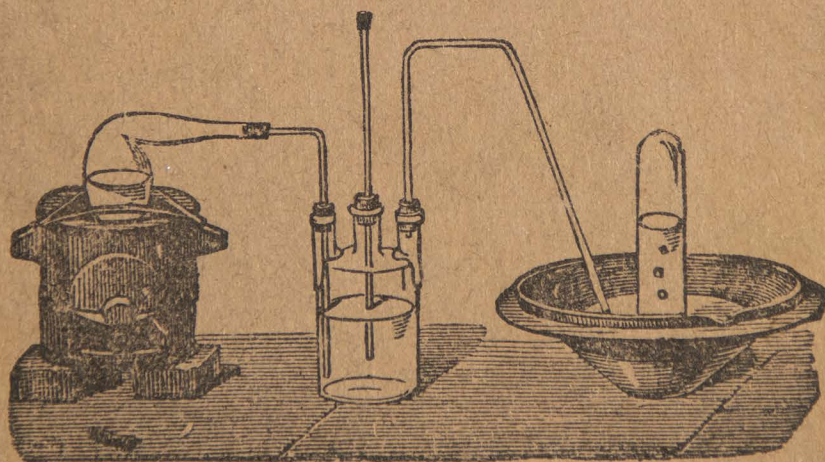


LUIS G. LEÓN

Química
para los niños

3ª EDICIÓN



CE
QD31
L4.6
1913

LA V^{DA} DE C. BOURET

MÉXICO

45, Avenida Cinco de Mayo, 45

1913

125182
CE/QD31/L4.6/1913
León, Luis G.
Química para los niños

FECHA DE
DEVOLUCION

FIRMA Y No. DE CUENTA

125182
CE/QD31/L4.6/1913
León, Luis G.
Química para los niños

100
Lucia Herberich

Numero

67.

Química

para los niños

La casa de C. Bouret tiene laboratorios completos de Química, propios para escuelas.

Vende también aisladamente : matraces, retortas, probetas, etc., á precios reducidos.

AVENIDA DEL 5 DE MAYO NÚM. 45
MÉXICO

Luis Hebrich

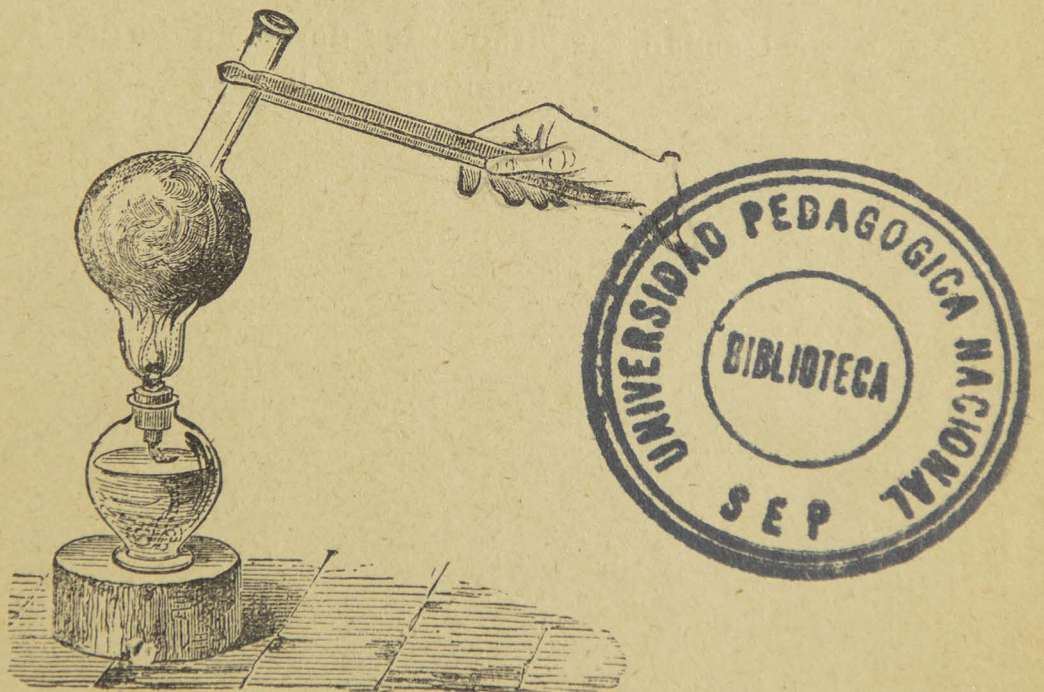
Química para los niños

POR EL PROFESOR

LUIS G. LEÓN

OBRA ENTERAMENTE APROPIADA PARA LAS ESCUELAS,
CONTIENE
MUCHOS EXPERIMENTOS SENCILLOS Y ESTÁ ILUSTRADA CON GRABADOS

3ª EDICIÓN



LIBRERÍA DE LA V^{DA} DE C. BOURET

PARÍS

23, rue Visconti, 23

MÉXICO

45, Avenida Cinco de Mayo, 45

1913

Propiedad del Editor

d9

QD 31

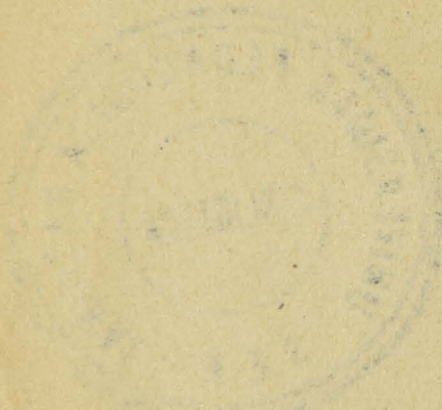
L4rb

1913

125182

125182

Quedan asegurados los derechos de propiedad
conforme á la ley.



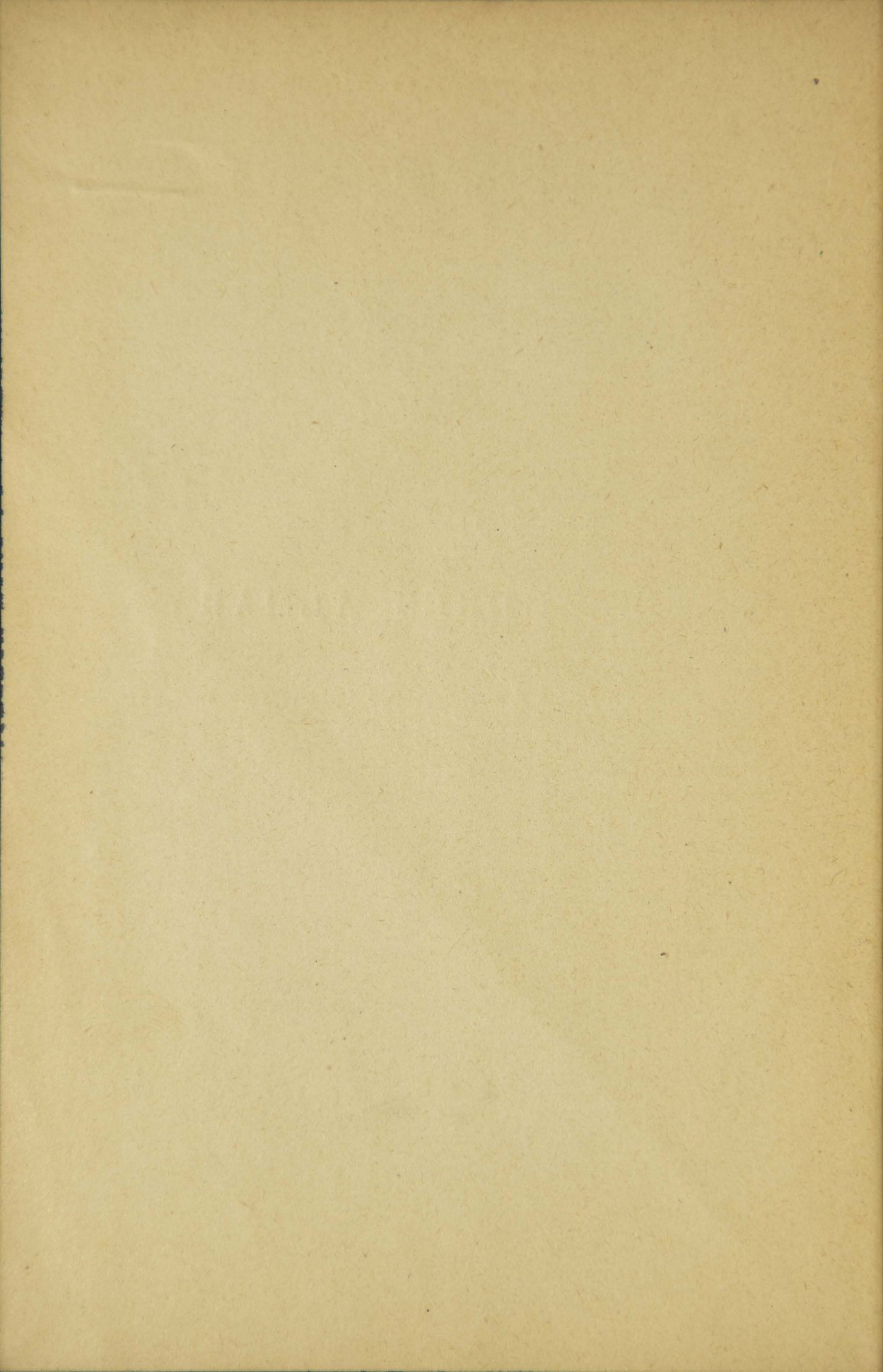
569 BT bmo
01119 13695

AL DISTINGUIDO PROFESOR DE QUÍMICA

SR. D. ANDRÉS ALMARAZ

CATEDRÁTICO DE LA MATERIA

EN LA ESCUELA NACIONAL PREPARATORIA Y EN EL COLEGIO MILITAR



PRÓLOGO DE LA PRIMERA EDICIÓN

Según digo en mi obra de *Química Popular*, la química es una ciencia netamente experimental y por lo tanto cada explicación debe ir acompañada del experimento respectivo.

El maestro cuidará de que el alumno maneje los aparatos, explicándole siempre las precauciones que hay que tomar, para evitar un accidente.

El maestro no debe preocuparse por no contar desde luego con un laboratorio completo; los aparatos pueden irse comprando conforme se necesite, y cuando menos se piensa ya se tiene una regular dotación y sin gran sacrificio. Muchas personas esperan á tener dinero para comprar un laboratorio completo y resulta que nunca han comprado nada. Yo he dado clases en colegios que no tenían al principio ni una retorta ni un matraz y que al cabo de un año y de una manera insensible han reunido los elementos necesarios para preparar los gases principales y estudiar los compuestos más importantes de metales y metaloides.

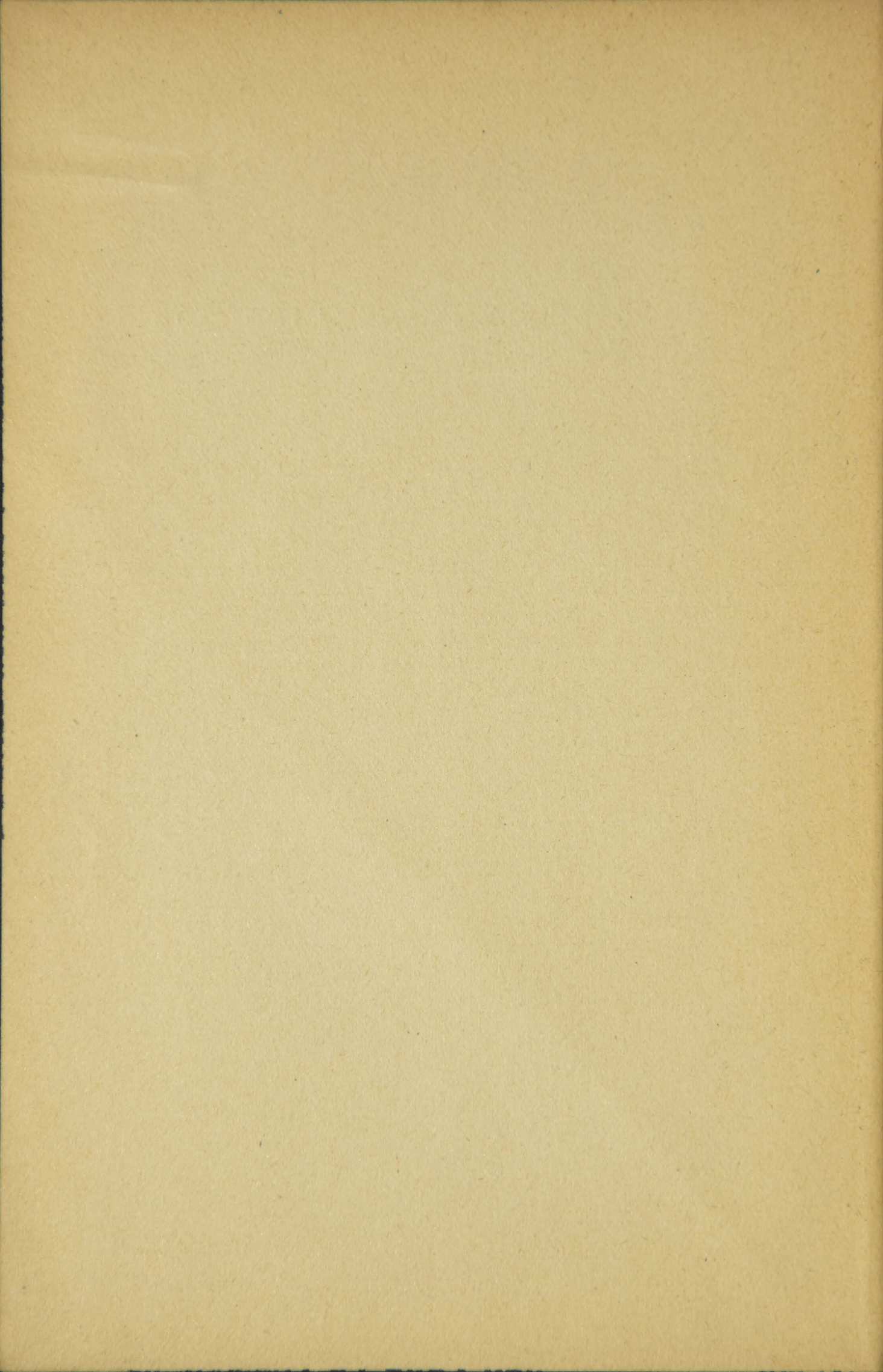
La química teórica resulta un estudio árido é incomprendible para los niños; la química con experimentos les encanta, y esperan la clase con verdadero alboroto.

Recomiendo, pues, en esta enseñanza, mucha práctica y poca teoría.

Observatorio de la Escuela Normal.

LUIS G. LEÓN.

Diciembre de 1900.



QUÍMICA PARA LOS NIÑOS

I

EL LABORATORIO.

SUMARIO. — Aparatos y útiles de laboratorio. — Su arreglo é instalación. — Los reactivos indispensables.

No vamos á dar la descripción de un laboratorio completo. Nos limitaremos á indicar los aparatos y útiles más indispensables para que el estudiante pueda experimentar en su casa, y tendremos en cuenta que por regla general el bolsillo del estudiante no está muy bien provisto.

Hay que escoger ante todo un cuarto que tenga buena luz y, sobre todo, muy buena ventilación. Deberá tener en uno de los ángulos una cuba con llave de agua y derrame para lavar frascos, probetas, copas, etc. En el centro se coloca la mesa de manipulaciones, la cual deberá tener varios cajones para guardar

taponos de corcho y de caucho, limas, papel filtro, pinzas, etc.

En caso de que se desee preparar algunos gases, es indispensable tener una cuba de agua y una de mercurio, las cuales deberán colocarse en la parte más bien iluminada del laboratorio.

Los reactivos deberán estar guardados en su caja especial, cerca de la mesa de manipulaciones. Hay que tener siempre agua destilada en abundancia.

Debo de recomendar que se tenga el mayor orden y la mayor limpieza en el laboratorio. Tan pronto como se acabe de usar un frasco hay que lavarlo muy bien y volverlo á poner en su lugar; las etiquetas de los frascos de reactivos deben ser cambiadas con frecuencia. Hay frascos que tienen grabado en el vidrio el nombre del reactivo, pero son de un precio un poco elevado.

Se necesitan morteros en el laboratorio : uno de fierro para triturar y pulverizar los cuerpos, dos de porcelana y uno de vidrio para moler las sales y hacer las mezclas, y, si es posible, uno de ágata para porfirizar las sustancias muy duras y reducirlas á polvo impalpable.

Las lámparas de alcohol son de uso muy cómodo para calentar, y permiten ejecutar sobre la mesa de trabajo, ebulliciones, calcinaciones, etc. Las lámparas de alcohol tienen una tapadera de cristal esmerilado en el interior para que tape herméticamente cuando no se usa la lámpara, pues si se deja destapada, el alcohol se evapora, la mecha se impregna de agua y cuesta trabajo que se encienda.

Se encuentran en el comercio lámparas con soportes especiales, muy cómodas para calentar cápsulas, matraces, etc.

Las espátulas son unos cuchillos planos de acero, muy útiles para la manipulación de las sales. Hay que tener dos cuando menos. Para las evaporaciones se hace uso de cápsulas. Éstas tienen la forma de un casquete esférico y están provistas de un pico para poder pasar fácilmente á otro frasco el líquido que contengan. Son de porcelana y deben tenerse de todas dimensiones, desde 3 hasta 25 centímetros de diámetro. Para algunas operaciones analíticas se requiere una cápsula de platino de 4 centímetros de diámetro.

