato de cal que se produce en esta reaccion se precipita, y los ácidos grasos quedan en la superficie del líquido; lávense estos ácidos grasos con ácido sulfúrico muy diluido, y despues déjense enfriar.

Sométanse estos productos (ácidos grasos) á una fuerte presion con el fin de separar la oleina de la estearina; finalmente, hágase de nuevo la misma presion por medio de chapas de hierro calentadas hasta 36° centígrados.

El ácido esteárico debe ser derretido con el baño *maria* y filtrado antes de echarlo en los moldes; estos deben estar un poco calientes.

Se da el lustre de las bujías esteáricas fregándolas con una bayeta empapada con alcohol ó amoniaco líquido. Se mojan los pávilos en una solucion de ácido bórico para separar una pequeña cantidad de cal que se halla algunas veces mezclada con el ácido esteárico.

El ácido oléico, que se obtiene por la presion, es usado para el alumbrado y para la fabricacion de jabones.

El señor Heart ha indicado el proceder siguiente para obtener una semi-estearina : trátense los cuerpos grasos derretidos por 1 ó 2 p % de ácido azóico concentrado, déjese enfriar, en fin, sométanse á la presion sin auxilio del calor.

Esta operacion está fundada sobre la propiedad que tienen los cuerpos grasos de trasformarse en ácidos per medio de los ácidos concentrados.

DE LOS ACEITES VOLATILES.

(ESENCIAS, ACEITES ESENCIALES.)

Los aceites volátiles se hallan en las diversas partes de los vegetales : *semillas, cortezas, hojas ó flores*. Se distinguen de las demás sustancias por los caracteres siguientes : sabor acre, olor muy pronunciado, inflamables, solubles en el alcohol, poco solubles en el agua.

Los aceites volátiles manchan el papel; esta mancha desaparece por medio del calor (reactivo empleado para reconocer la falsificación de los aceites volátiles por los aceites fijos).

Los aceites volátiles son mas livianos que los aceites fijos; sin embargo, es preciso exceptuar los de clavo y de canela, que son mas pesados que el agua.

El oxígeno combinado con los aceites volátiles tiene la propiedad de solidificarlos; esta reacción tiene lugar al cabo de un cierto tiempo.

Son dos los procedimientos para extraer los aceites volátiles : 1° *por destilación*, 2° *por estrujamiento*. La destilación es una operación que sirve para privar las partes fijas de las volátiles : esta operación se ejecuta por medio del calor, y de un aparato llamado *alambique*.

El alambique se compone de cuatro piezas : 1° la *cucúrbita*, generalmente de cobre, que se pone en contacto con el fuego; 2° el *baño maría*, vasija de estaño que se coloca en la parte interior de la cucúrbita, sirve para poner líquidos muy volátiles que se quieren destilar, v. g. el *alcohol*, la *esencia de trementina* (agrarras); 3° el *capitel*, especie de retorta tambien de estaño que reposa sobre el baño maría, constituye la parte superior del aparato; 4° y en fin la *serpentina* ó *tubo* que tiene la forma de *espiral* y alrededor del cual se halla agua fría, sirve para condensar aquellos líquidos que están reducidos al estado de vapor por medio del calor.

La sustancia de la cual se debe extraer el aceite volátil, se pone en la cucúrbita con una pequeña cantidad de agua teniendo en solución sal común. Se añade la sal con el agua con el fin de retardar su punto de ebullición; de este modo se saca una mayor cantidad de aceite volátil. Se recibe el producto de la destilación en un frasco llamado *florentino*, hecho de tal modo que el exceso de agua se derrama por medio del pico que tiene; el aceite volátil se queda en el cuello del frasco, es decir en su parte superior.

El *estrujamiento* para algunas cortezas de frutas, v. g. *naranjas*, *limones* ó *bergamotas*.

La extracción de algunos aceites volátiles ofrece algunas dificultades, v. g. los de *jazmín*, de *violetas* ó de *almendras amargas*; así es que para obtener los dos primeros, es preciso dejar en maceración estas flores sobre el algodón mojado con aceite de olivas; al cabo de un cierto tiempo se somete el dicho algodón á la prensa

para sacar el aceite de olivas, el cual tiene en solución los aceites volátiles de jazmin ó de violetas.

El aceite volátil de almendras amargas se prepara por el método siguiente : redúzcanse en pasta 2 libras de almendras amargas, sométanse á la prensa con el fin de extraer su aceite fijo; despues trátese el residuo por el agua y la destilación.

Usos de los aceites volátiles. — Mezclados con el alcohol y una solución de azúcar, constituyen los licores. — Mezclados solamente con el alcohol, producen las aguas de olor, v. g. *agua de colonia, agua de alhucema, etc.*

Se conoce bajo el nombre de *esencia para vestidos* una mezcla de esencias de trementina y de limon. Sirve para sacar las manchas producidas por los cuerpos grasos.

Se da el nombre de *pomadas* á unos compuestos de aceites volátiles.

DEL ALCANFOR.

El alcanfor es un aceite volátil, sólido, procedente por la mayor parte del *taurus camphora* (familia de los laureles).

Esta sustancia es sólida, blanca, cristalizada, muy volátil, posee un sabor y un olor particulares, insoluble en el agua, soluble en el aceite, el alcohol y el éter sulfúrico, se obtiene por la sublimación.

El alcanfor artificial se prepara del modo siguiente : hágase pasar una corriente de ácido clorídrico en una cierta cantidad de esencia de trementina. Se deja escurrir este producto durante algunos días, y se lava despues con una solución de subcarbonato de potasa, para sacar las últimas porciones de ácido clorídrico que generalmente encierra.

FÓRMULA. — $C^{10}. H^8. O.$

Usos. — Muy usado en medicina como calmante. Los naturalistas lo usan para impedir á los insectos el destruir sus colecciones.

DE LAS RESINAS.

Las resinas son sólidas, solubles en el alcohol, en el éter sulfúrico y en los aceites, insolubles en el agua, inflamables, muy fusibles; sometidas á una alta temperatura dentro de un cilindro de hierro, dan origen á una grande cantidad de hidrógeno proto y bi-carbonado.

Las resinas quemadas con el contacto del aire producen mucho humo (operacion para preparar el negro de humo).

Se ha dado el nombre de *balsamos*, á las resinas sólidas ó líquidas que encierran un aceite volátil aromático, á mas de estos los ácidos benzóico y cinámico.

Los ácidos sulfúrico y azóico trasforman las resinas en ácido tánico (tanino artificial).

Usos. — Las resinas se emplean en la farmacia para preparar los unguentos (retinoleados), así como algunas tinturas medicinales. — En las artes se usan las resinas para preparar los barnices; hé aquí el cuadro que indica sus composiciones.

DE LOS BARNICES.

AL ALCOOL.	A LA ESENCIA.	GRASOS.
Sandaraca. 3	Almáciga. 42	Copal. 16
Trementina. 3	Trementina. 11/2	Aceite de linaza. 3
Alcool. 32	Alcanfor. 1/2	Es. de Trement. 16
	Es. de Trem. 36	

Preparacion de los barnices. — Se hacen disolver en el baño maría las sustancias sólidas indicadas en el cuadro, con los líquidos que son también indicados.

El vaso en donde se preparan los barnices debe estar tapado, con el fin de impedir la inflamacion de estas sustancias.

DEL CAUT-CHUC.

(GOMA ELÁSTICA).

El caut-chuc es una sustancia incolora, trasparente, soluble en el éter sulfúrico puro, en los aceites volátiles, y en el sulfuro de carbono,

Los ácidos sulfúrico y azóico lo atacan, los otros ácidos, así como el cloro, la potasa cáustica, no tienen acción sobre él.

FÓRMULA. — $C^8. H^7$.

PREPARACION. — El caut-chuc se prepara haciendo unas incisiones en el tronco del *Hevea Guianensis* ó del *Jatropha Elástica*. Se recoge el zumo lechoso que sale por estas incisiones, conteniendo 31 p % de caut-chuc y se hace secar. Se halla en el comercio bajo la forma de *peras huecas*, de *chapas espesas*, de *botellas*, cuyo interior está lleno del mismo zumo.

Usos. — Los usos del caut-chuc son infinitos : disuelto en el éter sulfúrico ó en el aceite de trementina sirve para fabricar los tejidos impermeables. — El caut-chuc se emplea para fabricar aparatos de química, para bor-

rar las rayas del lapiz sobre el papel; entra en la composicion de la *glu-marina*, notable por la solidez que determina entre las piezas de madera sobre las cuales es aplicada.