Las cristalizadoras son unos vasos de vidrio de forma cilíndrica y poco profundas, en las que se somete á los líquidos á evaporación

espontánea para hacerlos cristalizar. Una cápsula de porcelana puede servir de cristalizadora.

Es conveniente tener algunas retortas y matraces para hacer destilaciones, y algunas docenas de copas para hacer disoluciones y reacciones que no exigen la ayuda del calor.

Los tubos de ensaye son rectos, tienen de 10 á 15 centímetros de largo por 15 milímetros de diámetro, están cerrados por una extremidad y son de vidrio muy transparente.

Estos tubos son indispensables para los ensayes por vía húmeda. Es necesario tenerlos por docenas, y se les dispone en un soporte de forma particular, donde quedan colocados verticalmente.

Sin embargo, cuando no se les use, es bueno colocarlos en un soporte inclinado, tanto para que se escurran fácilmente, como para que estén al abrigo del polvo.

Se necesitan también algunos embudos de vidrio, agitadores, frascos lavadores, tubos de vidrio de paredes delgadas, tapones de corcho, tapones y tubos de caucho, limas planas, triangulares y de *cola de ratón*, y las substancias que más tarde mencionaremos.

Un pequeño laboratorio, suficiente para

ejecutar todos los experimentos indicados en este libro, quedaría formado con los aparatos, útiles y substancias siguientes :

1 lima plana.	1 soplete.
1 lima redonda.	Alambre de cobre delgado.
1 lima de media caña.	Alambre de hierro delgado.
1 lima triangular.	1 fuelle.
1 lima de cola de ratón.	1 disco de corcho.
1 pinza.	1 voltámetro.
1 balanza con sus pesas.	2 pilas eléctricas.

Una colección de frascos con las siguientes substancias :

ácido sulfúrico.	iodo.
ácido nítrico.	fluoruro de potasio.
ácido clorhídrico.	fósforo.
ácido acético.	azufre.
ácido tártrico.	cobre en limadura.
ácido picrico.	sulfuro de hierro.
alcohol.	nitrate de potasio.
éter sulfúrico.	clorhidrato de amoníaco.
amoníaco.	arsénico.
potasa cáustica.	antimonio.
cal viva.	negro de humo.
bióxido de manganeso.	carbón animal.
clorato de potasa.	fragmentos de mármol blanco.
agua regia.	ácido oxálico cristalizado.
bromuro de potasio.	
ioduro de potasio.	
6 copas de ensaye.	2 frascos para gases.
6 agitadores.	1 soporte de tres anillos.
2 retortas, una tubulada y una sin tubular.	2 frascos de dos bocas.
2 campanas tubuladas.	3 frascos de tres bocas.
2 lámparas de alcohol.	13 tapones de goma con un taladro.
1 cuba para recibir gases.	500 gramos de tubo de vidrio.

2 tubos de seguridad.	3 cápsulas de porcelana.
1 metro de tubo de goma delgado.	2 espátulas.
1 plato de porcelana.	2 tubos en forma de U.
1 metro de tubo de goma grueso.	1 tubo de porcelana.
1 campana sin tubular.	2 morteros de bizcocho.
1 cubita de porcelana.	1 tubo grueso de cristal.
	3 matraces.
potasio.	níquel.
sodio.	plomo.
magnesio.	aluminio.
zinc.	mercurio.

CUESTIONARIO

¿Qué condiciones debe tener el cuarto destinado á laboratorio? — ¿Cuáles son los aparatos y útiles más necesarios para las manipulaciones? — ¿Qué precaución se debe tener con la lámpara de alcohol? — ¿Cuáles son los reactivos de uso más común?

Explicaciones del Profesor.

Definición é importancia de la Química. — Diferencia entre los fenómenos físicos y los fenómenos químicos. — El análisis y la síntesis. — Lavoisier y sus trabajos. — Higiene del Laboratorio.

II

ALGUNAS MANIPULACIONES

SUMARIO. — Cómo se agujeran los tapones de corcho.
— Manera de doblar los tubos de vidrio. — Empleo de las limas y de la lámpa a. — Tubos en punta.

Es de gran importancia que el estudiante se inicie en ciertas manipulaciones que hay que repetir á cada rato.

Los tapones de corcho sirven no solamente para obturar los frascos, sino también para ligar, con ayuda de tubos, las diversas partes de un aparato; se deben escoger tapones de corcho suave y homogéneo, que no tengan partes duras ni cavidades. Es claro que los tapones de goma prestan, en la mayoría de los casos, mejores servicios que los de corcho; pero aquéllos son caros, y bueno es que el estudiante sepa manejar los de corcho.

Para disminuir el volumen de los tapones gruesos, se sirve uno de unos cuchillos espe-

ciales de lámina delgada y larga, y se acaba de dar la forma al tapón por medio de limas planas.

Para practicar en un tapón los agujeros necesarios para el paso de tubos de vidrio, se comienza por taladrarlo con un punzón ó con una lima redonda, de muy pequeño calibre; se agranda en seguida el agujero con limas más y más gruesas, teniendo cuidado de que quede bien cilíndrico, con objeto de que se aplique exactamente sobre todos los puntos de la parte del tubo que ha de atravesarlo. Es, pues, necesario tener una colección completa de limas : lima plana, lima de media caña, lima triangular, lima de cola de ratón, etc.

Se emplean también en los laboratorios unos aparatos especiales para agujerear tapones, y que consisten en una serie de doce tubos huecos de latón, cuyo diámetro varía desde 3 hasta 29 milímetros; una de las extremidades de estos tubos está tallada en bisel y sirve de cortante, y la otra lleva lateralmente dos aberturas opuestas en las que entra una pequeña varilla de hierro que sirve de mango.

Los tubos de goma elástica son muy útiles para ligar aquellas partes de un aparato á las que se quiere dar cierta flexibilidad. Hay que

tenerlos de diversos diámetros, según el grueso de los tubos de vidrio á que haya que adaptarlos. No debe faltar en un laboratorio una balanza que permita pesar de 500 gramos á 1 decigramo; probetas graduadas, pipetas y matraces graduados, un buen termómetro de mercurio, aerómetros de Baumé y de Cartier, un alcoholímetro centesimal de Gay Lussac, un soplete, un microscopio y una buena colección de tubos de cristal de distintos diámetros.

Estos tubos los venden rectos; pero el estudiante debe aprender á darles todas las formas que sean necesarias. Puede hacerse uso, por regla general, de una simple lámpara de alcohol, pero en algunos casos es necesario el empleo del soplete.

Al calentar un tubo de cristal hay que observar ciertas precauciones : los tubos bruscamente calentados se revientan ó se quiebran, sobre todo cuando son gruesos. Para evitar accidentes basta colocar la parte que se desea calentar, á corta distancia de la extremidad de la flama y después ir la bajando poco á poco, cuidando de hacer girar al tubo sobre su propio eje. Después, ya que el tubo haya adquirido la forma deseada, se la sacará poco

á poco de la flama para que el enfriamiento no sea brusco.

Para cortar un tubo de vidrio en un punto determinado, se emplea la lima triangular. Basta hacer dos cortes con el borde de la lima y, después, acercando bastante los dedos de las dos manos al corte, hacer presión en sentido contrario. Luego se iguala la superficie cortada con la cara plana de la misma lima triangular.

Á menudo se ofrece estirar un tubo. Para esto se comienza por calentar la parte que se desea estirar, dándole dentro de la flama un movimiento de rotación. Ya que se sienta el vidrio muy suave, se aleja poco á poco la mano derecha de la izquierda. Si se estira muy fuerte, resultará un tubito muy delgado, verdaderamente capilar, pero sin resistencia.

Para cerrar un tubo de pequeño diámetro, basta dejar la extremidad en la flama; pero si el diámetro interior excede de medio centímetro, hay que ablandar los bordes y empujarlos hacia adentro con una varilla de vidrio; ésta se suelda contra el tubo; entonces se estira un poco para separar la parte alargada: la extremidad del tubo se cierra, pero adquiriendo un gran espesor; después no hay más

que calentar de nuevo hasta conseguir que se redondee bien.

Cuando se quiera formar una especie de embudo en la extremidad de un tubo, se coloca en la flama hasta que los bordes comiencen á fundirse, y luego se introduce en el tubo un carbón poco combustible, terminado en punta.

La operación de soplar una bola en un tubo exige alguna práctica y requiere el empleo de una buena eolípila ó de un soplete de vidriero. Se comienza por tapar una de las extremidades del tubo con un poco de cera blanda, en seguida se calienta la parte donde se quiere hacer la bola, y ya que esté suave el vidrio se acercan ambas manos para comprimir el vidrio reblandecido, se calienta otro poco, y después, sacando el tubo de la flama, se sopla por la extremidad abierta para que el aire comprimido obligue al vidrio á ensancharse. La insuflación debe hacerse progresivamente.

Por último, para doblar los tubos, que es la operación que más á menudo hay que llevar á cabo, se calienta el tubo en una extensión de 2 á 3 centímetros, y ya que está al rojo, se va doblando poco á poco, sacándolo ligeramente de la flama y cuidando de que las dos ramas queden en el mismo plano. Ya que el tubo

tenga la curvatura que se desea, se saca de la flama y se deja enfriar. Algunas veces sucede que en la parte convexa se forma un pliegue; en este caso hay que calentar de nuevo, tapar de un lado y soplar por la otra extremidad para corregir el defecto.

En todas estas operaciones recomendamos al estudiante de química mucha paciencia y perseverancia. No hay que desanimarse porque no se obtiene buen éxito la primera vez. La destreza sólo la da la práctica constante.

CUESTIONARIO

¿Qué aplicaciones tienen los tapones de corcho? — ¿Se emplean tapones de otra clase en los laboratorios? — ¿Qué clases de limas debe uno tener? — ¿Cómo se cierran los tubos de pequeño diámetro? — ¿Cómo se doblan los tubos y qué precaución se debe tomar? — ¿Cómo se estira un tubo?

Explicaciones del Profesor.

Ligeras ideas referentes á la extracción del corcho y del caucho. — Fabricación del acero y aplicaciones de este cuerpo en las artes y en la industria. — Fabricación del vidrio.

III

OXÍGENO

Simbolo, O.

Peso atómico, 16.

SUMARIO. — Preparación del oxígeno. — Combustión del fósforo y del carbón. — Propiedades. — Historia. — Aplicaciones.

Preparación. — Mézclese íntimamente en un mortero 50 gramos de clorato de potasa y 50 gramos de bióxido de manganeso y póngase esta mezcla en una retorta de cristal sostenida por un soporte de anillos. El cuello de la retorta comunica por medio de un tubo de goma con una cuba de agua donde hay unos frascos invertidos y llenos del mismo líquido. Se empieza á calentar la retorta suavemente con una lámpara de alcohol y hasta después de 5 minutos de estar paseando la flama por el fondo de la retorta, es cuando se deja la lámpara quieta, pues no hay que olvidar que siendo el vidrio mal conductor del calor, un calenta-

miento brusco originaría la ruptura del aparato. Las primeras burbujas que se desprenden por el tubo de goma son de oxígeno mezclado con aire, así es que no deben recibirse en los frascos. Para conocer si el gas que se des-

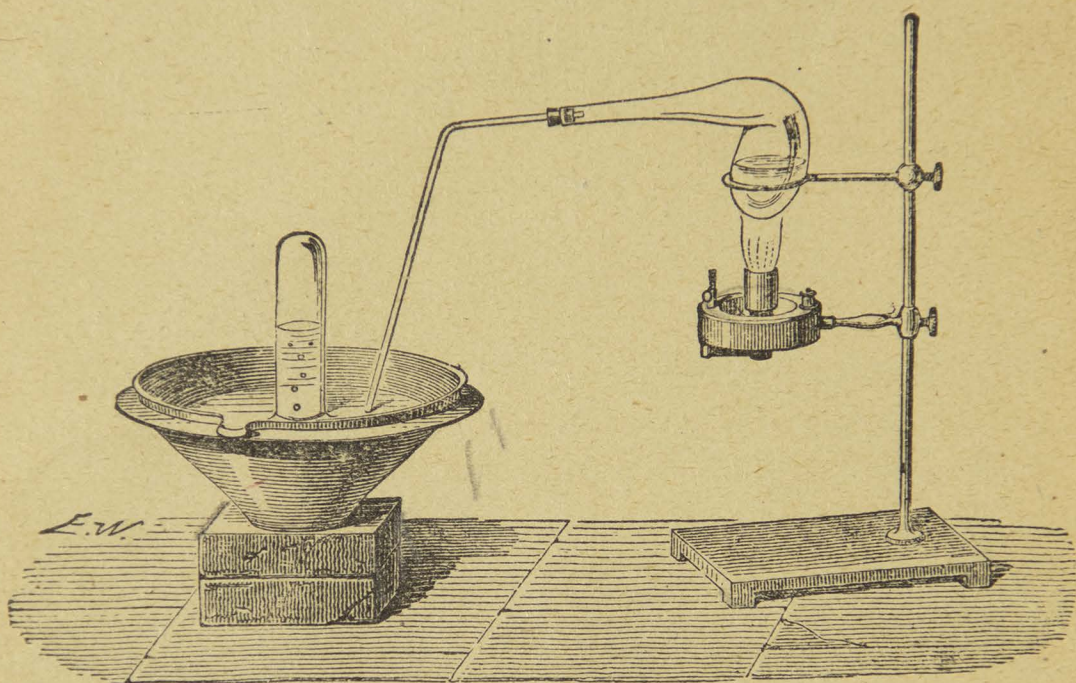


FIG. 1. — Preparación del oxígeno.

prende es ya oxígeno puro, se saca el tubo del agua y se acerca á su extremidad una vela encendida : la flama de la vela adquirirá un brillo notable.

Introducida la extremidad del tubo de goma dentro de la boca del frasco en que se va á recibir el gas, se ve que empiezan á subir las burbujas desalojando progresivamente el agua.

Una vez llenos todos los frascos que vayan á

usarse se saca el tubo del agua y después se retira la lámpara. Esta precaución es de suma importancia y hemos de insistir en ella. Teniendo el mayor cuidado en las preparaciones, jamás habrá que lamentar un accidente. Compréndase que si se quita la lámpara antes de sacar el tubo del agua, el gas al enfriarse se contrae y entonces la presión atmosférica obliga al agua á precipitarse dentro de la retorta, lo que podría causar la ruptura de ésta.

Este fenómeno se conoce en Física con el nombre de absorción.

Experimento. — Como el oxígeno es un gas más denso que el aire, hay que poner los frascos boca arriba para evitar el escape del gas.

Para esto, estando todavía la boca del frasco dentro del agua, se tapa muy bien con un disco de corcho y se invierte. No importa que quede un poco de agua dentro del frasco. Hay unas campanas tubuladas que permiten hacer los distintos experimentos dentro de la misma cuba; pero no es probable que se tengan esas campanas en los pequeños laboratorios por el hecho de que son caras. Se tiene dispuesto un disco de corcho atravesado por una varilla de

metal que sostiene en la parte inferior una cápsula de hierro, en la cual se pone un pequeño fragmento de fósforo ¹. Se incendia el fósforo acercándole un cerillo, é inmediatamente, aunque con precaución, se quita el corcho que cubría la botella y se substituye por el que

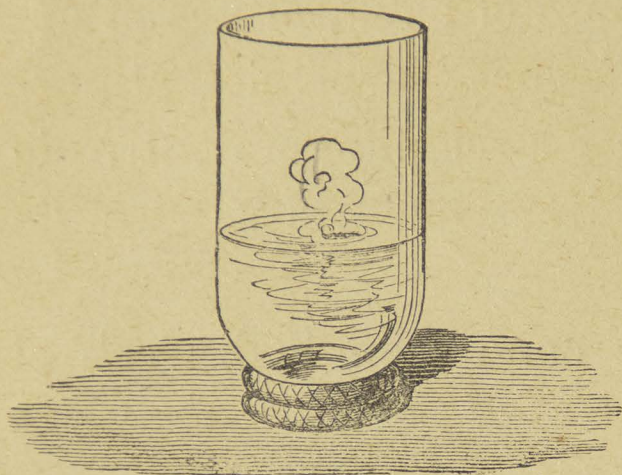


FIG. 2. — Combustión del fósforo.

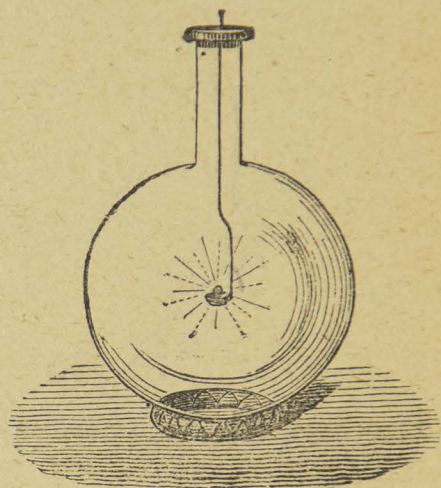


FIG. 3. — Combustión del carbón.

tiene la cápsula. El fósforo arde con una viva luz, blanca y deslumbradora, y el frasco se llena de unos humos blancos de anhídrido fosfórico que es el resultado de la combustión del fósforo.

Puede variarse el experimento poniendo, en lugar de fósforo, un pedacito de azufre, el cual

1. El fósforo es un cuerpo muy peligroso de manejar. Se conserva siempre en frascos llenos de agua, y para cortarlo debe hacerse también dentro del agua. Siempre que haya que sacar un pedazo de fósforo fuera del agua, hay que hacerlo con unas pinzas, pues ese metaloide produce en la piel fuertes quemaduras muy peligrosas, dolorosas y largas de curar.

arde con llama azul muy apacible; ó un pedacito de carbón encendido, el cual se consume rápidamente. Un alambre de hierro delgado, muy limpio, enrollado en espiral, y que lleva en la parte inferior una yesca encendida, arde con gran brillo, despidiendo vivísimas chispas.

El experimento más común consiste en introducir en una probeta llena de oxígeno, una vela apagada, pero cuya mecha contenga algunos puntos rojos; la vela se enciende inmediatamente y se observa que la combustión es muy activa.

Propiedades. — El oxígeno es un gas sin color, olor ni sabor (su densidad á 0°, y bajo la presión de 0^m76, es de 1,10 con respecto al aire; es muy poco soluble en el agua; es comburente; existe en el aire y es un elemento indispensable para la vida de los animales y las plantas; forma parte de la composición del agua. (Comprimido á la presión de 48 atmósferas y enfriado á menos 105°, ha sido posible licuarlo.)

(La reacción en el método de preparación que indicamos es muy sencilla: el clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno.

El bióxido de manganeso queda intacto y parece que no desempeña más papel que permitir la uniformidad de la temperatura é impedir que el clorato de potasio se transforme en perclorato.)

Historia. — El oxígeno fué descubierto en Inglaterra en 1774 por Priestley y por Scheele en Suecia. Dos años más tarde Lavoisier dió á conocer sus propiedades principales y el papel esencial que desempeña en la respiración y combustión. Lavoisier le dió el nombre de *oxígeno*, porque creyó que era el único cuerpo capaz de engendrar ácidos.)

Aplicaciones. — El oxígeno sirve para producir temperaturas elevadísimas; es, en el aire, el agente indispensable de la vida y la combustión; el oxígeno del aire interviene en la industria para la preparación del ácido sulfuroso, del ácido sulfúrico, de los ácidos arsénico y arsenioso, y en la de los óxidos de plomo y de zinc.)

CUESTIONARIO

¿Cómo se prepara el oxígeno? — ¿Qué precaución hay que tomar con el tubo de desprendimiento antes de apagar la lámpara? — ¿En qué consiste el fenómeno de la absorción? — ¿Qué peligros presenta el manejo imprudente del fósforo? — ¿Qué experimentos se pueden hacer con el

oxígeno? — ¿Qué propiedades tiene este cuerpo? —
¿Quién lo descubrió? — ¿Cuáles son sus aplicaciones?

Explicaciones del Profesor.

Composición del aire. — Importancia del oxígeno en los fenómenos de la vida. — La función clorofiliana. — Experimento de Lavoisier. — Cuerpos comburentes y combustibles.

IV

HIDRÓGENO

Símbolo, H.

Peso atómico, 1.

SUMARIO. — Preparación del hidrógeno. — **Harmónica química.** — **Propiedades del hidrógeno.** — **Historia.** — **Aplicaciones.**

Preparación. — En un frasco de dos bocas, de un litro de capacidad, colocamos 50 gramos de zinc cortado en pedazos, y 250 gramos de agua. Cada una de las bocas debe llevar un tapón de goma con un taladro. Por uno de los tapones pasa un tubo de seguridad, el cual debe penetrar en el agua, y por el otro tapón pasa un pequeño tubo encorvado en ángulo recto que no penetra en el agua. De este tubo sale un tubo de goma que va á dar á una cuba con agua donde está un frasco invertido lleno del mismo líquido que es donde se va á recibir el gas. Una vez dispuesto así el experimento y cuidando de que los tapones estén

bien apretados para evitar cualquier escape, se empieza á verter *poco á poco* 50 gramos de ácido sulfúrico concentrado. Esta operación hay que hacerla con precaución, pues siempre que se mezcla ácido sulfúrico con agua, se eleva mucho la temperatura; así es que ver-

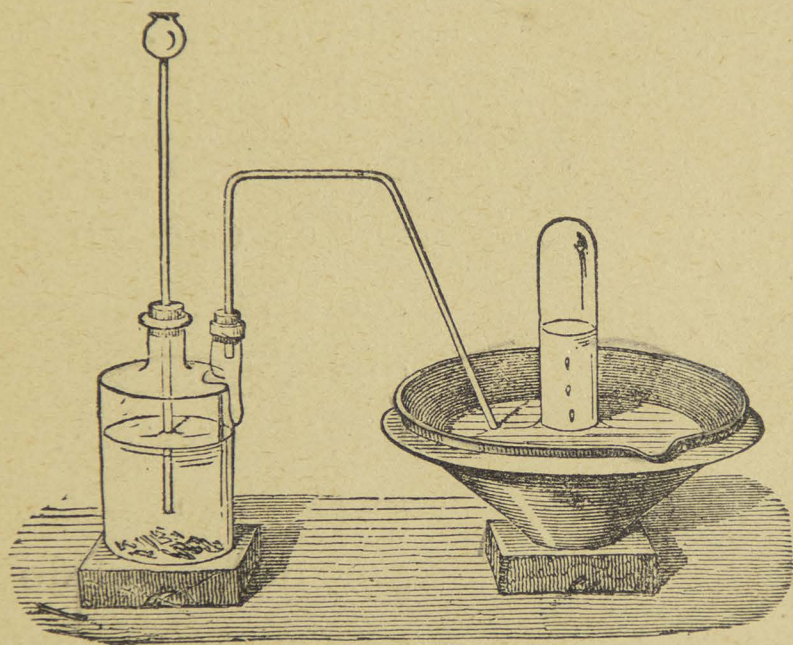


FIG. 4. — Preparación del hidrógeno.

tida una corta cantidad del ácido, se deja pasar un rato y después se vierte otra pequeña cantidad.

Tan pronto como caen las primeras gotas de ácido, se observa una viva efervescencia, es decir, que se desprenden numerosas burbujas del fondo del líquido, muchas de las cuales se depositan sobre los pedacitos de zinc. Se observa también que el agua toma un color blanquecino y que la temperatura del frasco

se eleva progresivamente. Todos estos fenómenos deben observarse con atención. Si la extremidad del tubo de goma está sumergida en el agua de la cuba, se verán salir burbujas

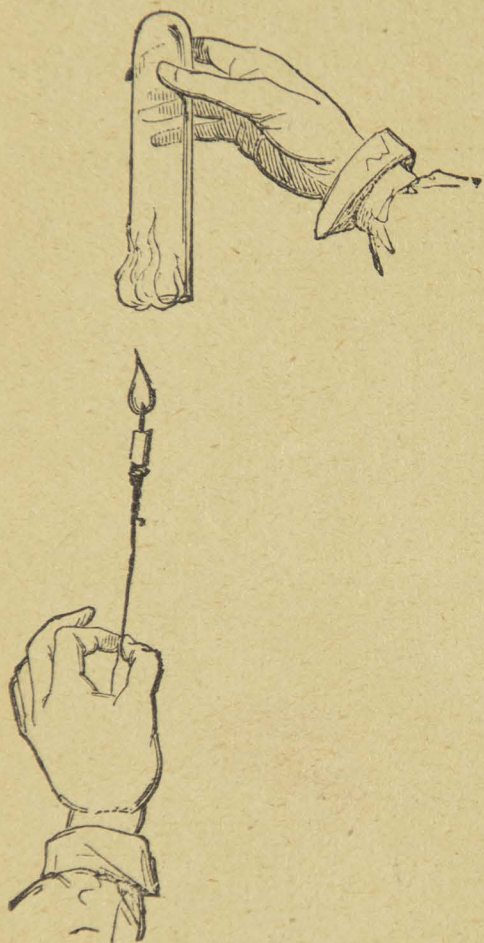


FIG. 5. — El hidrógeno es combustible.

que atraviesan el agua. Como se comprenderá fácilmente, estas burbujas son de aire mezclado con hidrógeno, así es que no deberán recibirse, sino que hay que dejar desperdiciar una buena cantidad de gas. Para saber si el gas desprendido ya no está mezclado con aire, se recibe en una pequeña probeta llena de agua. Una vez que la probeta está llena de gas, se saca del agua

verticalmente y se le acerca á la boca una velita encendida; si se escucha una detonación, el gas todavía está mezclado con el aire; si no se escucha la detonación, el gas está puro. Convencidos ya de esto, se introduce la extremidad del tubo de goma en la boca

del frasco en que se va á recibir el gas y entonces se verá que las burbujas gaseosas, por su menor densidad, van á ocupar la parte superior del frasco, desalojando progresivamente el agua. El gas que hemos recogido se llama hidrógeno, carece de color, olor y sabor.

Siendo menos denso que el agua, tenemos que sacar el frasco verticalmente y boca abajo para hacer nuestros experimentos. Si introducimos dentro del gas una vela encendida, se apaga; pero en cambio el gas arde, siendo su flama sumamente pálida, al grado de que al hacer el experimento en una pieza iluminada, la flama no se ve, pero al extraer la vela vuelve á encenderse, lo que demuestra que el gas se había quedado ardiendo. El hidrógeno es, pues, un gas combustible.

Experimento. — (Cámbiese el tubo en ángulo recto por un tubo derecho terminado en punta y enciéndase el gas. Si en seguida se rodea la flama con un tubo cilíndrico de cristal ó porcelana, se escuchará un sonido musical, algunas veces muy intenso, que se debe á las vibraciones producidas por la sucesiva condensación y dilatación de la masa gaseosa contenida dentro del tubo. Este expe-

rimento se conoce con el nombre de *harmónica química*.)

Propiedades. — El hidrógeno es un gas sin color, olor ni sabor; (su densidad á 0° y bajo la presión de 0^m76 es de 0'069 con respecto al aire;) es el menos denso de todos los

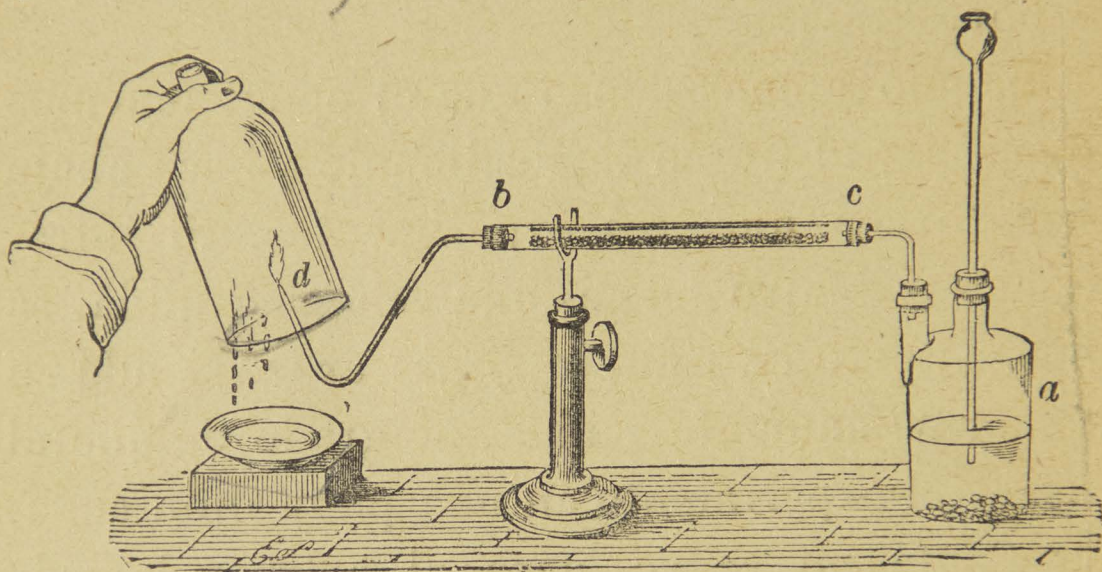


FIG. 6. — El hidrógeno al arder produce agua.

gases, es muy poco soluble en el agua. (Ha sido posible licuarlo á la presión de 99 atmósferas y á la temperatura de menos 174°.)

Explicaremos ahora las reacciones que se verifican en la preparación del hidrógeno. El zinc descompone al agua en presencia del ácido sulfúrico, combinándose con el oxígeno para formar óxido de zinc, y dejando al hidrógeno en libertad. El óxido de zinc se combina con el ácido sulfúrico y forma sulfato de zinc, el cual, por estar muy dividido y ser inso-

luble en el agua, da á ésta un color blanquecino.

Historia. — Paracelso, célebre químico que vivió en la primera mitad del siglo XVI, había observado la efervescencia que se manifiesta cuando se pone agua y aceite de yitriolo (ácido sulfúrico) en contacto del fierro. Sabía que se desprendía un gas y aseguraba que este gas era uno de los elementos del agua. Un siglo más tarde, Roberto Boyle llegó á recoger el gas producido por la reacción del fierro, del agua y del ácido sulfúrico; pero no se imaginó que se trataba de un cuerpo simple, diferente del aire. En los primeros años del siglo XVIII el químico Lemery inflamó el hidrógeno que salía del frasco en que se producía. Fué hasta 1766 cuando el célebre químico inglés Cavendish se dedicó al estudio de este gas, el que preparaba disolviendo zinc en ácido sulfúrico diluído con agua, procedimiento que se emplea todavía en los laboratorios.

Aplicaciones. — En virtud de su extrema ligereza, el hidrógeno se emplea para llenar los globos aerostáticos, habiendo sido el físico francés Charles el que primero hizo esta aplicación en 1783. *x asta agua*

Se emplea también en el soplete oxhídrico

para poner incandescente un cilindro de cal; el hidrógeno se usa para fundir el platino, la plata y el oro, y para soldar las planchas de plomo sin interposición de metal extraño.

CUESTIONARIO

¿Cómo se prepara el hidrógeno? — ¿Qué fenómenos se verifican al contacto del zinc con el ácido sulfúrico? — Al arder el hidrógeno, ¿qué cuerpo se produce? ¿En qué consiste el experimento de la harmónica química? — ¿Quién descubrió el hidrógeno? — ¿Qué aplicaciones tiene este gas?

Explicaciones del Profesor.

Análisis del agua. — Importancia de que este líquido sea abundante en las ciudades. — Condiciones que requiere el agua para ser potable. — La invención de los globos. — Importancia que han tenido los globos en los descubrimientos científicos. — Los globos sondas.

V

CUERPOS SIMPLES Y COMPUESTOS

SUMARIO. — Los abonos y las moléculas. — Metales y metaloides. — Los ácidos y las bases. — Los cuerpos neutros y las sales. — Nomenclatura y notación química.

Se admite que los cuerpos están formados por partes muy pequeñas, invisibles aun con la ayuda del microscopio, llamadas *moléculas*, las cuales no están en contacto unas con otras, sino que se hallan separadas por unos pequeños espacios llamados *espacios intermoleculares*. Las moléculas están á su vez formadas por otras partes diminutas llamadas *átomos*. *Átomo* quiere decir indivisible, que no se puede cortar, que no se puede fraccionar, así es que el átomo es el límite de la divisibilidad de la materia.

Hay moléculas muy sencillas y moléculas muy complicadas. La molécula del hidrógeno

se representa H^2 . H quiere decir hidrógeno, y el exponente ² indica que la molécula de este cuerpo está formada por dos átomos. La molécula del agua se representa H^2O . O quiere decir oxígeno, así es que H^2O nos indica que la molécula de agua está formada por tres átomos, de los cuales dos son de hidrógeno y uno de oxígeno. Esta molécula la podríamos representar de este modo : HOH. La molécula del ácido sulfúrico la representamos SO^4H^2 , es decir, que está formada por un átomo de azufre, cuatro átomos de oxígeno y dos átomos de hidrógeno. Vemos que es una molécula algo complicada, pues se compone de siete átomos.

∟ Tomemos el caso del alcanfor; su fórmula es $C^{10}H^{16}O$; es decir, que esta molécula se encuentra formada por veintisiete átomos, de los cuales, diez son de carbón, dieciséis de hidrógeno y uno de oxígeno. ∟

Dijimos que la molécula del hidrógeno se representa H^2 ó bien HH, mientras que la del agua se representa H^2O ó bien HOH. Vemos que los átomos del primer cuerpo son iguales, son homogéneos; mientras que los del segundo cuerpo no son iguales, son heterogéneos. Los cuerpos como el hidrógeno, el hierro, el

azufre, de los que no se puede extraer más que una sola clase de materia, se llaman *cuerpos simples*; los cuerpos como el agua, el ácido sulfúrico, el alcanfor, de los que podemos extraer dos ó más materias, se llaman *cuerpos compuestos*.

Los cuerpos simples se dividen en *metales* y *metaloides*.

Los metales son cuerpos dotados de un reflejo particular que se llama *brillo metálico*, son buenos conductores del calor y de la electricidad, y cuando se combinan con el oxígeno húmedo forman *hidratos*.

Los metaloides son cuerpos que, en lo general, carecen de brillo metálico; son malos conductores del calor y de la electricidad, y cuando se combinan con el oxígeno húmedo forman ácidos.

Como ejemplos de metales citaremos : el hierro, el zinc, el estaño, el cobre, el plomo, la plata, el oro, el platino.

Como ejemplos de metaloides : el azufre, el iodo, el carbón, el oxígeno, el nitrógeno, el cloro.

Los cuerpos compuestos se dividen en *ácidos*, *bases*, *cuerpos neutros* y *sales*.