El caut-chuc se une directamente con el azufre. Esta combinacion llamada *caut-chuc volcanizado* se emplea en las artes por su elasticidad siempre permanente á las temperaturas ordinarias de la atmósfera.

Preparacion del caut-chuc volcanizado. — Esta preparacion consiste en mojar el caut-chut en una mezcla de 100 part. de sulfuro de carbono y de 2 part. y media de cloruro de azufre. Al cabo de uno ó dos minutos se saca y se hace secar en una estufa calentada hasta 25° por medio de una corriente de aire. Se repite de nuevo esta misma operacion, se lava con una solucion alcalina diluida y en seguida con agua.

DE LA GUTTA-PERCHA,

(GOMA DE SUMATRA.)

Esta sustancia análoga al caut-chuc, y conocida desde poco tiempo, proviene de las *Islas Malayas* (India), y de la peninsula de *Malaca* (Indostan).

La gutta-percha es blanca cuando es pura; mas sólida cuando es fria, que el caut-chuc, lo es mucho menos á un cierto grado de calor.

FÓRMULA. — C^s. II⁷.

PREPARACION. — Se obtiene cortando el árbol que pertenece á la familia de las *sapoteas*, y por medio de incisiones hechas en la parte cortical se produce un zumo lechoso, que recogido se hace secar.

Usos. — Sirve en las artes para fabricar hojas, hilos, látigos; correas, moldes, medallas, etc. Una mezcla de una parte de gutta-percha, con dos partes de caut-chuc, sometida á la vulcanizacion da origen á una sustancia que se emplea para envolver los hilos metálicos de los telégrafos eléctricos á fin de preservarlos contra la humedad del aire; esta misma mezcla sirve para fabricar calzados elásticos y varios instrumentos quirúrgicos.

QUINTA SECCION

De los productos inmediatos colorantes

Segun algunos autores el oxígeno es la causa de la coloracion, y algunas veces tambien de la descoloracion; este último fenómeno tiene lugar cuando la acción del gas oxígeno se halla en exceso.

Los productos colorantes son *no-azoados* ó *azoados*. v. g. de algunos productos colorantes no-azoados : *el palo campeche, las flores de cartamo, el sándalo, etc.*, v. g. de algunos productos azoados : *el añil, el tornasol, la cochinilla, el achiote, etc.*

Los productos inmediatos colorantes son sólidos, sin olor, desabridos, solubles é insolubles en el agua; en contacto con el aire y la luz cambian de color.

Estas materias se dividen en buenos ó malos tintes, segun resisten mas ó menos tiempo á la acción del aire y de la luz.

Los ácidos diluidos avivan el color rojo de algunos productos colorantes, y los óxidos metálicos lo precipitan, dando origen á unos productos conocidos en el comercio bajo el nombre de *lacas*.

La lana así como la seda tienen mucha más afinidad para las materias colorantes que el algodón, el cáñamo y el lino.

Fijar las materias colorantes sobre tal ó cual tejido, es lo que constituye el arte del tintorero.

Esta fijación de los productos colorantes sobre los tejidos no tienen lugar sino cuando se hallan en solución en unos vehículos apropiados á su naturaleza. Estas soluciones son llamadas por los tintoreros *baños de tintura*.

Antes de poner los tejidos en el baño de tintura es necesario someterlos á una operación, sinó la parte colorante no podría fijarse sobre ellos.

Esta operación consiste en sumergir los tejidos en algunos mordientes, v. g. soluciones de alumbre, de sulfato de hierro; de piroliníto de la misma base, etc.

La aplicación de los mordientes debe hacerse á una cierta temperatura (35 ° ó 40 °), con el fin de facilitar la combinación del mordiente con los tejidos. Esta operación acabada, se lavan los tejidos para sacarles el exceso del mordiente empleado.

Con el mismo baño de tintura se obtienen diversos colores, según que el mordiente aplicado sobre los tejidos sea de naturaleza diferente ó se halle en mayor ó menor cantidad, v. g. un tejido sumergido en un mordiente flojo de alumbre, puesto en un baño de rubia, produce un color rosado, mientras que se obtiene un color rojo muy oscuro, si el tejido ha sido provisto de una mayor cantidad de mordiente. Un tejido sumergido en un mor-

diente de sales ferruginosas, puesto en el mismo baño de rubia, produce los colores negro y lila.

Preparacion de los baños de tintura. — Cuando el principio colorante es soluble en el agua, v. g. *palo de campeche, gualda*, se hace un cocimiento. Las sustancias sometidas á esta operacion deben reducirse á polvo y ser colocadas en un saco con el fin de que el baño sea trasparente. Si al contrario, el principio colorante es insoluble en el agua, v. g. *añil, achiote, etc.*, se emplean como auxiliares para operar la solucion : 1.º el *ácido sulfúrico*, para disolver el añil; despues se neutraliza el ácido por medio de la cal; 2.º una solucion de *subcarbonato de soda*, para disolver el *achiote*.

Antes de teñir los tejidos es preciso blanquearlos : se emplea la solucion de *sulfito de potasa*, para la lana y la seda; el *cloruro de cal*, deshecho en el agua, sirve para blanquear el algodón, el cáñamo y el lino. Cuando se sacan los tejidos del baño de tintura, es preciso lavarlos con una gran cantidad de agua, con el fin de sacar el exceso del producto colorante que no ha podido combinarse. Los tejidos, una vez teñidos, se deben secar á la sombra, principalmente los de colores mas delicados.

DE LOS ORGANOS VEGETALES.

Los organos vegetales se dividen en organos conser-

vadores, y en órganos reproductores, v. g. de algunos órganos conservadores : *raíces, tallos, hojas. etc.*; v. g. de algunos órganos reproductores : *flores, frutas, semillas.*

Estos órganos se componen de células y vasos.

Se llama tejido celular, la reunion de las células, y tejido vascular la de los vasos.

Los productos inmediatos se hallan en estos diversos tejidos. El papel es un producto de los tejidos celulares y vasculares.

Fabricacion del papel. — Varias operaciones son necesarias para esta fabricacion : 1. ^o *el colado*, es preciso empezar sometiendo los trapos viejos á la accion de una solucion alcalina, para privarlos de todo cuerpo graso; en seguida lavarlos con agua pura; 2. ^o *el deshulado*, con un instrumento compuesto de un cilindro armado de cuchillas cortantes, se reducen los trapos todavía húmedos á pequeños pedazos; 3. ^o *el blanqueo*, se obtiene exponiendo la pasta que resulta de la operacion precedente, á la accion del clorito de cal ó del cloro gaseoso; 4. ^o despues de blanqueda la pasta se hacen hojas; para esto el oficial la extiende sobre un cuadro especie de tamiz. Se deja escurrir, entonces toma bastante consistencia para poder ser depositada sobre un lienzo cubierto con un paño; 5. ^o en este estado se lleva á la prensa para darle bastante cohesion y poderse quitar sin pegarse con el lienzo y sin deshacerse; 6. ^o en fin esta última operacion consiste en mojar la hoja obtenida en una solucion de gelatina y de alumbre.

El alumbre sirve para precipitar la sustancia azoada que se coloca en los poros del papel; de este modo los

poros están llenos y la tinta puede quedarse en su superficie.

DE LOS ORGANOS VEGETALES.

Las raíces se emplean en medicina y en las artes; algunas son nutritivas, v. g. *nabos, zanahorias, etc.*; otras son medicinales, v. g. *ruibarbo, jalapa, ipecacuana, etc.*; en fin las que se emplean en el arte de la tintura, v. g. *an-cusa, cúrcuma, rubia, etc.*

Algunas hojas son tambien empleadas en el arte de la tintura, v. g. *zumaque* (yerba de los curtidores).

La *gualda* y el *añil* son dos sustancias muy usadas en la tintura; la primera produce un lindo color amarillo sobre los tejidos que han recibido como mordiente el *acetato de alumina*; el segundo, produce unos colores azules hermosos.

El *añil* se prepara del modo siguiente: tómense las hojas del *añil* (*indigofera añil*), que pertenece á la familia de las leguminosas, déjense macerar en el agua 8 ó 9 horas. Al cabo de este tiempo la fermentacion empieza, el liquido cambia de color, de amarillo se vuelve verde oscuro y mas tarde azul; entonces la precipitacion del *añil* se efectúa. Se facilita la precipitacion por medio de una pequeña cantidad de cal; despues se hace secar el precipitado por medio del calor.

El añil es solido, de un color azul, insoluble en el agua, soluble en el ácido sulfúrico, sin sabor, sin olor.