Experimento. — Pongamos en seis copas

de ensaye tintura azul de tornasol¹ y dispon-
gamos junto á las cuatro primeras copas unos
pequeños frascos que contengan respectiva-
mente : ácido sulfúrico, ácido clorhídrico,
ácido nítrico y ácido fosfórico; junto á la
quinta copa ponemos un vasito con vinagre y
al lado de la última copa colocamos un medio
limón.

Es bueno tener á la mano un lebrillo con
agua, media docena de agitadores y un trapo.

Mojamos ligeramente un agitador en el
frasco que contiene el ácido sulfúrico y lo
sumergimos luego en la primera copa. Agi-
tamos un poco, y vemos que *el color de la
tintura cambia de azul á rojo*. Dejamos el
agitador en el lebrillo con agua, mojamos otro
agitador en el ácido clorhídrico, lo llevamos
á la segunda copa, y el efecto es el mismo :
la tintura se pone roja. Lo mismo sucederá
en la tercera copa, y en la cuarta si emplea-
mos el ácido nítrico y el ácido fosfórico. Si
dejamos caer en la quinta copa unas gotas de
vinagre (*ácido acético*) y si dejamos caer en
la sexta copa un poco de jugo de limón (*ácido*

1. En las droguerías venden el tornasol en grano. Se pulve-
riza y se mezcla con agua en la proporción de 10 gramos de
tornasol por 100 de agua. Después se filtra y se guarda en un
frasco de cristal obscuro, con tapón de cristal.

cítrico), la tintura se pondrá también roja.

Una vez hechas todas estas operaciones, ya tenemos derecho para decir que *los ácidos son cuerpos que tienen la propiedad de enrojecer la tintura azul de tornasol*. Los ácidos tienen, además, en lo general, un sabor agrio y ardiente.

Experimento. — Tenemos las seis copas del experimento anterior con tintura de tornasol enrojecida por la acción de seis ácidos diferentes. Si vertemos en la primera copa unas gotas de potasa, la tintura recobrará su color azul; si en la segunda copa ponemos unas gotas de sosa, la tintura recobrará igualmente su color azul; igual cosa sucederá si en las demás copas vamos poniendo, respectivamente, agua de cal, amoníaco, agua de barita, magnesia, estronciana.

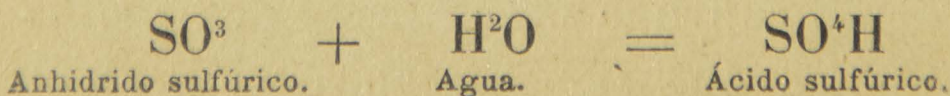
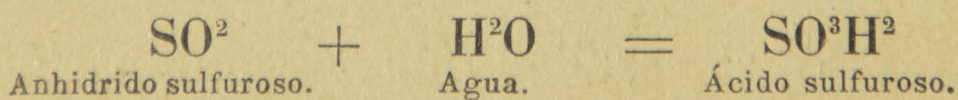
Los cuerpos que, como la potasa, sosa, cal, etc., tienen la propiedad de volver á su color azul á la tintura de tornasol enrojecida por los ácidos, reciben el nombre de *bases*. Tienen un sabor acre y enverdecen el jarabe de violetas.

Una *sal* es el resultado de la combinación de un ácido con una base. Las sales *neutras* son aquellas que no ejercen acción alguna

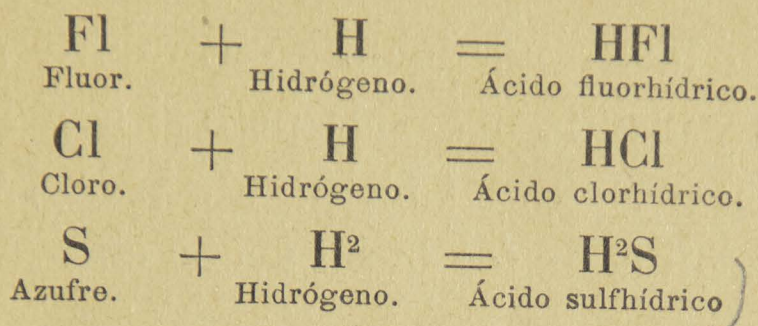
sobre la tintura azul de tornasol. Si la sal pone roja á la tintura se llama *sal ácida* y si la sal pone azul á la tintura ya enrojecida se llama *sal básica*.

(Cuando un metaloide se combina con el oxígeno puede dar nacimiento á un *anhidrido* ó á un *cuerpo neutro*. El carbono, por ejemplo, se combina con dos átomos de oxígeno y forma un compuesto que se llama *anhidrido carbónico* (CO^2); y si se combina solamente con un átomo de oxígeno forma un compuesto neutro llamado óxido de carbono (CO).

Pero puede suceder que un metaloide se combine en diversas proporciones con el oxígeno, formando distintos *anhidridos*. En este caso, el que tiene menos oxígeno toma la terminación *oso*, y el que tiene más oxígeno toma la terminación *ico*. El azufre, por ejemplo, forma el *anhidrido sulfuroso* (SO^2), y el *anhidrido sulfúrico* (SO^3). Siempre que un anhidrido se combina con agua, resulta un ácido. Así es que



Algunos metaloides combinándose directamente con el hidrógeno forman ácidos, y entre ellos los hay que son muy enérgicos :

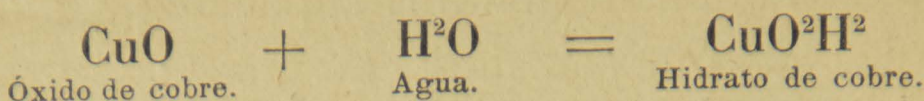


Vemos, pues, que *no hay ácido que no contenga hidrógeno*; (en otros términos : para que un cuerpo sea ácido necesita forzosamente contener hidrógeno. Lavoisier¹ dió al *oxígeno* este nombre porque lo creyó el cuerpo por excelencia para engendrar *ácidos*; pero la ciencia moderna ha demostrado que ese nombre convenía mejor al *hidrógeno*, pues este cuerpo es el indispensable para la formación de los ácidos.)

Un metal se combina con el oxígeno y forma *óxidos*. (Las partículas *proto*, *sesqui*, *bi*, *tri*, etc., indican la proporción de oxígeno. Si un óxido se combina con el agua resulta un *hidrato metálico*.)

1. Lavoisier, célebre químico francés del siglo XVIII. Se le debe considerar como el padre de la química moderna. Fué una de las víctimas de la Revolución Francesa. Un sabio tan ilustre murió en la guillotina como el asesino más vulgar.

EJEMPLO :



Ahora bien, un ácido se combina con un hidrato y resulta una sal; pero si el ácido termina en *oso* la sal termina en *ito*, y si el ácido termina en *ico* la sal acaba en *ato*.

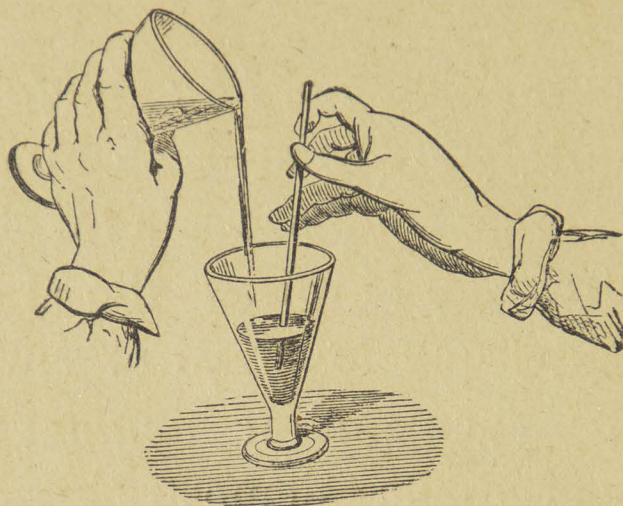


FIG. 7. — Un ácido y un hidrato forman una sal.

El ácido sulfúrico forma *sulfatos*.

El ácido fosfórico forma *fosfatos*.

El ácido nítrico forma *nitratos*.

En cambio

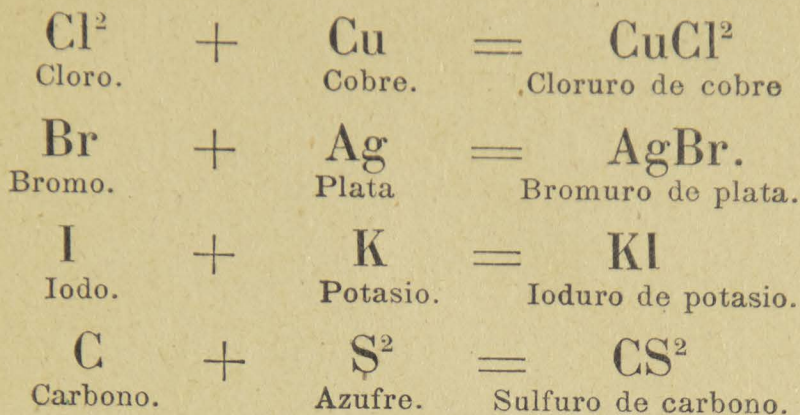
El ácido sulfuroso forma *sulfitos*.

El ácido fosforoso forma *fosfitos*.

El ácido nitroso forma *nitritos*.

Toda combinación de un metal con un metaloide ó de dos metaloides entre sí, no interviniendo el oxígeno, toma la terminación

uro, mencionándose primero el nombre del cuerpo más electro-negativo.



Las combinaciones de dos metales reciben el nombre de *ligas* ó *aleaciones*.

(Hay algunos cuerpos compuestos que obran en las reacciones como si fueran cuerpos simples. Se les da el nombre de *radicales*; ejemplo el *cianógeno*, formado de carbono y nitrógeno (CN), y el *amonio*, formado de nitrógeno é hidrógeno (NH^4).

(Los cuerpos neutros no son ácidos ni básicos, como el *óxido de carbono*, el *hidrógeno carbonado*.)

En la *notación química* se acostumbra representar á los cuerpos con la primera letra de su nombre. Así el oxígeno se representa con la letra O, el hidrógeno con la letra H, el carbono con la letra C, el nitrógeno con la letra N, etc., etc. Cuando dos ó más cuerpos comienzan con la misma letra, se representan

con la primera letra (que se escribe mayúscula) seguida de la segunda ó tercera (que se escribe minúscula).

EJEMPLOS :

Carbono, C; Calcio, Ca; Cadmio, Cd; Cesio, Ce; Cobalto, Co; Cromo, Cr.

Manganeso, Mn; Magnesio, Mg.

El azufre se representa S porque viene del latín *sulfur*; el fósforo Ph, porque viene del latín *phosphorus*; el potasio se representa K, porque viene del latín *Kallium*, etc.

En las *sales aloides* se acostumbra poner primero el símbolo del metal y luego el del metaloide; por ejemplo :

NaCl, cloruro de sodio.

(KI, bromuro de potasio.)

(AgS, sulfuro de plata.)

En las *oxisales* se escribe primero el símbolo del metaloide del ácido, luego el del oxígeno y al último el del metal.

EJEMPLOS :

Nitrato de potasio, NO^3K .

(Sulfato de níquel, SO^4Ni .)

(Carbonato de plomo, CO^3Pb .)

Si se quiere representar dos ó más moléculas de una sal, se pone á la izquierda de la fórmula de la sal la cifra que indica el número de mo-

léculas; así, si escribimos $4\text{CO}^3\text{Pb}$, queremos expresar cuatro moléculas de carbonato de plomo. †

CUESTIONARIO

¿Cómo están formados los cuerpos? — ¿Qué diferencia hay entre los metales y los metaloides? — ¿Qué división se ha hecho de los cuerpos compuestos? — ¿En qué se distingue un ácido de una base? — ¿De qué resultan los anhídridos? — ¿Qué es una sal? — ¿Cómo se representa á los cuerpos en la escritura química?

Explicaciones del Profesor.

Constitución de la materia. — Los tres estados de los cuerpos. — El estado esferoidal y el estado radiante. — Conductibilidad de los cuerpos para el calor y la electricidad.

VI

NITRÓGENO

Símbolo, N.

Peso atómico, 14.

SUMARIO. — Preparación del nitrógeno. — Historia.
Aplicaciones.

Preparación. — En la superficie del agua de una cuba se coloca un disco de corcho que sostiene una cápsula en la que se pone un fragmento de fósforo. Se inflama el fósforo é inmediatamente se cubre todo con una campana de cristal, cuidando de que la campana penetre un poco en el agua. Se ven producirse unos humos blancos de anhídrido fosfórico que poco á poco se van disolviendo en el agua. Cuando se aclara la atmósfera interior y conforme se va enfriando el gas, se observa que el nivel del agua sube dentro de la campana. El fósforo se combinó con el oxígeno del aire y quedó como residuo el nitrógeno. Este procedimiento no

produce nitrógeno completamente puro, pues contiene algo de oxígeno, vapores de fósforo y ácido carbónico. (Se puede purificar introduciendo en la campana unos cilindros de fósforo que permanezcan ahí por algunas horas. Los

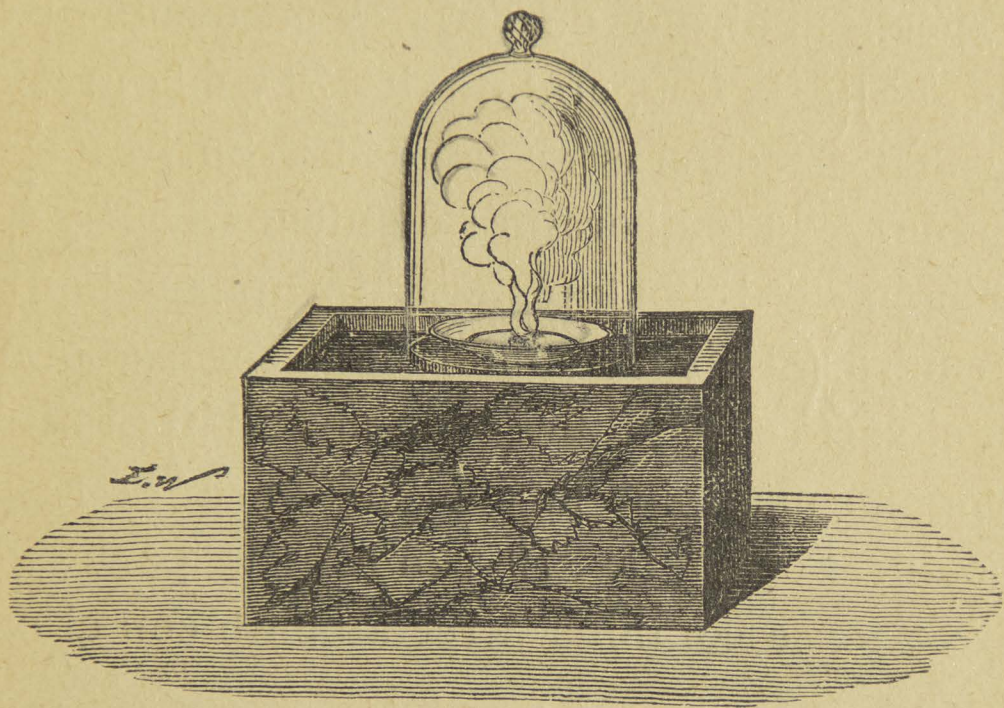


FIG. 8. — Preparación del nitrógeno.

vapores de fósforo se eliminan haciendo llegar unas burbujas de cloro y el ácido carbónico se quita agitando el gas con una disolución de potasa.)

Experimento. — En una probeta que contenga nitrógeno, introducimos una vela encendida y veremos que inmediatamente se apaga. Esta propiedad es también común al ácido carbónico; pero como veremos más adelante, se distingue uno de otro en que el ácido carbó-

nico enturbia el agua de cal y enrojece la tinctura azul de tornasol, mientras que el nitrógeno no tiene ninguna de esas dos propiedades.

Propiedades. — El nitrógeno es un gas incoloro, inodoro y sin sabor. Su densidad con respecto al aire es de 0'97; es poco soluble en el agua. Á la temperatura de 13° y á la presión de 200 atmósferas se condensa en forma de niebla. Á la temperatura de menos 136° y á la presión de 150 atmósferas forma un líquido incoloro. El nitrógeno líquido al ser evaporado en el vacío se solidifica á menos 204°. El nitrógeno no mantiene la combustión ni la respiración. Forma las 79 centésimas partes del aire y no se combina directamente con el oxígeno.

Historia. — El nitrógeno fué descubierto en el año 1772 por el físico Rutherford, quien estudió sus propiedades principales. Existe en el aire mezclado con el oxígeno, y se encuentra en estado de combinación en un gran número de substancias vegetales y animales y en algunas substancias minerales.

Aplicaciones. — El nitrógeno se emplea en los laboratorios para reemplazar el aire de las vasijas en que se han de conservar substancias que no deban estar en contacto del aire. Sirve

en la atmósfera para moderar la acción enérgica del oxígeno y para la alimentación de las plantas. Constituye uno de los elementos esenciales de cierto número de materias minerales y vegetales y de la mayoría de la substancias animales.

Los carnívoros toman de la carne de los animales herbívoros el nitrógeno que necesitan para su vida, y si se alimentan con substancias que carecen de nitrógeno, se debilitan y enflaquecen rápidamente y aun pueden morir.

La carne de los herbívoros es nitrogenada porque las plantas con que se alimentan han tomado directamente el nitrógeno del aire.

QUESTIONARIO

¿ Cómo se prepara el nitrógeno? — ¿ En qué se distingue el nitrógeno del ácido carbónico? — ¿ Qué propiedades tiene el nitrógeno? — ¿ Quién lo descubrió? — ¿ Cuáles son sus propiedades? — ¿ Qué aplicaciones tiene?

Explicaciones del Profesor.

Papel importante del nitrógeno en el aire atmosférico. — Los compuestos azoados ó nitrogenados. — Los alimentos plásticos.

VII

ÁCIDO NÍTRICO

Símbolo, NO^3H .

Peso atómico, 63.

SUMARIO. — Preparación del ácido nítrico. — Acción del ácido nítrico sobre el cobre. — Propiedades y aplicaciones.

Preparación. — En una retorta de vidrio de 500 centímetros cúbicos de capacidad, sin tubular y de cuello largo y estrecho, se introducen 85 gramos de nitrato de sosa seco, teniendo cuidado de limpiar muy bien el cuello de la retorta; manteniendo la retorta con el cuello hacia arriba, se mete un tubo largo terminado por un embudo, por el que se vierte 100 gramos de ácido sulfúrico concentrado. En seguida se pone la retorta sobre un soporte de anillos y se hace que su extremidad penetre en el cuello de un matraz; éste debe quedar sumergido en una bandeja de agua fría. Se calienta suavemente la retorta con una

lámpara de alcohol; el ácido sulfúrico descompone el nitrato de sosa : se produce sulfato de sosa y ácido nítrico que va á dar al matraz.

Al principio de la operación la retorta se llena de vapores amarillos; bien pronto se

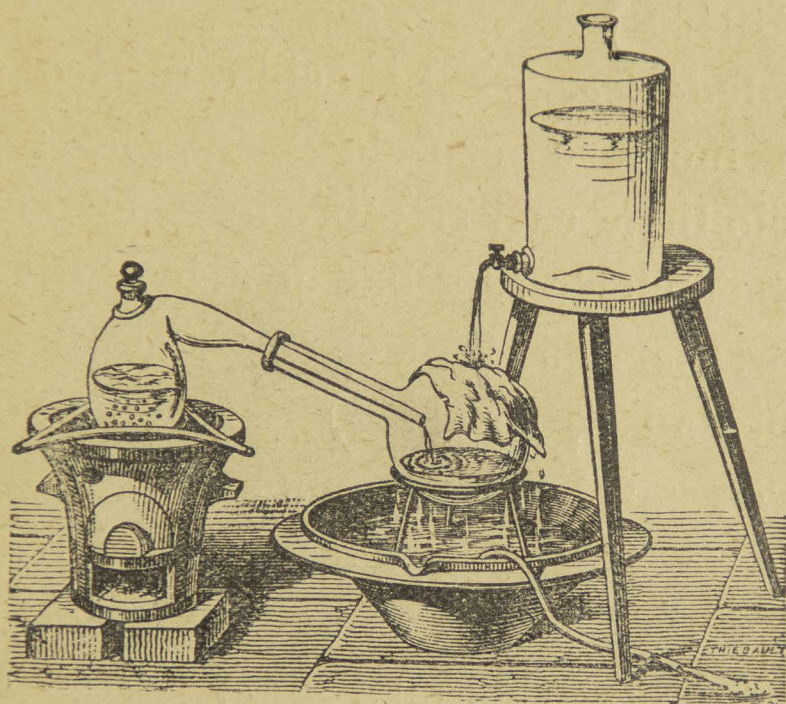


FIG. 9. — Preparación del ácido nítrico.

eleva la temperatura, el ácido nítrico entra en ebullición y destila. Cuando vuelvan á aparecer los vapores amarillos, la operación debe darse por terminada.

☞ En lugar de los 85 gramos de nitrato de sosa, puede emplearse 101 gramos de nitrato de potasa.

Experimento. — En un tubo de ensaye se pone una corta cantidad de limadura de cobre y se trata por unas gotas de ácido nítrico.

Inmediatamente se desprenden abundantes vapores amarillos dotados de mal olor y que provocan tos. Añadiendo un poco de agua, resulta un líquido de hermoso color azul.

El cobre es, pues, un excelente reactivo del ácido nítrico.)

Propiedades. — El ácido nítrico es un líquido incoloro cuando está puro; en el comercio tiene casi siempre un color amarillo que debe á cierta cantidad de ácido hiponítrico disuelto; hierve á 123° y se congela á menos 50. Su densidad es de 1.52.) Es un ácido muy enérgico; enrojece fuertemente la tintura de tornasol y mancha de amarillo la piel.

(Raimundo Lulio, célebre alquimista, descubrió el ácido nítrico en 1525.)

Aplicaciones. — El ácido nítrico se emplea para la preparación del ácido oxálico, del ácido benzoico, del agua regia y de otros muchos productos; se emplea para el grabado en cobre y en acero; para ensayar el oro y las monedas; para limpiar los metales; en medicina se emplea como cáustico para destruir las verrugas y ciertos humores.

CUESTIONARIO

¿Cómo se prepara el ácido nítrico? — ¿Que acción ejerce el ácido nítrico sobre el cobre? — ¿Cuáles son sus

propiedades? — ¿Quién lo descubrió? — ¿Qué aplicaciones tiene?

Explicaciones del Profesor.

Existencia del ácido nítrico en las aguas de lluvia. — Su papel en la vegetación. — Acción del ácido nítrico sobre los metales.

VIII

CLORO

Símbolo, Cl.

Peso atómico, 35,5.

SUMARIO. — Preparación del cloro. — La solución acuosa. — Combinación del cloro y el cobre. — Propiedades. — Historia. — Aplicaciones. — Compuestos del cloro.

Preparación. — En un matraz colocado sobre un soporte de anillos se ponen 60 gramos de bióxido de manganeso. El matraz tiene un tapón de caucho de dos taladros; por uno de los taladros pasa un tubo de seguridad y por otro un tubo de desprendimiento que va á dar á un frasco de tres bocas donde hay un poco de agua destinada á lavar el gas que va á producirse. Hay que fijarse en que el primero y el segundo tubos deben penetrar en el agua, y el tercero, que no penetra, va á comunicar con una probeta de pie donde hay cloruro de calcio para desecar el gas y de aquí sale un tubo de

desprendimiento que va á dar hasta el fondo de un frasco de boca ancha lleno de aire.

Por el tubo de seguridad se va vertiendo poco á poco 100 gramos de ácido clorhídrico, y después se calienta suavemente con una lám-

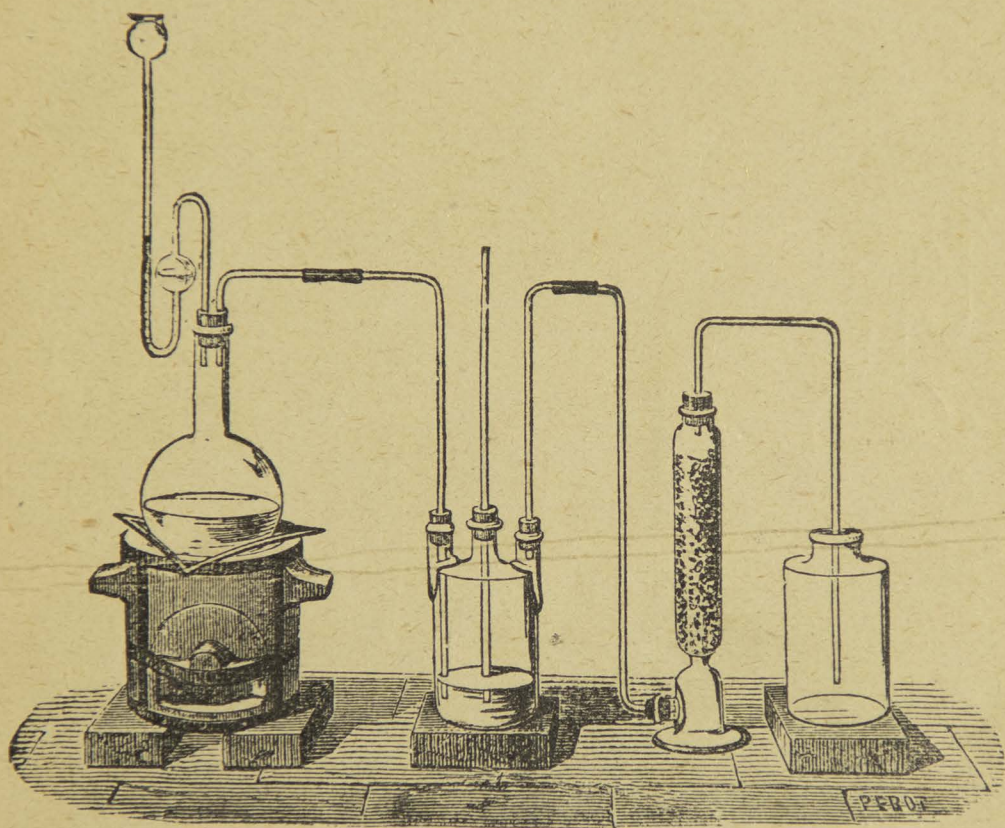


FIG. 10. — Preparación del cloro.

para de alcohol. Entonces comienza á desprenderse un gas amarillo verdoso que atraviesa el agua del frasco lavador y deja ahí lo que pudiera llevar de ácido clorhídrico y de cloruro de manganeso; se seca en el cloruro de calcio y por fin va á dar al frasco de boca ancha.

Experimento. — Para obtener el cloro di-

suelto en el agua se hace pasar el gas por una serie de frascos de Woulf, á continuación de los cuales se coloca una probeta con una disolución alcalina que tiene por objeto absorber el sobrante de cloro. La disolución llamada

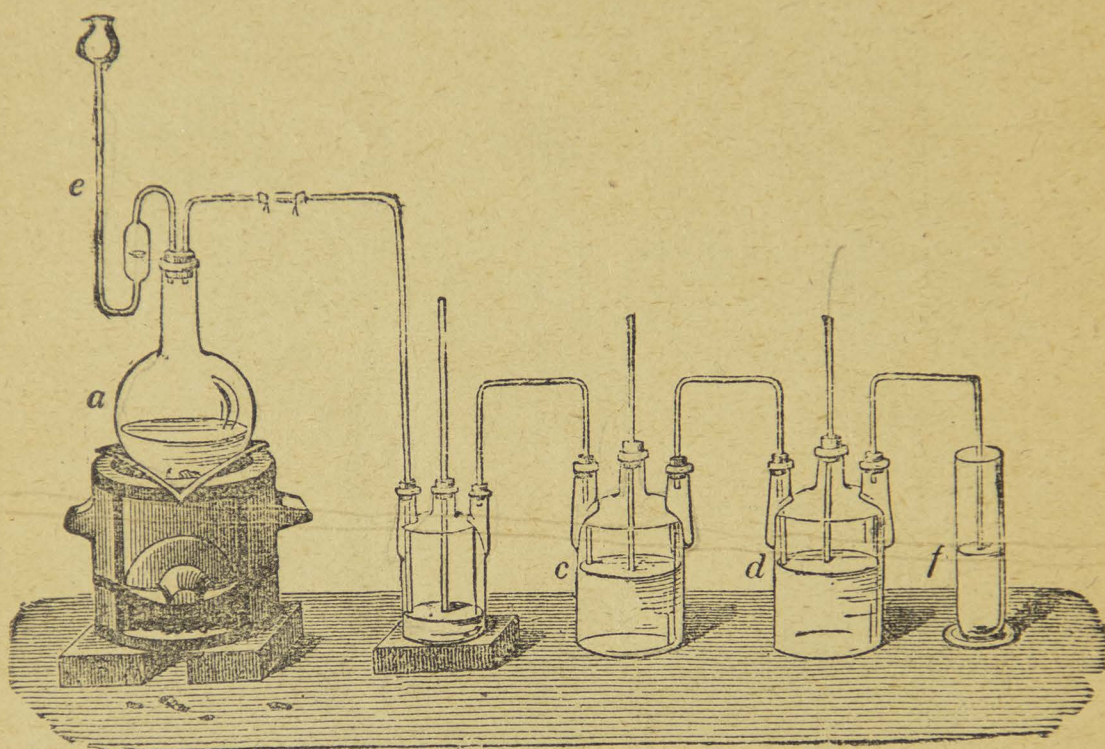


FIG. 11. — Preparación a solución acuosa de cloro

agua de cloro se suele usar en los laboratorios en vez del gas, porque se maneja con más facilidad, pero tiene el inconveniente de alterarse con el tiempo

Experimento. — En un frasco que contenga cloro se introduce una espiral de cobre que lleva en el extremo un pedacito de yesca encendida; entonces se ven caer unas gotitas incan-

descentes que no son otra cosa que cloruro de cobre.

Propiedades. — El cloro es un gas amarillo verdoso, de olor fuerte é irritante, su densidad á 0° y bajo la presión de 0^m76 es de 2.44 con relación al aire, es muy soluble en el agua, ha sido posible licuarlo enfriándolo á 0° y comprimiéndolo á 6 atmósferas; se le puede solidificar enfriándolo á menos 102°.

Historia. — A principios del siglo XVII el químico alemán Glauber, creyó entrever la existencia del cloro; pero realmente su descubrimiento se debe á Scheele, quien lo llevó á cabo en 1774. El ilustre sueco, examinando una sustancia mineral cuya existencia era todavía desconocida, tuvo la dicha de encontrar cuatro cuerpos nuevos : el oxígeno, el cloro, el manganeso y el bario. Este notable trabajo



FIG. 12. — Combinación del cloro y el arsénico.

duró tres años. Nada más que Scheele se equivocó en la naturaleza verdadera del cloro; lo tomó por un ácido particular al cual le dió el nombre de ácido marino. En 1811 Gay Lussac y Davy demostraron que este cuerpo era un verdadero elemento y Davy le dió el nombre de cloro, que significa *amarillo verdoso*, por ser éste el color del gas.

Aplicaciones. — El cloro se emplea principalmente para blanquear las telas, (procedimiento propuesto por Berthollet en 1785;) es un excelente desinfectante y sirve para que recobren el sentido las personas asfixiadas con el ácido sulfhídrico; sirve para destruir los miasmas y preservar del rigor de las epidemias; se emplea mucho en la fabricación de cloruro doble de aluminio y sodio que se emplea en la fabricación del aluminio; se emplea para borrar las manchas de tinta para blanquear la pasta con que se hace el papel.

Compuestos del cloro. — Los compuestos principales del cloro son : el ácido hipocloroso, el cloroso, el hipoclorítico, el clórico, el perclórico y el clorhídrico.

CUESTIONARIO

eele s
 ra de
 al cu
 n 181
 ue es

¿Cómo se prepara el cloro? — ¿Por qué no se puede
 absorber este gas ni en agua ni en mercurio? — ¿Cuáles son
 las propiedades del cloro? — ¿Quién lo descubrió? — ¿Qué
 aplicaciones tiene y cuáles son sus compuestos princi-
 pales?

Davy l

Explicaciones del Profesor.

marill
)
 princi
 procedi
 785;) e
 tra qu
 fixiada
 destrui
 s epide
 ión de
 que s
 o; se l
 tinta
 hace e

Papel del cloro como desinfectante. — Trabajos que
 debe la química á Scheele. — Importancia de los hipoclo-
 ritos.

princi

procedi

785;) e

tra qu

fixiada

destrui

s epide

ión de

que s

o; se l

tinta

hace e

puesto

ipoclo

rico, e

IX

AZUFRE

Símbolo, S.

Peso atómico, 32.

SUMARIO. — Las tierras sulfurosas. — Propiedades y extracción del azufre. — Sus aplicaciones.

El azufre es un cuerpo simple que se conoce desde hace muchos siglos. Esto, unido al gran número de servicios que presta en cualquier estado en que se presente en la naturaleza, ya sea solo ó combinado con otro cuerpo, hace que su estudio sea de gran interés.

Se encuentra al estado natural puro ó mezclado con materias terrosas en las distintas capas que forman el globo terrestre. Se encuentra también en las rocas formando capas, vetas ó montones, ya sea cristalizado, en granos ó en polvo; pero sobre todo donde más abunda es en los volcanes en ignición, como sucede en una de las islas de Lipari, donde en lugar de lava hay en el fondo del cráter azufre en ebu-

llición. Á las tierras impregnadas de azufre á una profundidad de cerca de 10 metros, se les da el nombre de *tierras sulfurosas* ó *solfataras*.

Los químicos de la antigüedad reconocieron la existencia del azufre en algunas plantas, como el berro, el rábano, el nabo, las semillas de la mostaza, las cebollas, etc. Y más tarde se descubrió que también se encontraba en algunas flores, como las de la madreselva y del naranjo. Ciertas materias animales contienen azufre en cantidad muy pequeña, como sucede en los huevos, el cuajo de la leche, la lana, el cabello, la materia cerebral, etc.

Propiedades. — El azufre puro es de un color amarillo limón, no tiene olor ni sabor. Sin embargo, cuando se frota, adquiere un ligero olor y la propiedad de atraer á los cuerpos ligeros. Por lo regular es translúcido ó transparente. Es opaco cuando se somete á una temperatura bastante elevada, en cuyo caso se hace muy quebradizo. Si se examina entonces al microscopio se verá que está formado de cristales octaédricos, unidos unos á continuación de otros, como las cuentas de un rosario.

El azufre tiene la particularidad de crista-

lizar de dos maneras : en octaedros ó en prismas. Cristaliza en prismas cuando después de haber pasado al estado líquido, se dejá enfriar lentamente, en cuyo caso se forman unas barritas transparentes compuestas de prismas oblicuos.