Algunas flores son tambien empleadas en el arte de la tintura, v. g. *flor de cártamo* (azafran falso), etc.

Las semillas que se emplean son : v, g. *achiote*, etc. Las cereales, v. g. el *trigo*, el *centeno*, la *cebada*, la *avena* etc. Se componem de dos sustancias : 1. ° la *fécula*, 2. ° el *glúten*. Estas semillas reducidas á polvo son llamadas vulgarmente *harinas*, la del trigo se emplea en el arte de la panadería. El pan fabricado es tanto mejor, es decir, liviano y nutritivo, cuanto la harina que se emplea encierra mayor cantidad de *glúten*, sustancia azoada, elástica, insoluble en el agua.

Es fácil de cerciorarse de que la harina posee las cualidades que se requieren para hacer pan superior : tórnense 100 partes de harina, mójense con una pequeña cantidad de agua, con el fin de formar una bolita que se amasará entre los dedos bajo un chorrillo de agua : el agua arrastra la fécula y el gluten se queda entre los dedos.

La harina de trigo, que es la mejor para hacer pan, contiene un 29 p. 0/0. de glúten húmedo; las harinas de calidades inferiores contienen mucho menos.

DE LOS ORGANOS ANIMALES.

DE LA SANGRE.

La sangre es un líquido producido por la elaboración del *quilo*. Hay dos clases de sangre : 1. ° *roja*, la del cuerpo humano, etc. ; 2. ° *blanca*, la de los moluscos.

La sangre arterial posee un color rojo. La sangre venosa tiene un color rojo-moreno.

La temperatura de la sangre venosa es de 37 ° centígrados, y la de la sangre arterial es de 39 ° centígrados.

Cuando esta temperatura disminuye demasiado la sangre se cuaja.

La acción del alcohol y del éter sulfúrico sobre este líquido, produce su coagulación ; así se puede explicar la embriaguez producida por los líquidos alcohólicos : la circulación de la sangre es algo interrumpida, y se produce una especie de congestión cerebral. Las bebidas alcalinas son unos buenos antidotos de la embriaguez, porque tienen la propiedad de disolver la sangre cuajada, restableciendo así la circulación.

Estas bebidas alcalinas podrían también ser empleadas para neutralizar los efectos perniciosos causados por la inhalación del éter sulfúrico y del cloroformo.

La sangre cuajada se separa en dos partes, v. g. la primera es sólida y se llama *cuajaron*; la segunda es líquida, y conocida bajo el nombre de *serosidad*.

El cuajaron se compone de *fibrina* y de una sustancia colorante roja (hematosina); esta encierra una gran cantidad de hierro. La serosidad se compone de *albumina*, *cloruro de sodio*, *carbonato y fosfato de la misma base*.

Usos. — Se emplea como abono. — Para clarificar algunos líquidos. — Sirve de alimento á los animales. Y por fin, para preparar los *cianuros metálicos*, así como el *ácido cianídrico* ó *prúsico*.

DEL CIANURO DE HIERRO.

(AZUL DE PRUSIA.)

El azul de Prusia es sólido, de un color azul, insoluble en el agua, sin olor, desabrido.

FÓRMULA. — $Fe^{\cdot} Cy^2 Fe. Cy.$

PREPARACION. — Póngase en un cilindro de hierro 10 partes de sangre seca y reducida á polvo, 1 parte de sub-carbonato de potasa, y una centésima parte de hojuelas de hierro; hágase calentar el cilindro hasta el calor rojo con el fin de establecer la fusión; manténgase en esta

temperatura durante 6 ó 8 horas, sáquese del fuego y cuélese el producto. Se deja reposar el líquido durante algunos días, á fin de que la descomposicion de los sulfuros alcalinos tenga lugar, y que la precipitacion de azufre se efectúe. Filtrese y añádase á este líquido una solucion compuesta de 1/2 parte de sulfato de hierro y de 3 partes de alumbre; agítese de tiempo en tiempo para favorecer la descomposicion : se obtiene un precipitado de color verde-oscuro que se vuelve azul por medio de muchos lavados.

Usos. — Se emplea en las artes como pintura. — En medicina, así como para preparar el cianuro de mercurio; este sirve para obtener el *ácido cianídrico* (prúsico ó hidrocianico).

DEL ACIDO CIANIDRICO.

(ACIDO PRUSICO 9 HIDROCIANICO.)

El ácido cianídrico se compone de *cianógeno* y de *hidrógeno*. Se halla enteramente formado en algunos vegetales, v. g. *hojas de laurel, cerezo, almendras amargas, etc.*

Es líquido, de un olor de almendras amargas, sabor acre, soluble en el agua, la luz lo descompone con pre-

ipitacion de carbono, así es que se debe conservar en unos frasquitos azules. Cuando se respira este ácido produce dolor de cabeza, así como el vértigo; su accion sobre la economía animal es tan perniciosa, que produce algunas veces la muerte por la simple respiracion. Es el veneno mas violento; una gota, aplicada sobre el ojo de un buey, lo mata inmediatamente.

FÓRMULA. — $H. C^2. Az. \text{ ó } H. Cy.$

PREPARACION. — Póngase en una pequeña retorta de vidrio 3 partes de cianuro de mercurio, y 2 partes de ácido clorídrico, adáptese á la retorta un tubo encorvado conteniendo cloruro de calcio y carbonato de cal, con el fin de que el ácido cianídrico pierda enteramente el agua que contiene cuando se desprende de la retorta, así como para neutralizar una pequeña cantidad de ácido clorídrico que pasa á la destilacion; caliéntese moderadamente y recibase el producto en un vaso envuelto con hielo para condensarlo.

REACCION QUÍMICA. — El ácido clorídrico se descompone: su hidrógeno se combina con el cianógeno del cianuro de mercurio, para formar el ácido cianídrico. El cloro se combina con el mercurio produciendo un cloruro de mercurio, que se queda en la retorta.

FÓRMULA. — $Hg. Cy. + HCl. = Hg. Cl. + HCy.$

Se puede preparar este ácido descomponiendo el cianuro de mercurio por medio del ácido sulfídrico.

FÓRMULA. — $Hg. Cy. + HS. = Hg^2. S. + HCy.$

Usos. — En solucion con el agua constituye el ácido

cianídrico medicinal, usado en las enfermedades del pecho. El ácido cianídrico puro se emplea para la pesca de la ballena.

ANTÍDOTO. — Hacer respirar el cloro inmediatamente.

DE LA LECHE.

La leche es líquida, blanca opaca, de un sabor poco azucarado, soluble en el agua, se cuaja por medio del alcohol y de los ácidos diluidos.

La leche se compone de tres sustancias : 1° *butirum*, 2° *caseum* y 3° *serum*.

El *butirum* es la parte gorda de la leche, llamada vulgarmente manteca.

El *caseum* ó *caseína* es sólida, de un aspecto granuloso, blanca, teniendo mucha analogía con la albumina cuajada, sin olor, insoluble en el agua, soluble en las bases alcalinas y con los ácidos diluidos.

Con esta sustancia, mezclada á una pequeña cantidad de sal comun, es con la que se prepara el *queso*.

El *serum* ó *siero* se compone de agua teniendo en solución algunas sales, v. g : *cloruros de potasio, de sodio; fosfatos de cal, de magnesia ó de hierro*; á mas un principio azucarado llamado vulgarmente *azúcar de leche*. En química es conocido bajo el nombre de *lactina*.

El *siero*, dejado algunos días con el contacto del aire,

produce el *ácido láctico*, que se puede obtener destilando el líquido.

Una pequeña cantidad de bi-carbonato de soda mezclada con la leche, le impide el cortarse (cuajarse).

REACCIÓN QUÍMICA. — El ácido láctico, causa de la coagulación, se combina con la soda produciendo un *lactato de soda*.

Los lecheros tienen la costumbre de falsificar este líquido añadiendo agua, así como una emulsión compuesta de aceite y de almidón.

Por medio del pesa-leche (lacto-densímetro), se reconoce el agua que se ha puesto; y por medio del iodo, se reconoce el almidón.

Conservación de la leche. — Hágase evaporar con un poco de calor hasta reducción de la mitad de la leche empleada; después póngase esta leche en una botella bien tapada, sométase durante 2 horas en un tacho conteniendo agua hirviendo.

DE LA ORINA.

La orina es un líquido más ó menos colorado, de un sabor ácido, olor particular, algunas veces amoniacal. Se compone de agua teniendo en solución algunas sales y ácidos, v. g. *cloruro de sodio, sulfato de potasa, fosfatos de soda, de amoníaco, de cal; de úrea y ácido úrico.*

Este ácido se deposita bajo la forma de arena; es insoluble en el agua, soluble con la potasa, la soda y el amoníaco, así como con los ácidos diluidos.