El azufre se funde á los 111° y medio, y forma un líquido de color amarillo que, enfriado lentamente, cristaliza en azufre amarillo y duro; pero si en lugar de enfriar el líquido se va aumentando la temperatura á 220° , el líquido se vuelve muy espeso y de un color obscuro. Si en estos momentos se sumerge en agua, el azufre se vuelve transparente y conserva su mismo color obscuro. En este estado es sumamente dúctil, pudiéndose sacar hilos tan finos como un cabello, de varios decímetros de longitud.

Si el azufre fundido á los 111° y medio, se somete al mismo tratamiento, se hace por el contrario quebradizo.

Si se calienta el azufre en un vaso cerrado, entra en ebullición á los 440° y desprende vapores de color amarillo que se condensan al ponerse en contacto con un cuerpo frío. Al condensarse los vapores forman un polvo muy fino que se conoce con el nombre de *flor de*

azufre, y que examinado al microscopio se ve que son globitos que contienen en su interior azufre líquido que cristaliza tan pronto como se rompe la envoltura que lo contiene.

El azufre es un cuerpo muy combustible; arde con una flama azulada y produce vapores

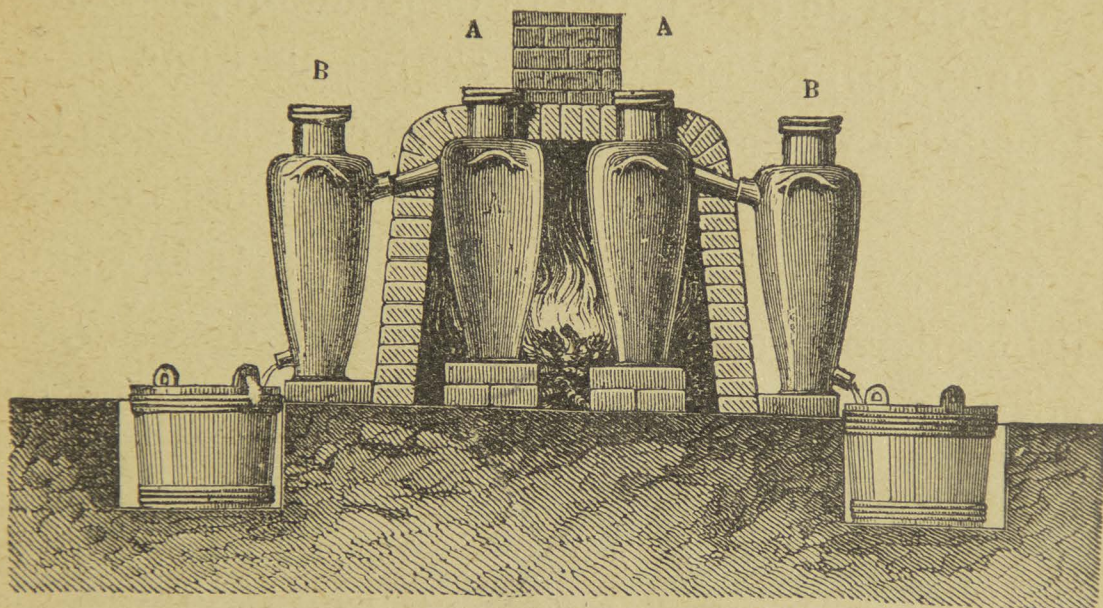


FIG. 13. — Purificación del azufre.

de un olor muy conocido; se forma *anhidrido sulfuroso*.

Si la combustión del azufre tiene lugar en un frasco con oxígeno puro, arde más aprisa y produce un volumen de anhidrido sulfuroso casi igual al del oxígeno. Cuando el aire ó el oxígeno en que arde el azufre están muy húmedos, el vapor que se desprende está más cargado de oxígeno, y entonces se le da el nombre de *ácido sulfúrico*.

El agua no ejerce, á ninguna temperatura, acción disolvente sobre el azufre; no sucede lo mismo con la bencina, la esencia de trementina, y sobre todo el sulfuro de carbono (que disuelve el 38 por 100 en frío y el 73 por 100 en caliente.)

Se obtiene el azufre por destilación poniendo arenas impregnadas de azufre en unas ollas tapadas en la parte superior y colocadas en un horno. Estas ollas comunican, fuera del horno, con otras ollas que tienen en la parte inferior un agujero por donde sale el azufre disuelto, el cual va á dar á unas cubas con agua donde se solidifica.

Para refinar el azufre impuro se usa el siguiente procedimiento : en una caldera que está cerca del horno se pone azufre fundido que va á dar á una cámara con la cual está en comunicación.

El azufre entra en ebullición en la caldera y desprende vapores que van á dar á un gran depósito de mampostería, cuyo suelo está algo inclinado. Lateralmente, hay una puerta que se abre, cuando se cree oportuno, para sacar la flor de azufre, que no es otra cosa que el vapor condensado.

Cuando los vapores están á una temperatura

de 113° , el azufre se funde y sale líquido por la abertura que está cerca del piso del aparato.

El azufre líquido se coloca en unos moldes cónicos humedecidos interiormente, y de esta manera se obtiene lo que se llama azufre en *canutillos* ó en *cañones*.

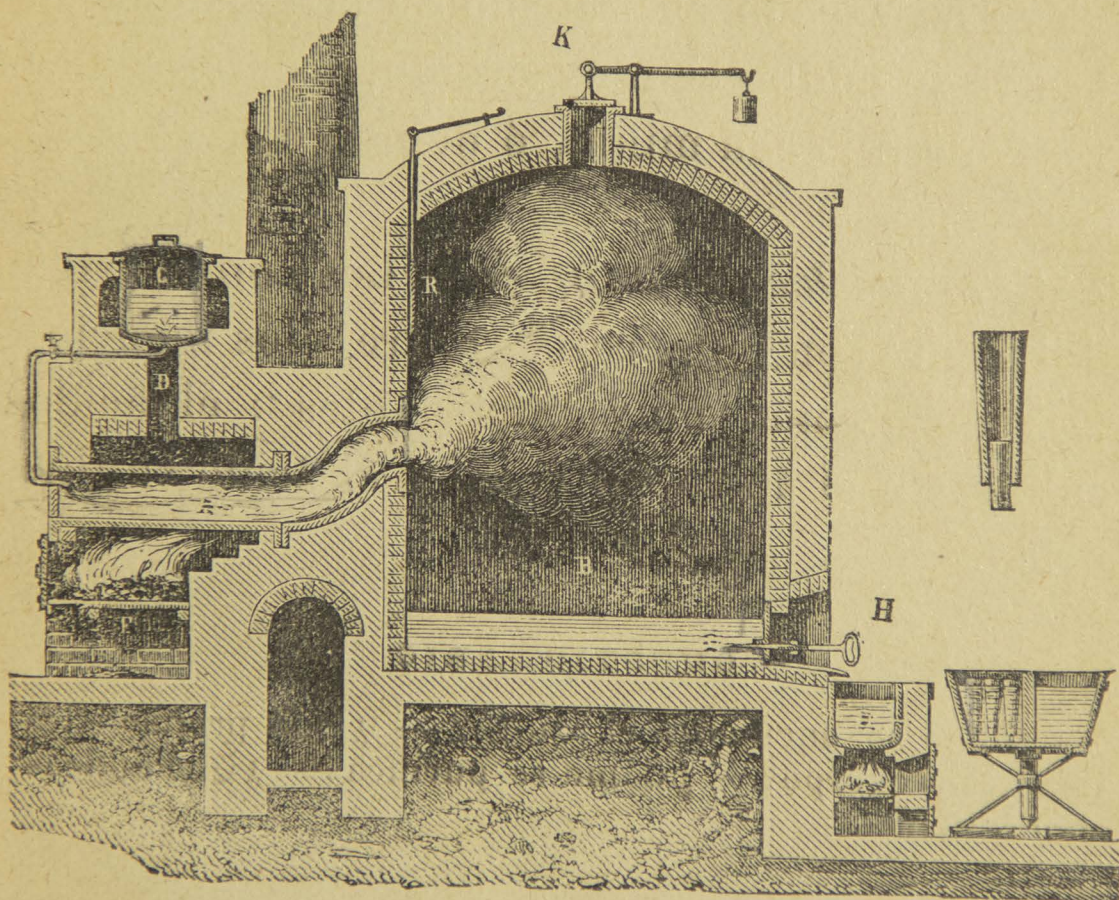


FIG. 14. — Preparación del azufre en flor.

Aplicaciones. — Se emplea mucho en la fabricación de los ácidos sulfúrico, sulfuroso y sulfhídrico, al estado bruto, y cuando se ha purificado con cuidado, se le emplea en la fabricación de la pólvora. En la medicina los médicos lo emplean con mucha frecuencia,

sobre todo para las enfermedades de la piel. Se emplea también para blanquear la lana, la seda, los sombreros de paja, etc. Los grabadores utilizan el azufre para hacer grabados de medallas, operación que hacen poniendo el azufre fundido en un molde de yeso en el cual ya se ha sacado el grabado de la medalla. El azufre se endurece muy pronto, y entonces se pinta de rojo con minio, ó de negro con plom- bagina.

Compuestos del azufre. — Los compuestos del azufre son numerosos. Entre ellos mencionaremos, como muy importantes : el ácido sulfuroso, el ácido sulfúrico y el ácido sulfhídrico.

CUESTIONARIO

¿Dónde se encuentra el azufre? — ¿Qué propiedades tiene este cuerpo? — ¿Cómo se purifica? — ¿Qué aplicaciones tiene?

Explicaciones del Profesor.

Las solfataras de la Sicilia y de la Islandia. — Los cráteres de los volcanes. — El dimorfismo y el polimorfismo. Acción del ácido sulfuroso sobre los colores vegetales. — Los baños sulfurosos.

X

FÓSFORO

Simbolo, Ph.

Peso atómico, 31.

SUMARIO. — Propiedades del fósforo. — El fósforo rojo y el fósforo ordinario. — Preparación del fósforo. — Historia y aplicaciones.

Experimento. — En una cápsula de porcelana se pone un fragmento de fósforo, teniendo todas las precauciones necesarias indicadas en el capítulo relativo al oxígeno, pues no hay que olvidar los peligros que ofrece el manejo de este cuerpo. Se seca muy bien el fósforo con un pedazo de papel secante, y cerrando las puertas y ventanas se observa que este cuerpo es luminoso en la obscuridad.

A esta propiedad es á la que debe su nombre, pues la palabra fósforo quiere decir *llevo luz*.

Si se acerca un cerillo al fósforo, se inflama éste y se combina con el oxígeno del aire, formando anhídrido fosfórico.

Propiedades. — El fósforo es un cuerpo sólido que cuando está recién fundido adquiere flexibilidad y puede ser rayado con la uña; es incoloro ó ligeramente amarillento; su olor se asemeja al del ajo ó al del ozono. Tiene por densidad 1'83, á la temperatura de 10°. Se funde á 44°2 y presenta el fenómeno de la sobrefusión¹. El fósforo transparente cristaliza en dodecaedros romboidales; es insoluble en el agua, poco soluble en el alcohol y en el éter, y muy soluble en el sulfuro de carbono y en la bencina. El fósforo es luminoso en la obscuridad, lo que se debe á su oxidación lenta, de la que resulta anhídrido fosforoso.

El fósforo expuesto por mucho tiempo á la acción directa de los rayos solares, sufre una modificación alotrópica y se convierte en fósforo rojo.

Hay una gran diferencia entre las propiedades del fósforo ordinario y del fósforo rojo, por más que químicamente sean el mismo cuerpo. Enunciaremos las principales diferencias :

1. Es decir, que una vez fundido, conserva el estado líquido aun á la temperatura ordinaria.

FÓSFORO ORDINARIO

Color de ámbar.
 Densidad 1'83.
 Se funde á 44°3 y presenta el fenómeno de la sobre-fusión.
 Cristaliza á la temperatura ordinaria.
 Soluble en el sulfuro de carbono.
 Fosforescente.
 Se oxida rápidamente en el aire.
 Inflamable á 60 grados.
 Es un veneno violento.

FÓSFORO ROJO

Color rojo.
 Densidad 1'96.
 No se funde; pero arriba de 200° se transforma en fósforo ordinario.
 Cristaliza á 580 grados.
 Insoluble en el sulfuro de carbono.
 No es fosforescente.
 Se oxida en el aire con mucha lentitud.
 Inflamable á 260 grados.
 No es venenoso.

Preparación. — El fósforo se prepara calcinando huesos al contacto del aire; la ceniza que resulta se mezcla con agua hirviendo y se añade lentamente ácido sulfúrico á 50°. Después de cierto tiempo se trata con carbón vegetal en polvo y se destila en unos recipientes que contienen agua. Es una de las operaciones más laboriosas de la industria.

Industrialmente se obtiene de 8 á 9 kilogramos de fósforo por cada 100 kilogramos de huesos calcinados.

Historia. — En el año de 1669, un comerciante de Hamburgo llamado Brandt, tuvo la fortuna de descubrir el fósforo en la orina.

En 1769, el químico sueco Gahn descubrió el fósforo en los huesos de los animales, y su

compatriota Scheele encontró bien pronto una manera fácil de extraerlo, en cantidad bastante considerable, de las cenizas de esas materias. Desde entonces es conocido el fósforo.)

Aplicaciones. — El fósforo se emplea en los laboratorios para hacer el análisis del aire, para preparar el ácido fosfórico y para la pasta contra las ratas; pero su principal aplicación consiste en la fabricación de los cerillos. En los ordinarios, el fósforo está en la cabeza del cerillo, y en los de seguridad, el fósforo se halla en la lija, contra la cual hay que frotar el cerillo.

Los principales compuestos del fósforo son : el anhídrido fosforoso, el anhídrido fosfórico y el fosfuro gaseoso de hidrógeno.

CUESTIONARIO

¿ Cuáles son las propiedades del fósforo? — ¿ Con qué precauciones debe manejarse este cuerpo? — ¿ En qué consiste el fenómeno de la sobrefusión? — ¿ Qué efecto produce la luz solar sobre el fósforo? — ¿ De dónde se extrae este cuerpo? — ¿ Quién lo descubrió? — ¿ Qué aplicaciones tiene?

Explicaciones del Profesor.

Descubrimiento del fósforo. — Algunos insectos fosforescentes. — Preparación del hidrógeno fosforado gaseoso. — Los fuegos fatuos.

XI

CARBONO

Símbolo, C.

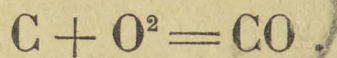
Peso atómico, 12.

SUMARIO. — Variedades del carbono. — Carbones naturales y carbones artificiales. — El ácido carbónico.

Experimento. — Se acerca un plato de porcelana á la flama de una vela y notamos que en el plato se deposita un polvo negro muy fino y ligero. Esta es una variedad de carbono que se conoce con el nombre de *negro de humo*.

Variedades del carbono. — Las variedades del carbono pueden reunirse en dos grupos que comprenden : carbones naturales y carbones artificiales. Los primeros son : *diamante, grafito, hulla, antracita, lignita y turba*. Los artificiales son : *carbón de madera, negro de humo, carbón animal, coke y carbón de retortas*.

Propiedades. — (Aun cuando las diversas variedades del carbón presentan propiedades distintas, diremos, en general, que) el carbón es un cuerpo sólido, infusible y fijo á las temperaturas más altas; es insoluble en todos los líquidos, menos en el hierro colado en fusión. El carbono se reconoce por el carácter esencial de que 12 gramos de este cuerpo, combinándose con 32 gramos de oxígeno, dan 44 gramos de anhídrido carbónico :



El carbono se puede combinar con el hidrógeno por la influencia del arco voltaico, (según lo ha demostrado Berthelot) y el cuerpo que resulta es el gas acetileno. Cuando se hace pasar una corriente de vapor de agua por un tubo de porcelana que contiene carbones encendidos, se produce hidrógeno, óxido de carbono y ácido carbónico.

El diamante se emplea mucho en joyería y sirve para hacer ejes de relojes y puntas para cortar cristal.

El grafito ó plumbagina sirve para fabricar los lápices ordinarios; mezclado con cierta parte de arcilla, sirve para hacer los lápices de *Conté*. Sirve para fabricar crisoles refracta-

rios en los cuales se puede fundir el acero. Amasado con sustancias grasas, forma una pasta que se emplea para suavizar el frotamiento de las ruedas en los ejes de los carruajes.

Como la plumbagina es un cuerpo buen conductor de la electricidad, se emplea en galvanoplastia para *metalizar* la superficie de los moldes, es decir, para hacerlos buenos conductores.

Calentada la hulla en unas retortas especiales de hierro, se ablanda, se hincha y produce un gas que convenientemente purificado sirvió universalmente como procedimiento de alumbrado. Como es bien sabido, el alumbrado eléctrico ha substituído casi enteramente al alumbrado de gas. El coke y el carbón de las retortas son el resultado de la calcinación de la hulla.

La antracita se emplea principalmente como combustible.

El azabache que se emplea como adorno de luto, es una variedad de lignita, negra, lustrosa, bastante dura para poderla pulimentar y torneear.

La turba arde con mucha lentitud y produce por esto poco calor; pero secándola y compri-

miéndola se obtiene un excelente combustible que es muy barato.

El carbón de madera se emplea para desinfectar las aguas procedentes de los anfiteatros, para purificar las aguas cenagosas y para conservar en buen estado el agua potable. Colocando en el fondo de un tonel una capa de carbón entre dos lechos de arena, se obtiene un excelente filtro.

El negro de humo se emplea en la pintura y para la fabricación de las tintas de imprenta y de China. Se dice que los chinos fabrican la mejor tinta con el negro de humo procedente del alcanfor.

El negro de humo más fino mezclado con arcilla sirve para hacer los lápices artificiales que usan los dibujantes.

La propiedad más notable del carbón animal es su poder decolorante respecto de ciertos líquidos. Echando polvo de carbón animal en una copa de vino, agitando la mezcla y filtrando, el líquido sale incoloro.

Se utiliza este carbón en la industria para decolorar los jugos de la caña de azúcar y la remolacha.

Se emplea el carbón de retorta para hacer tubos y crisoles infusibles, para fabricar los

carbones del alumbrado eléctrico y para formar el polo positivo en algunas pilas como en la de Bunsen y la de Grenet.

ÁCIDO CARBÓNICO

Símbolo, $\text{CO}^2 \text{H}^2$.

Peso atómico, 62.

Preparación. — En un aparato enteramente igual al que nos sirvió para la preparación del hidrógeno, introducimos unos pequeños fragmentos de mármol blanco (carbonato de calcio) y ponemos agua hasta la mitad del frasco de dos bocas. Después vamos vertiendo poco á poco ácido clorhídrico por el tubo de seguridad. Se produce una viva efervescencia y el agua se enturbia. El gas que se desprende se recoge en probetas llenas de agua.

El ácido clorhídrico descompone el mármol, formándose cloruro de calcio y ácido carbónico que se desprende.

Experimento. — En una campana llena de ácido carbónico introducimos una vela encendida : la vela inmediatamente se apaga; es decir, que el ácido carbónico no favorece la combustión. Esta propiedad es común al

nitrógeno; pero vamos á indicar cómo se distingue fácilmente uno de otro.

Experimento. — Hacemos llegar una corriente de ácido carbónico á una copa que contenga agua de cal muy limpia y transparente. Á poco rato el agua de cal se enturbia nota-

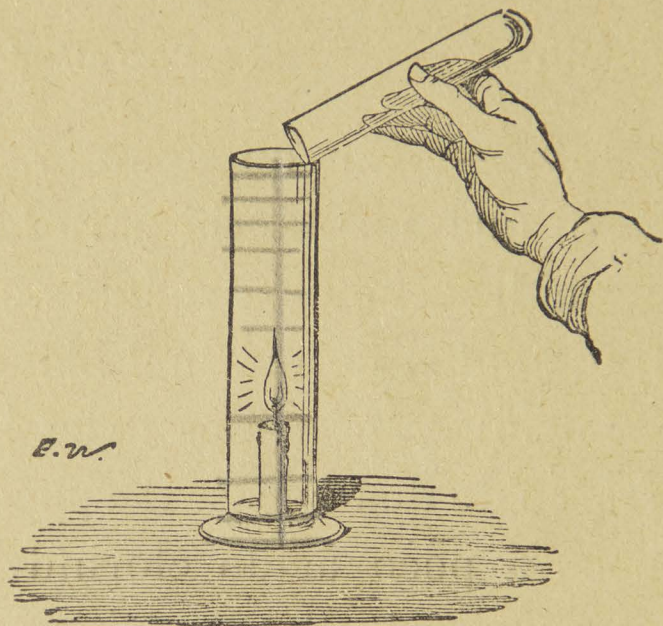


FIG. 15. — El ácido carbónico es más denso que el aire.

blemente, á causa de la formación de carbonato de calcio, insoluble y muy dividido. El nitrógeno carece de esta propiedad,

Además, si hacemos llegar la corriente de carbónico á una copa con tintura de tornasol, ésta se enrojece débilmente, mientras que el nitrógeno no cambia de color á la tintura.

Experimento. — En una probeta de pie introducimos una vela encendida y después se inclina sobre esta probeta otra que contenga

ácido carbónico : la flama se apaga inmediatamente. Esto demuestra que la densidad del carbónico es superior á la del aire, puesto que el carbónico bajó á ocupar la parte inferior de la probeta.



FIG. 16. — El carbónico es uno de los productos de la respiración.

Propiedades. — El ácido carbónico es un gas incoloro, de olor picante, de sabor ligeramente agrio. Su densidad es de 1,52 con relación al aire. Es 22 veces más pesado que el hidrógeno. Un volumen dado de agua disuelve un volumen igual de ácido carbónico. Á la temperatura de 0° y á la presión de 36 atmósferas el carbónico se licúa.)

El ácido carbónico es uno de los productos

de la respiración del hombre y de los animales. Si por un tubito de cristal se sopla dentro de una solución limpia de agua de cal, ésta se enturbia prontamente por el carbónico salido de los pulmones.

Aplicaciones. — El ácido carbónico, disuelto en el agua, le comunica un sabor picante y agradable; es el carbónico el que produce la espuma en la sidra, la cerveza y la champagne. El ácido carbónico se emplea en la fabricación de las aguas gaseosas; existe libre en muchas aguas minerales, que se recomiendan para algunas enfermedades.

Las aguas cargadas de ácido carbónico disuelven en el suelo diversas substancias, tales como la sílice, el fosfato de calcio y el carbonato de calcio, que sirven, en los continentes, para la nutrición de los vegetales y de los animales, y que transportadas en el Océano proporcionan á los moluscos y á los animales inferiores los materiales necesarios para la formación de su cubierta sólida.

Historia. — En el año de 1648 Van Helmont descubrió el ácido carbónico. Black y Priestley hicieron conocer sus principales propiedades, y en 1776 Lavoisier estudió su verdadera naturaleza y demostró que resultaba

de la combinación del carbono con el exígeno. El estudio completo de la composición del ácido carbónico fué hecho en 1840 por los Sres. Dumas y Stas. >

CUESTIONARIO

¿Cuáles son las principales variedades del carbón? — ¿Qué aplicaciones tienen el diamante, la plumbagina y la hulla? — ¿En qué se emplean el carbón de madera, el negro de humo y el carbón de retorta? — ¿Cómo se prepara el ácido carbónico y qué propiedades tiene?

Explicaciones del Profesor.

Los grandes diamantes del mundo. — El descubrimiento del gas de alumbrado. — Guttemberg y la imprenta. — Las pilas eléctricas. — El ácido carbónico de la respiración. — La gruta del perro. — Importancia de una buena ventilación.

Lucia

115 J

XII

METALES MÁS IMPORTANTES

SUMARIO. — Caracteres de los metales. — La maleabilidad, la ductilidad, la tenacidad y la dureza.

Los metales. — Según indicamos ya, los metales son cuerpos simples dotados de un reflejo particular que se llama brillo metálico; son buenos conductores del calor y de la electricidad, y combinándose con el oxígeno húmedo forman cuerpos llamados hidratos.

La gran mayoría de los metales son sólidos, hay uno líquido que es el mercurio y algunos (aunque pocos) son gaseosos, como el hidrógeno, el helium y el coronium, (estos dos últimos descubiertos hace poco tiempo por el químico inglés Ramsay, uno de los descubridores del argón.)

Todos son opacos si se les considera en láminas de cierto grueso; mas si se reducen

á hojas muy delgadas, dan paso á la luz. Si se pega una hojita de oro en un cristal y se mira á través, la luz que atraviesa la hoja es verde.

Se dice que un metal es maleable cuando se extiende en láminas delgadas al golpe del martillo ó del laminador. El oro, la plata, el aluminio y el cobre, presentan en alto grado esta propiedad.

Metales dúctiles son aquellos que se pueden reducir á hilos muy finos; el oro es el metal más dúctil; después siguen la plata, el platino, el aluminio y el hierro.

Tenacidad es la resistencia que los metales oponen á romperse por la acción de un peso. Se mide colgando en los extremos libres, de alambres del mismo diámetro, fijos verticalmente, unos platillos en los que se van poniendo pesos hasta que el alambre se rompa.

La dureza es la resistencia que ofrecen los metales para ser rayados. El cromo es tan duro que puede rayar al vidrio; el manganeso raya al acero templado; el plomo puede ser rayado con la uña y el potasio es tan blando que puede ser aplastado entre los dedos.

(Muchos son los metales; pero aquí sólo

vamos á ocuparnos de los principales, diciendo algo de sus compuestos más usados.

CUESTIONARIO

¿Qué clase de cuerpos son los metales? — ¿Hay algún metal líquido? — ¿Hay metales gaseosos? — ¿Los metales reducidos á hojas delgadas, dejan pasar la luz? — ¿Qué se entiende por maleabilidad, ductilidad, tenacidad y dureza?

Explicaciones del Profesor.

Al hablar de cada uno de los metales en particular, el Profesor insistirá en las aplicaciones de estos cuerpos en las artes y en la industria, extendiéndose especialmente en la utilidad de las aleaciones ó ligas.

XIII

POTASIO (K)

SUMARIO. — Propiedades del potasio. — Sus compuestos. — El salitre. — Mezcla y combinación. — La pólvora.

Experimento. — En un vaso con agua dejamos caer, ayudados de unas pinzas, un fragmento de metal potasio, y veremos que el metal arde y corre en todos sentidos por la superficie del líquido. La flama que se produce es purpurina, el glóbulo formado va disminuyendo de volumen y al fin se rompe, produciéndose una pequeña explosión.

Propiedades. — El potasio (en latín *Kalium*) es un metal sólido, blando y maleable á la temperatura ordinaria. A 0° se vuelve duro y frágil. (Se licúa á la temperatura de 62°,5; al rojo obscuro se volatiza y el vapor que se desprende es de color verde. La densidad del potasio es de 0,865.)

El potasio recién cortado tiene el color y el brillo de la plata, pero al contacto del aire se oxida y se empaña. Por esto hay que tener guardado el potasio en un líquido que no contenga oxígeno, escogiéndose de preferencia el petróleo.

El potasio descompone el agua á la tempe-

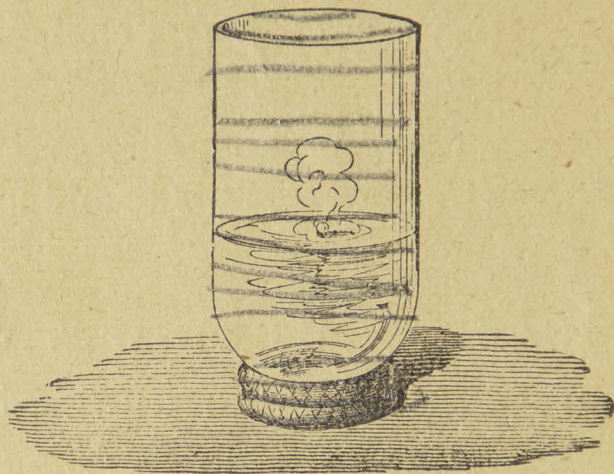


FIG. 17. — El potasio descompone el agua.

ratura ordinaria; se combina con el oxígeno para formar potasa y deja al hidrógeno en libertad. Como en esta reacción se desarrolla bastante calor, el hidrógeno se inflama; el color purpurino de la llama se debe á los vapores de potasio que arrastra.

(En el año de 1807 el químico Sir Humphry Davy descubrió el potasio, descomponiendo la potasa por medio de la corriente de la pila eléctrica.)

Actualmente se prepara el potasio some-

tiendo á un calor intenso una mezcla de carbonato de potasio y de carbón.

Se emplea el potasio como reductor enérgico para el análisis de algunos gases.

Compuestos del potasio. — Los principales compuestos del potasio son la potasa, el sulfuro, cloruro, bromuro, ioduro, nitrato, cianuro y sulfocianuro de potasio, el carbonato, el sulfato, el clorato y el nitrato de potasio.

Nitrato de potasio. — El salitre es una combinación de ácido nítrico y potasa, es una sal que se llama nitrato de potasio; es blanca, de sabor fresco y cristaliza en prismas alargados de seis caras.

El salitre es muy abundante en la naturaleza, principalmente en los países cálidos donde forma eflorescencias cristalinas en la superficie del suelo. Se cree que la formación de esta sal se debe al ácido nítrico que se produce en la atmósfera durante las tormentas y que arrastrado por las lluvias se combina con la potasa que encuentra en el suelo.

En los países fríos ó templados se encuentra el salitre completamente formado en los muros viejos y húmedos, pero hay que hacerlo secar colocándolo en unas cajas dispuestas sobre un

hornillo de mampostería, y llenas de agujeros, por donde gotea el líquido.

El nitrato de potasio ó salitre se usa en medicina y en varias operaciones industriales; su principal empleo es la fabricación de la pólvora.

La pólvora es una mezcla de salitre puro, carbón pulverizado y azufre. El carbón ha de ser de maderas ligeras.

Primero se mezclan el azufre y el carbón en la proporción conveniente y después se añade el salitre, cuidando de humedecer un poco la mezcla. Esta operación debe hacerse con muchas precauciones para impedir que la mezcla se caliente y se inflame, lo que desgraciadamente ocurre algunas veces.

Nada se sabe de cierto respecto á quién fué el inventor de la pólvora. Unos atribuyen el invento á los chinos, otros al fraile Bacon y otros al alemán Schwartz, de quien se dice que murió víctima de su descubrimiento, cuya enorme potencia desconocía por completo.

La fórmula generalmente empleada para la fabricación de la pólvora de guerra es la siguiente :

Salitre	75,0
Azufre	12,5
Carbón.	12,5
	<hr/>
	100,0

Mezcla y combinación. — Es muy importante en química establecer la diferencia entre mezcla y combinación, y precisamente el ejemplo de la pólvora nos va á servir para marcar esa diferencia. Después de unir íntimamente el polvo blanco del salitre con el polvo amarillo del azufre y con el polvo negro del carbón, nos quedará una masa gris, en la que ya no podremos distinguir las distintas coloraciones de los tres compuestos. No obstante este cambio, sólo ha habido una mezcla y no una combinación. A primera vista parecería imposible volver á separar los tres componentes de la pólvora, pero lo podemos lograr poniendo la pólvora en agua, el salitre se disuelve y el azufre y el carbón no se disuelven. Si filtramos, pasará el agua con el salitre y queda en el filtro el azufre y el carbón. Si esto que quedó en el filtro lo ponemos en sulfuro de carbono, se disuelve el azufre y el carbón no se disuelve. Volvemos á filtrar, pasa el sulfuro con el azufre disuelto y queda el carbón. Y puesto que

pudimos con relativa facilidad separar á los componentes de la pólvora, se trataba de una mezcla y no de una combinación. Pero si colocamos la pólvora sobre un ladrillo y le acercamos un cerillo encendido, la mezcla se inflama y entonces hay una *combinación* que da nacimiento á gases á un compuesto sólido. Esos gases son el nitrógeno y el anhídrido carbónico y el compuesto sólido es el sulfuro de potasio.

CUESTIONARIO

¿ Cuáles son las propiedades del potasio? — ¿ Cuáles son las del salitre? — ¿ Cómo se prepara la pólvora? — ¿ Qué diferencias esenciales hay entre *mezcla* y *combinación*?

esta 2

XIV

HIERRO (Fe)

SUMARIO. — Propiedades del hierro. — Su utilidad.
Sus compuestos.

Experimento. — En una probeta que contenga una disolución de sulfato de hierro se ponen unas gotas de una solución de ferricianuro de potasio. El líquido adquiere inmediatamente un hermoso color azul. Este precipitado es característico de las sales de hierro.

Propiedades. — De todos los metales no hay ninguno que preste al hombre tanta utilidad como el hierro. Cuando está puro tiene un color gris brillante, es maleable, dúctil y muy tenaz; en contacto del aire se altera, cubriéndose de una materia pulverulenta rojiza, que se conoce con el nombre de *orín de hierro*.

Los compuestos de hierro que se benefician son : el hierro magnético ó *pedra imán*, el

hierro oligisto y el carbonato de hierro ó hierro espático. Las minas que dan el hierro más hermoso son las de Suecia y Noruega; Inglaterra tiene también ricas minas de hierro.

La densidad del hierro es de 7,9 próximamente.)

El hierro se emplea bajo tres formas: hierro forjado, hierro colado y acero.

Aplicaciones. — El hierro se emplea para hacer sartenes, cacerolas, barandales, rieles y otra multitud de objetos. Con el acero, que es una combinación de hierro y carbón, se hacen cortaplumas, navajas de afeitar, cuchillos, buriles y numerosas piezas de maquinaria.

CUESTIONARIO

¿ Cuáles son las propiedades del hierro? — ¿ Bajo cuántas formas se emplea este metal? — ¿ En qué consiste su gran importancia?

XV

ESTAÑO (Sn)

SUMARIO. — Propiedades del estaño. — Sus aplicaciones. — La hoja de lata.

Propiedades. — El estaño es un metal blanco, brillante, más duro y más fusible que el plomo. Cuando se le frota entre los dedos despide un olor particular, y cuando se le frota se escuchan ligeros crujidos. Es un metal muy maleable; puede reducirse á hojas extremadamente delgadas. (El estaño tiene por densidad 7,29.) El estaño se encuentra en la naturaleza combinado con el oxígeno y con el azufre, siendo las minas más abundantes las de las Indias y las de Inglaterra.

Aplicaciones. — El estaño tiene muchas aplicaciones. Los plomeros lo emplean para hacer soldaduras, ligado con el plomo. Sirve también para la fabricación de espejos, ligado

con el mercurio. Reducido á hojas delgadas, se emplea para envolver puros, chocolate, y se utiliza igualmente en muchos aparatos de Física. Cuando se meten hojas de hierro laminado en estaño fundido, éste se fija á la superficie del hierro y forma una capa que le preserva de la oxidación.