Los cálculos urinarios, que se producen algunas veces en la vejiga, difieren entre sí por sus composiciones, v. g: cálculos *de ácido úrico, de urato de amoníaco, ó de fosfato y carbonato de cal, etc.*

Usos. — La orina en putrefaccion se emplea para preparar el amoníaco líquido; se obtiene por medio de la destilacion.

DE LA FERMENTACION Y SUS PRODUCTOS.

La fermentacion es una reaccion espontánea que tiene lugar entre los elementos de las sustancias orgánicas, y es debida á un principio que se llama *fermento*. El calor, la humedad y el aire, son las causas de la fermentacion.

Hay cuatro clases de fermentaciones, v. g: *azucarada, vinosa ó alcohólica, ácida, y en fin pútrida.*

Fermentacion azucarada. — Las frutas, antes de su madurez, encierran algunos ácidos libres, estos por medio del calor trasforman la pectina ó jalea vegetal, en principios azucarados.

Fermentacion vinosa ó alcohólica. — Los principios azucarados, puestos en contacto con los agentes de la fer-

mentacion, al cabo de un cierto tiempo dan origen á un líquido poseyendo propiedades físicas y químicas diametralmente opuestas á las que tenia primitivamente; es decir, idénticas con las del vino: en esta fermentacion se produce un desprendimiento de ácido carbónico.

Fermentacion ácida. — Los productos de la fermentacion vinosa ó alcohólica, v. g: los *vinos*, la *cerveza*, puestos en contacto con el aire atmosférico, y á una temperatura de 25° á 30° centígrados, dan al cabo de un cierto tiempo origen á un líquido ácido, conocido bajo los nombres de *ácido acético ó vinagre*.

Fermentacion pútrida. — Esta última se produce por medio de las sustancias azoadas, dando origen á unos productos amoniacaes así como al ácido sulfídrico.

Desde que el aire, la humedad y el calor, son las causas de la fermentacion, es fácil de impedir la, separando estos agentes del contacto de las sustancias que se quieren conservar.

DEL VINO.

La bebida llamada vino es conocida desde los tiempos mas remotos.

Como lo hemos dicho ya, es un producto de la fermentacion vinosa ó alcohólica.

Se puede obtener el vino de la mayor parte de las

frutas azucaradas; nos ocuparemos principalmente del vino que se obtiene por medio de la fermentacion del zumo de la uva.

Las cualidades del vino difieren entre sí por las circunstancias siguientes :

1° La temperatura del lugar ó la exposicion á los rayos solares, por el aroma que proviene de un éter ó un aceite volátil llamado *éter ænántico*, cuya cantidad parece provenir de la temperatura mas ó menos elevada.

(Mr. Fauré, químico en Burdeos), supone que este éter ænántico procede de la película de la uva, llegada á su perfecta madurez.

2° La naturaleza del terreno, en donde crece la viña, y las proporciones de agua que contiene la uva.

En los climas cálidos los vinos son mas azucarados, y por consiguiente producen mas cantidad de alcohol.

El alcohol es el principio que da á los vinos la propiedad de embriagar. Se llaman vinos generosos los que contienen mas de 11 p. % de alcohol.

CUADRO INDICANDO LAS PROPORCIONES DE ALCOOL CONTENIDO EN LOS PRINCIPALES LIQUIDOS VINOSOS

Vino de Lissa... 25.42 p. %	Vino Borgoña... 13.40 p. %
— de Marsala. 25.09 »	— Champaña. 12.69 »
— de Madera . 20.48 »	— Frontiñan.. 11.70 »
— del Rusillon 16.67 »	— del Rhin... 11.44 »
— de Málaga.. 15.87 »	Sidra..... 6.95 »
— de Lunel... 13.27 »	Ale de Burton... 8.16 »
Burdeos (tinto).. 11. » »	Cerveza 6.32 »
— (blanco). 15. » »	Porter de Lónd.. 3.88 »

Composicion del vino. — El vino se compone de agua, de una sustancia azoada, de alcohol, de pectina, de azúcar, de una materia colorante, de los ácidos málico, acético y tánico; en fin de bi-tartrato de potasa, de tartrato y de malato de cal. El Sr. Fauré, farmacéutico y químico en Burdeos, halló el tartrato de hierro en los vinos del departamento de la Gironda.

Los vinos espumosos contienen una grande cantidad de ácido carbónico.

Preparacion del vino. — Para preparar el vino, es preciso someter las uvas á una presion, hecha por hombres que pisan los racimos en la cuba á medida de que los echan. Se repite muy á menudo la presion, cuando los tejidos se han desagregado ya por la fermentacion. En esta operacion hay que tener mucho cuidado, por el desprendimiento de ácido carbónico que se efectúa, el cual podria asfixiar á los trabajadores.

Los cubos, en los cuales se hace la fermentacion, quedan abiertos durante el tiempo de 3 hasta 8 dias; al cabo de este tiempo se cierran, con cuidado de dejar una dequeña abertura para el desprendimiento del ácido carbónico que aun existe.

Cuando la fermentacion ha cesado, se saca el liquido y se deposita en pipas tapadas imperfectamente; y algunos meses despues se procede á la clarificacion y trasiego.

Esta operacion se hace con las claras de huevo, la sangre de buey ó la gelatina para los vinos tintos; estas sustancias se combinan con el tanino y una parte del

principio colorante, y acarrean, coagulándose, las materias en suspension que enturbiaban el vino.

Para clarificar los vinos blancos, que contienen poca cantidad de tanino, es preciso emplear la cola de pescado, poseyendo esta la propiedad de cuajarse mucho mas fácilmente.

Cuando las uvas no llegan á la madurez completa, se puede remediar este gran defecto, añadiendo en el cubo de fermentacion, una cierta cantidad de *glucosa* (azúcar de dextrina).

Falsificaciones de los vinos. — Los vinos están sujetos á una infinidad de falsificaciones.

El litargirio (*óxido de plomo*) ó los álcalis se emplean para dulcificar los vinos ácidos (*agrios*).

Para reconocer esta falsificacion es preciso : 1º descolorar el vino con negro animal purificado; 2º hacer pasar una corriente de *ácido sulfídrico* si se supone contengan litargirio; se forma en este caso un precipitado negro de *sulfuro de plomo*; el *ácido iodídrico* producirá en este mismo líquido un *precipitado amarillo*.

De los álcalis, el carbonato de cal es casi el solo que se emplea para no dar al vino propiedades venenosas como el litargirio, y además no alterar el principio colorante como sucede cuando se emplea la potasa y la soda.

La cal se reconoce por medio del *óxalato de amoniaco*, formando un precipitado abundante, con el aspecto del nácar.

La parte colorante artificial es muy difícil de reconocer; sin embargo, como esta se halla mezclada gene-

ralmente con el alumbre, se pueden precipitar estas dos últimas sustancias por la potasa ó la soda; el precipitado posee un aspecto jelatinoso y un color mas ó menos oscuro.

Usos. — Los usos del vino son muy numerosos: como bebida de mesa, y tomado en cantidad conveniente, es usado generalmente para aumentar el calor, ayudar á la digestion y dar fuerza á todos los órganos. Se usa en farmacia para preparar los vinos medicinales (ænolados). — En las artes, para la fabricacion del alcohol y del vinagre.

DE LA SIDRA.

La sidra es la bebida general de la Holanda y del Norte de la Francia. En estos climas, no pudiendo llegar las uvas á la madurez necesaria para fabricar el vino, fué preciso aprovechar las manzanas. Esta bebida es menos alcohólica que los vinos; tiene cerca de 7 p % de alcohol. Es amarilla, ácida y espumosa cuando se destapan las botellas (hay desprendimiento de ácido carbónico); es algo amarga cuando la fermentacion está acabada. En algunas partes las manzanas son reemplazadas por las peras.

PREPARACION. — Para preparar la sidra se chafan las manzanas con una muela vertical de madera, dando

vuelta sobre un cubillo de piedra. Se acostumbra añadir á las manzanas 10 ó 15 p^o/_o de agua. Una vez pisadas, se dejan en montones, durante 24 horas. Entonces la fermentacion empieza y se produce una materia colorante amarilla que es la que da este color á la sidra.

Se someten á la prensa, y se abandona el zumo á la fermentacion en unos cubos, en los cuales se depositan muchas materias y se forma espuma. En seguida se pone este liquido en unas grandes pipas que se tapan, con el cuidado de dejar una abertura pequeña para el desprendimiento del ácido carbónico. Antes de poner este liquido en botellas, posee un sabor dulce, y es muy estimado por las personas que lo toman como bebida de gusto; pero como bebida general, se pone en botellas y se deja la fermentacion acabarse; entonces es espumosa, ácida y algo amarga.

DE LA CERVEZA.

La cerveza es una bebida tambien alcohólica, fabricada con la materia feculenta de los cereales; principalmente de la cebada, cuyo precio es siempre mas módico.

Es amarilla, espumosa, de un sabor amargo y un olor agradable.

Cuatro operaciones son necesarias para la fabricacion de la cerveza :

1° *El maltage*; se pone la cebada en unos cubos de

mazonería con cuatro veces su volúmen de agua, se separan los granos que están nadando á la superficie por ser casi siempre averiados.

El tiempo de esta maceracion es de 24 hasta 36 horas en el invierno, y es preciso cambiar el agua tres veces; en el verano 10 ó 12 horas de maceracion son suficientes, pero es preciso cambiar el agua 4 ó 5 veces.

Esta óperacion tiene por fin el dilatar los tejidos de las semillas y que su germinacion sea mas fácil. Entonces se lleva la cebada así hinchada á una cueva; (el aire, la humedad y una temperatura de 15° hasta 17° son necesarios) se extiende muy bien y se deja en este estado 10 ó 12 dias en el verano y 15 dias en el otoño, entonces la gémula ha crecido $\frac{2}{3}$ del largo del grano. Se hace secar con prontitud y se muele de modo que los granos se reduzcan á pedazos; este producto es lo que se llama el *malto*.

2° *El mosto ó sacarificacion del malto*; esta operacion consiste en tratar el malto por el agua caliente en unos tubos con doble fondo agujereado para soportar la cebada y que pueda escurrirse el líquido; despues de haber bien revuelto el todo, se deja efectuar la reaccion por espacio de 3 horas. Se hace salir el líquido azucarado ó mosto en unas calderas; este sirve para la decocion con el lúpulo.

3° *Decocion con el lúpulo*; se pone el lúpulo en las calderas que contienen el mosto y se calienta hasta hervir, con cuidado de tener las tapas puestas, por no desperdiciar el aceite volátil que es el que da á la cerveza su aroma.

Se acostumbra añadir al mosto una pequeña cantidad

de glucosa ó de azúcar ordinaria para darle mas fuerza. Esta decoccion, despues de reposada, se pone en unos depósitos para enfriarla lo mas pronto posible. Las proporciones de lúpulo son de 1 quilógramo por hectólitro de cerveza de mesa y de 2 quilógramos por hectolitro de cerveza de guarda.

4° *Fermentacion*; una vez frio, se pone el líquido en el cubo de fermentacion, con una cantidad de fermento que varía de 2 hasta 4 quilógramos por 1,000 litros; una temperatura de 20° es necesaria. Esta primera fermentacion dura 24 á 48 horas, y echa mucha espuma que se recoge. Para obtener la cerveza de mesa se hace acabar la fermentacion en unas barricas llenas y dejándolas abiertas; la espuma que se forma se recoge y constituye el fermento que sirve para esta operacion; despues se clarifica con cola de pescado.

Para fabricar la cerveza de guarda, es preciso despues de haberla sacado del cubo de fermentacion, ponerla en otros, donde sufre una fermentacion lenta de algunas semanas.

DEL ALCOOL.

El alcool (1) llamado antiguamente *alkofol*, *alkohol*, es conocido desde la mas alta antigüedad.

(1) De una palabra árabe que significa un cuerpo muy sutil.

Segun a gunos autores, los Chinos son los primeros que lo han preparado. Segun otros es *Albucasio*, alquimista árabe, que vivia en el duodécimo siglo, qui en lo extrajo el primero del vino; otros atribuyen este honor á *Raymond-Lulle*, el doctor iluminado, que lo llamaba *agua ardens*, otros en fin al célebre *Arnauld de Villeneuve*, profesor de alquimia en Montpellier, en el siglo décimotercio. Sea quien fuese, el alcool obtenido entonces era muy flojo; hoy dia se puede obtener en el grado de concentracion que se quiera.

El alcool puro es un líquido incoloro, muy flúido, mas liviano quee lagua, de un olor agradable, de un sabor ácre y ardiente que disminuye cuando se le añade agua; atrae la humedad del aire. Hierve á 78° y se inflama fácilmente á la aproximacion de un cuerpo en ignicion. El alcool quema con una llama *amarilla*, sobre el cloruro de sodio; *violeta*, sobre el cloruro de potasio; *verde*, sobre el ácido bórico, el ácido clorídrico ó una sal de cobre; *encarnado vivo*, sobre el cloruro de litio; *rojo*, sobre el azoato de estronciana.

Diluido y puesto en una vejiga, deja con el tiempo filtrar el agua mezclada con él, por los poros de la vejiga y se concentra.

El alcool puro, ó mezclado con diferentes proporciones de agua, es muy á menudo empleado en los laboratorios como disolvente. En general, disuelve los gases en mas grandes proporciones que el agua. Una grande cantidad de cuerpos compuestos, muy solubles en el agua y delicuescentes, como la potasa y la soda cáusticas, los cloruros de calcio y de estróncio, los azoatosde cal, de

magnesia, etc., se disuelven igualmente en el alcohol aunque absoluto. Otros, poco solubles en el agua, lo son mas en el alcohol, v. g. el sublimado corrosivo, el bi-bromuro y el bi-ioduro de mercurio. Disuelve todas las sales cuya base es de origen orgánico, todos los aceites volátiles, algunos aceites fijos, v. g. el aceite de ricino.

El alcohol precipita con bastante exactitud los sulfatos con base mineral, la goma, el azúcar de leche, algunas sales calcáreas de sus disoluciones acuosas.

FÓRMULA. — C⁴. H⁶. O².

PREPARACION. — Como ya lo hemos dicho, las frutas azucaradas contienen un fermento, el cual da origen á la fermentacion vinosa ó alcohólica; sus productos son conocidos bajo los nombres de vino, cidra, cerveza, etc. El alcohol formado en esta reaccion se separa fácilmente por la simple destilacion, teniendo cuidado de separar las primeras porciones por ser siempre mas puras. Este es el modo que se emplea en los paises en donde estos líquidos alcohólicos se hallan en exceso, como en Francia, en España, etc.

En Bélgica, en Alemania, y en el Norte-América, se hace directamente fermentar una mezcla de harina con malto. La harina puede ser reemplazada por las patatas cocidas ó por algunos cereales. En seguida se procede á la destilacion.

100 quilógramos de trigo producen 42 ó 44 litros de alcohol de 33°; el centeno, de 38 hasta 40 litros p °/o; la cebada, la avena, el maiz, de 33 hasta 36; en fin el arroz de 45 hasta 48.

En las colonias se obtiene el alcohol haciendo fermentar el melote y destilándolo despues. Este alcohol es conocido bajo los nombres de *caña*, *ron*, etc.

El alcohol obtenido así no es nunca puro, contiene una grande cantidad de agua; es preciso rectificarlo por dos destilaciones seguidas con el baño maría; entonces señala 86° hasta 87°. Se vuelve á destilar con la cuarta parte de su peso de acetato de potasa fundido, ó de cloruro de calcio tambien fundido, que le quita una gran parte de su agua, y se tiene un alcohol de 92° hasta 95° centígrados llamado alcohol rectificado.

El alcohol conserva con tanta obstinacion las últimas porciones de agua, que seria imposible obtenerlo anhidro con una sola destilacion; así, es preciso de nuevo destilarlo en el baño maría con cloruro de calcio fundido.

Usos. — Los aguardientes de vino son en gran parte consumidos como bebidas alcohólicas. — Sirve para fabricar los barnices, el vinagre, — para conservar las piezas anatómicas (se le añade una pequeña cantidad de sublimado corrosivo), — para preparar las tinturas y varios extractos usados en la farmacia, — para la extraccion de los alcalóides. — En contacto con el clorito de cal, así como con el ioduro de potasio da origen al cloroformo y al iodoformo. — Mezclado con el ácido sulfúrico, el ácido clorídrico, el ácido acético, etc., produce por medio de estas mezclas unos productos conocidos bajo los nombres de éteres sulfúrico, clorídrico, acético, etc.

DEL ÉTER SULFURICO.

El éter sulfúrico resulta de la acción del ácido sulfúrico sobre el alcohol; parece ser el alcohol menos alguna proporción de agua. Es líquido, incoloro, trasparente, de un olor *sui-generis*, fuerte y suave, de un sabor caliente sofocante; hierve á los 36° centígrados; se inflama fácilmente, y con detonación cuando está mezclado con proporciones convenientes de aire atmosférico.

Debe pesar 56° en el areómetro, y después de evaporado sobre la mano, no dejar ningún olor desagradable. Su densidad es de 0, 712. Por su evaporación produce un grande frío sobre nuestros órganos. Una larga exposición á la luz y al aire lo transforma en ácido acético y en agua. El agua disuelve la décima parte de su peso de éter sulfúrico, el alcohol se mezcla con él en todas proporciones. El éter disuelve los aceites volátiles, los cuerpos grasos, las resinas, el alcanfor, el caut-chuc, algunos alcalóides, varios ácidos orgánicos, algunos cuerpos metalóides, y algunas de sus combinaciones.

FÓRMULA. — $C_4. H^5. O.$

PREPARACION. — Póngase en un vaso de porcelana ó de *greda* 7 partes de alcohol rectificado y 10 partes de ácido sulfúrico concentrado, échese poco á poco el áci-

do sulfúrico sobre el alcohol; como esta mezcla desprende mucho calor, es preciso dejarla enfriar antes de ponerla en la retorta de vidrio, ó dentro de un alambique de plomo; caliéntese el aparato destilatorio de tal modo, que llegue lo mas pronto posible á 130°, punto de la ebullicion, entonces hágase caer por la parte superior del aparato y poco á poco una cierta cantidad de alcohol destinado á reemplazar el ya eterificado que pasa á la destilacion. Es conveniente cesar la operacion cuando 100 partes de alcohol hayan sido consumidas.

El éter así preparado está siempre mezclado con una cierta cantidad de agua, de ácido sulfuroso, de ácido sulfovínico y de aceite dulce de vino. Para purificarlo es preciso añadirle una solucion muy concentrada de potasa cáustica, hacer la separacion de esta, y destilarlo lentamente.

Usos. — Se emplea en medicina como anti-espasmódico y carminativo, á veces como febrifugo, tambien se hace respirar en casos de síncope. — Se aplica sobre la frente para curar las cefalalgias, y sobre las quemaduras por el gran frio que desprende durante su evaporacion.

Pero una de sus mas útiles aplicaciones, fué como anestésico para producir una especie de estupor é impedir el sentir los dolores de las amputaciones.

DEL CLOROFORMO.

El cloroformo ha sido observado en 1831, por el Sr. Soubeiran, estudiado en 1832 por el Sr. Liebig, en 1835 por el Sr. Dumas, y ensayado sobre los animales por el Sr. Flourens el 8 de marzo de 1847. El Sr. Simpson, de Edimburgo, hizo en noviembre de 1847, con el cloroformo, las primeras operaciones quirúrgicas.

El cloroformo es un líquido diáfano, incoloro, pesando 1. 49, es decir, cerca de una vez y media el peso del agua; de un olor etéreo *sui-generis*, sabor azucarado, hierve á 60° centígrados. Es soluble en el alcohol y en el éter, poco soluble en el agua, disuelve el alcanfor, la cera, el iodo, el bromo, la grasa, las resinas, el caut-chuc y la gutta-perca.

FÓRMULA. — $C^2. H. Cl^3.$

PREPARACION. — Varios procederes han sido indicados para preparar el cloroformo. El mas simple de ellos, consiste en destilar la mezcla siguiente: 1 quilógramo de hipo-clorito de cal, 3 litros de agua y 165 gramos de alcohol; la retorta debe ser bastante grande, porque esta mezcla sometida, al calor, aumenta mucho en volúmen. El producto de la destilacion está formado en dos ca-

pas : la superior es acuosa, la inferior es el cloroformo. Por medio de la decantacion se separa el cloroformo de la parte acuosa y despues se lava con agua pura, y se destila de nuevo sobre una cierta cantidad de cal viva, para obtenerlo purificado y anhidro. Algunos autores aconsejan emplear el ácido sulfúrico concentrado, antes de emplear la cal viva.

Usos. — Como anestésico para las operaciones quirúrgicas : 100 gotas sobre un pañuelo ó una esponja son suficientes para una persona adulta de fuerza regular. — Se emplea en medicina como calmante : v. g.. *bebida, untera, etc.*

DEL IODOFORMO.

El iodoformo es un producto que resulta de la accion del iodo sobre el alcohol. Es sólido bajo la forma de pajuelas cristalinas, de un color amarillo muy lindo, olor de azafran y de sabor dulce.

FÓRMULA. — $C^2. H. I_3$.

PREPARACION. — El mejor proceder para obtener el iodoformo es el del Sr. Filhol ; tómense 2 gramos de carbonato de soda cristalizado, 10 gramos de alcohol ;

caliéntense hasta 80° centígrados y despues chese en pequeñas porciones 1 gramo de iodo ; por el enfriamiento se precipita el iodoformo.

Trátense las aguas madres por una nueva cantidad de carbonato de soda y de alcool. Caliéntense hasta 80° centígrados, y hágase pasar en este líquido una corriente de cloro ; se precipita una nueva cantidad de iodoformo. Se repite la misma operacion hasta que el líquido no produzca mas iodoformo. Por este proceder se obtiene de 45 hasta 50 p. 0/0 de iodoformo.

DEL ACIDO ACÉTICO.

El ácido acético se halla en la naturaleza, v. g. en las savias de las plantas; se produce tambien en la fermentacion de las materias organizadas.

Hasta ahora no se ha obtenido el ácido anhidro. — El ácido acético monohidratado es sólido y cristalizado en el invierno, pero en la temperatura de 16° centígrados se pone en delicuescencia, esparciendo un vapor ácido, de un olor muy picante.

Posee una reaccion ácida muy fuerte sobre el papel de tornasol; corroe la piel, disuelve sin necesidad de calor la gelatina, la fibrina, la albumina, las resinas y el alcanfor. Es soluble en todas proporciones en el agua

y en el alcohol. El ácido acético diluido, que alcanza á saturar 10 p. 0/0 de carbonato de potasa puro y seco, es conocido bajo el nombre de vinagre.

Obtenido por la destilacion del leñoso, lleva el nombre de *ácido piro-leñoso*.

FÓRMULA. — $C^4. H^5. O^5.$

Preparacion del ácido acético monohidratado. — Póngase en una retorta de *greda* 3 partes de acetato de soda anhidro, con 9 partes $\frac{2}{3}$ de ácido sulfúrico concentrado y destílese; se rectifica este producto con una nueva destilacion en una retorta de vidrio. Póngase el vaso que contiene el producto de esta segunda destilacion en una mezcla de hielo y de cloruro de sodio. Con el auxilio de este frigorífico, el ácido acético se divide en dos partes: la una cristalizada que es el monohidratado, y la otra líquida, menos concentrada, que se separa.

Preparacion del vinagre. — Hay varios procederes para fabricar el vinagre; el mas antiguo consiste en poner el vino en contacto con una cierta cantidad de vinagre y dejar la fermentacion operarse con lentitud en el contacto del aire y á una temperatura de 30° hasta 35° ; el ácido ya existente, y á veces un fermento especial ($\frac{1}{1000}$ de mosto de cebada), activan mucho la fermentacion.

En Orleans (Francia), donde se fabrica el mejor vinagre, se sigue el proceder siguiente: en una pieza cuya temperatura puede ser mantenida á 25° y 30° cen-

tigrados, se ponen en ringleros y por grados unos toneles colocados sobre un fondo. Los toneles que han servido, y que por estar impregnados de fermento son preferidos, tienen dos agujeros en el fondo superior : el uno para la introduccion del liquido, el otro para la salida del aire. Se empieza por echar en cada tonel una cierta cantidad de vinagre hirviendo, y cada ocho dias se añade, hasta una cierta altura, la cantidad de 10 hasta 12 litros de vino generoso filtrado sobre virutas de aya ; 15 dias despues la acetificacion es completa.

Se puede tambien obtener el vinagre, por la fermentacion de algunas soluciones de azúcar mezcladas con una pequeña cantidad de fermento de cerveza v. g : 124 partes de azúcar terciado, 80 partes de fermento de cebada y 868 partes de agua ; mézclense y déjense fermentar durante 15 dias á una temperatura de 25° hasta 30°.

Preparacion del ácido piro-leñoso. — Este proceder está fundado sobre la descomposicion de la leña á una temperatura elevada, en unos aparatos destilatorios de hierro batido.

La leña mas pesada es la que produce mas cantidad de ácido acético.

Los productos volátiles de la destilacion de la leña son : varios carburos de hidrógeno disueltos, y algunos *alquitranes* livianos y pesados, en fin, de espíritu de leña que se pueden recoger lejos del aparato.

El líquido muy ácido que se halla en los primeros productos recibidos es el ácido piro-leñoso.

Para purificarlo, es preciso despues de haberlo decantado, destilarlo en unos grandes alambiques de co-

bre; la mayor parte del alquitran queda en la cucúrbita; se satura el ácido destilado y condensado por medio del serpentín con el carbonato de cal, y se obtiene un acetato de cal soluble, que descompuesto por el sulfato de soda forma un sulfato de cal que se precipita por la ebullición, y un acetato de soda que se queda en solución; esta se hace evaporar para obtener el acetato de soda cristalizado.

Se hace disolver de nuevo esta sal en el agua, evaporar y cristalizar para obtenerla mas pura. Este acetato de soda cristalizado, descompuesto por un equivalente de ácido sulfúrico concentrado, deja precipitar casi todo el sulfato, se separa el ácido acético por decantación, y se purifica destilándolo.

Usos. — En medicina, el ácido acético concentrado se emplea en inspiraciones como estimulante; aplicado sobre el cutis sirve de cáustico. Cristalizado, sirve en la fotografía. Diluido, sus usos son conocidos por todo el mundo bajo el nombre de *vinagre*, y es la base de los vinagres medicinales. — En el estado de ácido piro-leñoso sirve para conservar la carne; según algunos autores, el *cedrium* de los antiguos, que se usaba para embalsamar, no era sino el ácido piro-leñoso.

El ácido piro-leñoso combinado con el óxido de hierro produce el piro-leñito de hierro muy usado por los tintoreros.

INDICE

PRIMERA PARTE

QUIMICA INORGANICA

Definicion de la química.....	1
De la cohesion y de la afinidad.....	4
Del peso especifico.....	5
De los átomos y del peso atómico.....	6
Ley de los equivalentes.....	7
De las fórmulas algebraicas.....	<i>Id.</i>
De la nomenclatura química.....	8

DE LOS CUERPOS SIMPLES METALOIDES

Gas OXÍGENO.....	13
» HIDRÓGENO.....	16
Globos aerostáticos.....	18
AGUA.....	19

CLORO.....	21
Acido clorídrico.....	25
» clórico.....	28
BROMO ó MURIDO.....	<i>Id.</i>
Acido bromídrico.....	30
» brómico.....	31
IODO.....	<i>Id.</i>
Acido iodídrico.....	34
Acido iódico.....	36
Cloruros de iodo.....	<i>Id.</i>
AZUFRE.....	38
Acido sulfídrico.....	41
» sulfuroso.....	42
» sulfúrico ó aceite de vitriolo.....	44
SELENIO.....	48
FÓSFORO.....	<i>Id.</i>
Hidrógeno fosforado.....	50
Acido fosfórico.....	52
AZOE.....	53
Hidruro de ázoe (<i>Amoniaco liquido, álcáti volátil</i>).....	54
AIRE ATMOSFÉRICO.....	56
Protóxido de ázoe.....	59
Acido azóico ó ácido nítrico. (<i>Agua fuérte</i>).....	60
BORO.....	61
Acido bórico.....	62
CARBONO.....	63
Acido carbónico.....	66
Hidrógeno (proto y bi-carbonado).....	67
FLUOR.....	69
Acido fluorídrico.....	70

ARSÉNICO.....	71
Acido arsenioso.....	73
TELURIO.....	74
SILICIO.....	75
Acido silícico.....	76

DE LOS METALES

79

POTASIO.....	81
Oxido de potasio.....	82
Ioduro de potasio.....	83
Cloruro de potasa.....	85
Clorito de potasa.....	87
Sulfato de potasa (<i>Tártaro vitriolado, sal de Doubus</i>)	<i>Id.</i>
Sulfito de potasa.....	88
Azoato de potasa (<i>Nitrato de potasa, sal nitro, salitre</i>).....	89
Sub-carbonato de potasa (<i>Potasa perlada, sal de ajenjos</i>).....	92
SODIO.....	94
Oxido de sodio.....	95
Cloruro de sodio (<i>Idroclorato de soda, sal marina, sal gema</i>).....	96
Clorato de soda.....	97
Clorito de soda.....	<i>Id.</i>
Sulfato de soda (<i>Sal de Glauber, sal vitriolada</i>)..	98
Sub-borato de soda (<i>Borax, atincar</i>).....	<i>Id.</i>
LITIO.....	99

BARIO.....	99
Oxido de bario (<i>Barita</i>).....	100
ESTRONCIO.....	101
Oxido de estroncio (<i>Estronciana</i>)..	<i>Id.</i>
CALCIO.....	<i>Id.</i>
Oxido de calcio (<i>Cal viva</i>).....	102
MAGNESIO.....	105
Oxido de magnesio (<i>Magnesia calcinada</i>).....	106
Sales de Magnesia...	<i>Id.</i>
Sulfato de magnesia (<i>Sal de Sedlitz, sal inglesa, sal d'Epsom</i>).....	107
Sub-carbonato de magnesia (<i>Magnesia blanca</i>)..	108
Silicatos de magnesia.....	109
ITRIO.....	110
ERBIO, TORIO Y TERBIO.....	<i>Id.</i>
CERIO, LANTANO Y DIDYMA.....	111
ALUMINIO.....	<i>Id.</i>
Oxido de aluminio (<i>Alumina</i>).....	112
Sales de alumina.....	113
Sulfato de alumina.....	114
" " y de potasa (<i>Alumbre</i>).....	115
Silicatos de alumina.....	116
VIDRIOS.....	117
GLUCINIO.....	118
ZIRCONIO.....	119
MANGANESA.....	120
HIERRO.....	121
Carburo de Hierro (<i>Acero</i>).....	122
Bi-sulfuro de hierro (<i>Pirita, esprjo de los Incas</i>)..	123
Sulfato de hierro (<i>Caparrusa verde, vitriolo verde</i>)..	124

ZINC.....	125
Sales de zinc.....	127
Sulfato de zinc (<i>Vitriolo blanco, caparrosa blanca</i>).....	<i>Id.</i>
CROMO.....	128
CADMIO.....	129
NICKEL.....	<i>Id.</i>
COBALTO.....	130
CERIO.....	131
TUNGSTENO.....	132
URANIO.....	<i>Id.</i>
MOLYBDENO.....	133
VANADIO.....	134
TANTALO ó COLOMBIO.....	135
NIOBIO y PELOPIO.....	136
TITANO.....	<i>Id.</i>
ESTANO.....	137
ANTIMONIO.....	138
COBRE.....	140
Sales de cobre.....	142
Sulfato de cobre (<i>vitriolo azul, caparrosa azul</i>)...	143
PLOMO.....	144
Oxidos de plomo.....	146
Sales de plomo.....	147
Carbonato de plomo.....	148
Cromato de plomo.....	149
BISMUTO.....	150
MERCURIO.....	151
Oxidos de mercurio.....	153
Sulfuro de mercurio (<i>Cinabrio, vermellon</i>).....	154
Ioduros de mercurio.....	<i>Id.</i>

Sales de mercurio.....	155
Proto-cloruro de mercurio (<i>Mercurio dulce</i>), <i>calomelano, águila, alba</i>	156
Bi-cloruro de mercurio (<i>Muriato super-geiox-nado de mercurio; sublimado corrosivo</i>).....	157
Azoato de mercurio.....	158
PLATA.....	<i>Id.</i>
GALVANOPLASTÍA (<i>plateado de los metales</i>).....	163
Sales de plata.....	165
Azoato de plata (<i>Nitrato de plata</i>).....	<i>Id.</i>
ORO.....	167
Sales de oro.....	170
Cloruro de oro y de sodio.....	171
OSMIO.....	<i>Id.</i>
IRIDIO.....	172
PALADIO.....	<i>Id.</i>
RODIO.....	173
PLATINA.....	<i>Id.</i>
RUTENIO.....	175

SEGUNDA PARTE

QUIMICA ORGANICA

Definicion.....	177
-----------------	-----

PRIMERA SECCION.

PRODUCTOS INMEDIATOS ACIDOS.

Acido oxálico (<i>Acido de azúcar</i>).....	180
» tartárico.....	182
» cítrico.....	184
» málico.....	186
» tánico (<i>Tánico</i>).....	187
» agállico.....	190
» benzóico.....	191

SEGUNDA SECCION.

PRINCIPIOS INMEDIATOS ALCALÓIDES. 193

MORFINA.....	194
Sales de morfina.....	195
QUININA y CINCHONINA.....	196
NICOTINA.....	198

TERCERA SECCION.

PRODUCTOS INMEDIATOS NEUTROS Ó INDIFERENTES.

AZUCAR.....	201
GOMA.....	203
PECTINA Ó JALEA VEGETAL.....	204
FÉCULA.....	205

LENOSO.....	206
FULMI-ALGODON Ó PIRÓXILA.....	207
ALBUMINA.....	209
FIBRINA.....	210
GELATINA.....	211

CUARTA SECCION.

PRODUCTOS INMEDIATOS SUPER-OXIGENADOS.

CUERPOS GRASOS.....	213
Extraccion y purificacion de los cuerpos grasos.	215
ESPERMA DE BALLENA (<i>Sperma-Cæti</i>).....	218
CERA.....	Id.
JABONES (<i>Estearatos, y margaratos de potasa, soda etc.</i>).....	220
Acido esteárico.....	222
ACEITES VOLATILES. (<i>Esencias, aceites esenciales</i>)...	224
ALCANFOR.....	226
RESINAS.....	227
BARNICES.....	228
CAUT-CHUC. (<i>Goma elástica</i>).....	229
GUTTA-PERCHA (<i>Goma de Sumatra</i>).....	230

QUINTA SECCION.

DE LOS PRODUCTOS INMEDIATOS COLORANTES. 232

ORGANOS VEGETALES.....	234
» ANIMALES. La Sangre.....	238

CIANURO DE HIERRO. (<i>Azul de Prusia</i>).....	239
ACIDO CIANÍDRINO (<i>Acido Prúxico ó hidrocianico</i>)..	240
LECHE	242
ORINA	243
Fermentacion y sus productos.....	244
VINO.....	245
SIDRA.....	249
CERVEZA.....	250
ALCOOL.....	252
ÉTER SULFURICO	256
CLOROFORMO	258
IODIFORMO	259
ACIDO ACÉTICO.....	260

CONTENTS

CHAPTER I. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1776 TO 1865. 1

CHAPTER II. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1865 TO 1898. 15

CHAPTER III. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1898 TO 1914. 35

CHAPTER IV. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1914 TO 1918. 55

CHAPTER V. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1918 TO 1921. 75

CHAPTER VI. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1921 TO 1929. 95

CHAPTER VII. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1929 TO 1933. 115

CHAPTER VIII. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1933 TO 1945. 135

CHAPTER IX. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1945 TO 1953. 155

CHAPTER X. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1953 TO 1961. 175

CHAPTER XI. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1961 TO 1969. 195

CHAPTER XII. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1969 TO 1977. 215

CHAPTER XIII. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1977 TO 1981. 235

CHAPTER XIV. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1981 TO 1989. 255

CHAPTER XV. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1989 TO 1993. 275

CHAPTER XVI. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1993 TO 2001. 295

CHAPTER XVII. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 2001 TO 2009. 315

CHAPTER XVIII. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 2009 TO 2017. 335

CHAPTER XIX. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 2017 TO 2021. 355

CHAPTER XX. THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 2021 TO THE PRESENT. 375

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1776 TO 1865. 1

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1865 TO 1898. 15

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1898 TO 1914. 35

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1914 TO 1918. 55

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1918 TO 1921. 75

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1921 TO 1929. 95

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1929 TO 1933. 115

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1933 TO 1945. 135

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1945 TO 1953. 155

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1953 TO 1961. 175

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1961 TO 1969. 195

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1969 TO 1977. 215

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1977 TO 1981. 235

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1981 TO 1989. 255

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1989 TO 1993. 275

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1993 TO 2001. 295

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 2001 TO 2009. 315

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 2009 TO 2017. 335

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 2017 TO 2021. 355

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 2021 TO THE PRESENT. 375

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1776 TO 1865. 1

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1865 TO 1898. 15

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1898 TO 1914. 35

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1914 TO 1918. 55

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1918 TO 1921. 75

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1921 TO 1929. 95

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1929 TO 1933. 115

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1933 TO 1945. 135

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1945 TO 1953. 155

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1953 TO 1961. 175

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1961 TO 1969. 195

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1969 TO 1977. 215

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1977 TO 1981. 235

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1981 TO 1989. 255

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1989 TO 1993. 275

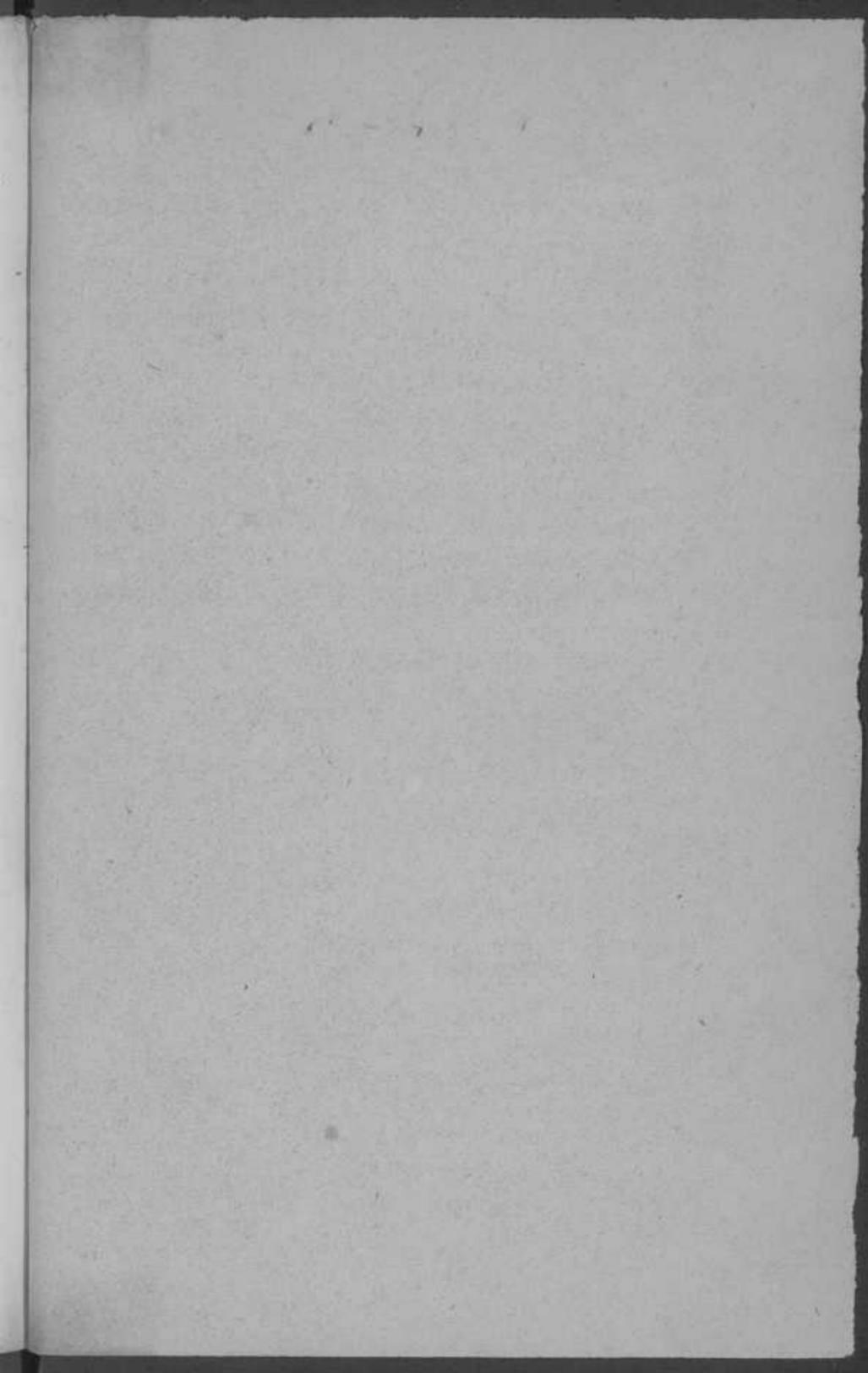
THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 1993 TO 2001. 295

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 2001 TO 2009. 315

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 2009 TO 2017. 335

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 2017 TO 2021. 355

THE HISTORY OF THE UNITED STATES FROM 2021 TO THE PRESENT. 375



1 - 2 - 3 - 4

41-4-9 .

14

2

1

18

MANUAL
DE
DINMICA.

15.8330