El hierro estañado de este modo se llama *hoja de lata*. Las cacerolas de cobre se cubren de una capa de estaño para evitar la formación de compuestos venenosos.

CUESTIONARIO

¿Cuáles son las propiedades del estaño? — ¿Cuáles sus aplicaciones? — ¿Qué es la hoja de lata?

XVI

COBRE (Cu)

SUMARIO. — Propiedades del cobre. — Sus aplicaciones. — El sulfato de cobre.

Experimento. — En una probeta que contenga una disolución de sulfato de cobre, muy diluída, se vierten unas gotas de amoníaco. Se formará en la superficie del líquido una zona de hermoso azul que se conoce con el nombre de agua celeste. Este reactivo es característico de las sales de cobre.

Propiedades. — El cobre es un metal rojo susceptible de un hermoso pulimento; es muy dúctil y muy maleable; (tiene por densidad 8,78.) Es muy volátil y su vapor colora las llamas de verde como puede verse fácilmente introduciendo un alambre de cobre en la llama de una luz. Los ácidos atacan enérgicamente al cobre, y muchas sustancias orgá-

nicas tienen acción sobre él; por esto se tiene la precaución de cubrir con una capa de estaño todos los utensilios de cobre que se usan para preparar los alimentos.

Aplicaciones. — El cobre sirve para hacer alambiques, calderas, y un sin número de utensilios diversos. Los conductores telegráficos y telefónicos son de cobre.

El latón es una liga de cobre y zinc; el bronce es una liga de cobre y estaño; el cobre entra también en las ligas para monedas de oro y plata.

Compuestos principales. — Los principales minerales de cobre son : el óxido, el carbonato y el sulfuro.

El sulfato de cobre es una sal de muy hermoso color azul, muy soluble en el agua y que cristaliza en prismas. Se emplea en la pila de Daniell y en la pila de *gravedad* tan usada en los telégrafos. Se le emplea en galvanoplastia para cubrir los moldes con una ligera capa de cobre. Tiene también usos en la agricultura, en la tintorería y en la medicina.

CUESTIONARIO

¿ Cuáles son las propiedades del cobre? — ¿ Qué es el latón? — ¿ Cuáles son los usos del sulfato de cobre?

XVII

ZINC (Zn)

SUMARIO. — Propiedades del zinc. — Sus aplicaciones.

Experimento. — Se hace una pequeña cavidad en un pedazo de carbón suave y se pone ahí un poco de sulfato de zinc en polvo, sobre el cual se deposita una gota de nitrato de cobalto.

Dirigiendo sobre la sal el dardo del soplete se obtiene á poco rato una masa verde que caracteriza á las sales de zinc.

Propiedades. — El zinc es un metal blanco azulado, es blando y maleable. (Tiene por densidad 6,5.) Calentado al contacto del aire arde con una llama verde y se volatiliza, formando un óxido que se eleva y cae en forma de copos blanquecinos. El zinc se disuelve en el ácido clorhídrico diluído, produciendo hidrógeno. El zinc nunca existe al estado libre en la natu-

raleza, sino combinado con el azufre, formando el mineral llamado *blenda*. Combinado con los ácidos carbónico y silícico forma otro mineral llamado calamina.

Aplicaciones. — El zinc laminado se emplea para cubrir los tejados, para hacer goteras, canales y tinas. Cubriendo una lámina de hierro con una lámina de zinc, se obtiene hierro galvanizado. Se emplea el zinc para preparar el hidrógeno y forma parte de muchas pilas eléctricas. El zinc forma parte del latón, del bronce de medallas y de la liga llamada maillechort, que es de zinc, cobre y níquel.

No debe emplearse el zinc en la fabricación de utensilios de cocina porque podrían formarse compuestos venenosos con algunos ácidos vegetales.

CUESTIONARIO

¿ Cuáles son las propiedades del zinc? — ¿ Cuáles sus aplicaciones? — ¿ Por qué no debe emplearse el zinc en la fabricación de utensilios de cocina?

XVIII

PLOMO (Pb)

SUMARIO. — Propiedades del plomo. — Sus aplicaciones.

Experimento. — En una probeta que contenga una solución de acetato de plomo se vierten unas gotas de ioduro de potasio, é inmediatamente se observa la formación de un precipitado amarillo canario. Este precipitado es característico de las sales de plomo.

Propiedades. — El plomo es un metal gris azulado, dúctil, maleable y muy blando : recién cortado es muy brillante, pero se oxida y empaña rápidamente. (Tiene por densidad 11,5 ; se funde á 335°)

Los minerales de plomo más comunes son : el sulfuro, el fosfato, el arseniato, el sulfato y el carbonato. Cuando se le frota sobre un papel deja una huella gris.

Aplicaciones. — Ligado con el estaño forma la soldadura de los plomeros, y ligado con el antimonio sirve para la fabricación de los tipos de imprenta. Se emplea el plomo para cubrir techos, para hacer cañerías, balas y municiones.

Los óxidos entran en la composición del cristal; el subcarbonato de plomo se emplea en la pintura al óleo y el sulfuro de plomo para barnizar los objetos de cobre.

CUESTIONARIO

¿ Cuáles son las propiedades del plomo? — ¿ En qué consiste la soldadura que emplean los plomeros? — ¿ Cómo está formada la liga de imprenta? — ¿ Qué otras aplicaciones tiene el plomo?

XIX

ALUMINIO (Al)

SUMARIO. — Propiedades del aluminio. — Sus aplicaciones. — El alumbre.

Propiedades. — La arcilla, que es una tierra grasa al tacto y que se emplea mucho en la alfarería, contiene un metal que está encontrando muchas aplicaciones en la industria. Este metal es el aluminio; es muy dúctil y maleable, muy sonoro, tan duro y tan tenaz como la plata. Tiene por densidad 2,56, así es que resulta cuatro veces menos pesado que la plata. Se funde á la temperatura de 700° Es inalterable al aire á todas las temperaturas, no descompone al agua ni es atacado por el ácido sulfhídrico. Resiste muy bien á la acción de los ácidos; sólo el ácido clorhídrico lo disuelve.

Aplicaciones. — El aluminio está encon-

trando cada día nuevas aplicaciones (y no se equivocaban los químicos del siglo XIX cuando le predijeron un brillante porvenir.) Se emplea para hacer multitud de objetos de arte; ligado con el cobre constituye un bronce de aluminio de color dorado amarillento que se emplea en la joyería y platería. Mezclado en pequeña proporción con el acero aumenta su resistencia.

Alumbre. — Se da el nombre de alumbres á unas sales dobles que forma el sulfato neutro de aluminio con los sulfatos alcalinos de potasio, sodio y amonio. El alumbre que venden en el comercio es el alumbre de base de potasio. Es una sal blanca, más soluble en caliente que en frío y cristaliza en octaedros ó cubos voluminosos. Su sabor es azucarado al principio y después amargo y astringente. (Calcinando alumbre con un exceso de carbón pulverizado se obtiene un *piróforo* que se enciende espontáneamente al contacto del aire húmedo.)

Los usos del alumbre son numerosos: se le emplea en la industria para fijar los colores en las telas, para pegar el papel, clarificar el sebo y endurecer el yeso. En la medicina se le emplea como astringente y aun como cáus-

tico si es anhídrido. En la fotografía se le usa para endurecer la gelatina de las negativas.

CUESTIONARIO

¿Qué propiedades tiene el aluminio? — ¿Qué aplicaciones tiene? — ¿Qué se entiende por bronce de aluminio? — ¿Para qué se liga con el acero? — ¿Cuáles son las propiedades y cuáles las aplicaciones del alambre?

XX

MERCURIO (Hg)

SUMARIO. — Propiedades del mercurio. — Sus aplicaciones.

Propiedades. — El mercurio es el único metal líquido á la temperatura ordinaria, es muy blanco y brillante. Su densidad es de 13,6. Se congela á 39° bajo cero; da vapores muy apreciables á 30 ó 40 grados sobre cero y hierve á 350. Expuesto al aire, el mercurio absorbe una pequeña cantidad de oxígeno y se cubre de una película gris de protóxido de mercurio. El ácido nítrico ataca al mercurio y lo convierte en nitrato.

El mercurio del comercio contiene ordinariamente estaño, plomo y bismuto. Se le purifica destilándolo. Es peligroso respirar los vapores mercuriales. El mercurio se encuentra en la Naturaleza al estado de sulfuro y este

mineral se conoce con el nombre de cinabrio. Las minas más ricas en cinabrio son las de Almadén en España.

Aplicaciones. — El mercurio tiene muchas aplicaciones. Sirve para la fabricación de barómetros, termómetros, aerómetros, manómetros, máquinas neumáticas modernas, se emplea en muchas demostraciones de gabinete y en los laboratorios de química para recoger los gases solubles en el agua. Se emplea en las minas para la extracción del oro y de la plata. Forma parte de varias ligas llamadas *amalgamas*, como la que sirve para los espejos.

QUESTIONARIO

¿Cuáles son las propiedades del mercurio? — ¿Cuáles sus aplicaciones? — ¿A qué se da el nombre de amalgamas?

aplicaciones.
El oro se emplea en la fabricación
de monedas, en la joyería, y
en la galvanoplastia, resuelto
a hojas muy delgadas, se
emplea para el dorado de los
marcos y de algunos muebles,
basta aquí.

XXI

ORO (Au)

SUMARIO. — Propiedades del oro. — Sus aplicaciones.

Propiedades. — El oro es un metal de color amarillo, es muy dúctil y maleable. Es inoxidable al aire; los ácidos no lo atacan y sólo se disuelve en el agua regia. Cuando se le encuentra entre las arenas de los ríos basta un lavado para hacer su separación; pero cuando está mezclado con los sulfuros metálicos hay que valerse del método de la fundición, que consiste en quemarlo para que pierda el azufre y fundirlo en plomo. Después se sujeta á la acción del ácido nítrico para que se disuelva la plata y quede el oro en libertad.

El oro tiene por densidad 19,5 y se funde á los 1200°. Las minas que suministran el oro para las necesidades del comercio y de la industria se encuentran en el Perú, México,

California, Australia, Nueva
Zelanda, y África.

todas las substancias que proceden de animales ó vegetales se denominan *materias orgánicas*.

Resulta, pues, que el estudio del vinagre, del alcanfor, del alcohol, de la leche, de la sangre, corresponderá á la Química Orgánica.

Unos cuerpos orgánicos están compuestos sencillamente de carbono é hidrógeno (petróleo); otros de carbono, hidrógeno y oxígeno (alcohol), y otros de carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno (leche). El cuerpo que *jamás* falta en la materia orgánica es el carbón.

Alcohol. — El alcohol es un líquido volátil, transparente, incoloro, de olor penetrante y de sabor fuerte. Hierve á los 79 grados; es más ligero que el agua.

El aguardiente se compone de 50 partes de agua y 50 de alcohol.

El alcohol se prepara sometiendo á la destilación el vino, la sidra ó las substancias que contienen azúcar ó fécula susceptible de transformarse en azúcar y por consecuencia de fermentar, tales como los cereales, la patata y la remolacha. Destilando alcohol ordinario sobre cal viva, se obtiene alcohol absoluto.

El alcohol introducido en el estómago en cierta cantidad produce una excitación á la

cual sucede el estupor. El uso continuado y exagerado de los vinos alcohólicos produce graves enfermedades seguidas pronto de la muerte.

Muy variados son los usos del alcohol. Unido al azúcar es la base de todos los licores. Debido á sus propiedades disolventes se emplea mucho en medicina para hacer tinturas. Sirve para preparar los barnices y se emplea para la fabricación del éter.

Los barnices son disoluciones resinosas que se aplican sobre distintos objetos para darles brillo y preservarlos de la acción atmosférica.

El alcohol se emplea también en la fabricación del cloroformo.

Éter. — El éter es un líquido muy volátil, hierve á los 36° Colocando unas gotas de éter sobre la mano y soplando sobre ellas, se experimenta mucho frío debido á la rapidez con que evapora el éter.

Es un líquido muy soluble en el agua y en el alcohol; disuelve muy bien las sustancias grasas y resinosas. Siendo el éter muy inflamable se debe tener cuidado de no manejarlo cerca de cuerpos inflamados.

El éter se prepara calentando una mezcla de alcohol y ácido sulfúrico.

El éter se emplea como anestésico y como calmante.

Azúcar. — El azúcar ordinario ó azúcar de caña es un cuerpo sólido, blanco, cristalizable, soluble en el agua é insoluble en el alcohol absoluto. La planta que produce el azúcar es una gramínea que llega á alcanzar hasta tres metros de altura. Ya que la planta da flor se corta el tallo en pedazos y se extrae el jugo por presión, después se le calienta y ya que está bastante espeso se le saca de la caldera y se le deja cristalizar. Para obtener azúcar blanca se disuelve en agua en la que se le añade clara de huevo y sangre de buey; luego se hace pasar el jugo por cajas llenas de carbón; de aquí pasa á calderas de evaporación y luego á moldes cónicos donde se forman los pilones de azúcar.

Féculas. — Los dos principales tipos de la materia amilácea son la fécula de patata ó papa y el almidón del trigo. El tapioca, el sagú y otras muchas féculas son excelentes alimentos; pero no superan en importancia á la papa.

El almidón, llamado también fécula ó materia amilácea, es un cuerpo muy abundante en la organización vegetal. Calentando almi-

dón con agua á 170° en un tubo cerrado se transforma en destrina. Se extrae la fécula de papa reduciendo primero los tubérculos á una masa pulposa y sometiendo después esta pulpa á la acción de un chorro de agua.

La industria emplea mucho las materias amiláceas; el almidón del trigo sirve para hacer pastas que se emplean en el planchado de la ropa; la fécula se emplea sobre todo para pegar el papel y preparar la glucosa.

Leche. — La leche, cuerpo que tan conocido nos es y que constituye nuestro único alimento en los primeros años de nuestra vida, es un líquido blanco y opaco, alcalino, de sabor agradable y un poco más denso que el agua.

La leche es un alimento completo, pues tiene elementos plásticos y elementos respiratorios.

La leche está formada por varias sustancias : una sustancia grasa, llamada *manteca*, que sube á la superficie formando lo que llamamos *nata*; una materia nitrogenada, la *caseína*, que tiene gran tendencia á coagularse; una sustancia azucarada que puede fácilmente convertirse en ácido láctico, y distintas sales, como fosfatos de calcio y magne-

sio, cloruro de sodio y carbonato de sodio.

La leche sólo debe tomarse hervida, y mientras se usa debe conservarse en un lugar bien ventilado.

Sangre. — La sangre que circula por nuestro cuerpo y que es la savia que nos anima, está formada por un líquido incoloro y transparente, llamado *plasma*, que tiene en suspensión numerosos *glóbulos rojos*, que son los que dan su color á la sangre, y otros *glóbulos blancos*, llamados *leucocitos*. El plasma lleva también en disolución albúmina, fibrina, materias grasas, sales y algunos gases.

Observada la sangre humana con ayuda del microscopio (poderoso auxiliar del hombre de ciencia) se observan los glóbulos rojos en forma de pequeños discos circulares, aplastados en el centro y realzados en los bordes. Los glóbulos blancos son esféricos, de mayor tamaño que los glóbulos rojos y tienen además la curiosa propiedad de cambiar de forma; se extienden, emiten prolongaciones, las retraen y aun se apoderan de corpúsculos que están á su alcance. Por cada glóbulo blanco hay aproximadamente 500 glóbulos rojos.

CUESTIONARIO

¿ En cuántos grupos se ha dividido á los cuerpos de la Naturaleza? — ¿ Por qué se llaman *organizados* á ciertos cuerpos? — ¿Cuál es el cuerpo que nunca falta en la materia orgánica? — ¿ Cuáles son las propiedades del alcohol, del éter, del azúcar, del almidón, de la leche, de la sangre?

Explicaciones del Profesor.

Ideas generales acerca de los tres grandes reinos de la Naturaleza. — La vida de los seres. — Las grandes funciones — Las fábricas de alcoholes. — Peligros del alcoholismo. — El éter como anestésico. — La materia amilácea. — Los mamíferos. — La sangre y la salud. — Las ocupaciones sedentarias.

NOTA. — Considero de la mayor importancia que semanariamente dedique el Profesor una media hora á dar á conocer á los alumnos datos biográficos acerca de los hombres que más han hecho adelantar á la Química, haciendo resaltar sus cualidades morales y demostrando cómo el estudio enaltece al hombre y cómo, elevándolo intelectualmente, le hace amar el trabajo, le aleja del vicio y le infunde amor por sus semejantes.

FIN

ÍNDICE

I. — El Laboratorio	9
II. — Algunas manipulaciones	15
III. — Oxígeno	21
IV. — Hidrógeno	29
V. — Cuerpos simples y compuestos	35
VI. — Nitrógeno	46
VII. — Ácido nítrico	50
VIII. — Cloro	55
IX. — Azufre	60
X. — Fósforo	67
XI. — Carbono	71
XII. — Metales más importantes	80
XIII. — Potasio	83
XIV. — Hierro	89
XV. — Estaño	91
XVI. — Cobre	93
XVII. — Zinc	95
XVIII. — Plomo	97
XIX. — Aluminio	99
XX. — Mercurio	102
XXI. — Oro	104
XXII. — Plata	106
XXIII. — Los cuerpos orgánicos	108

PRIMER LIBRO
DE
RECITACIONES

APLICADAS A LA EDUCACIÓN

(PROSA Y VERSO)

ARREGLADO POR EL PROFESOR NORMALISTA

GREGORIO TORRES QUINTERO

Acaba de aparecer este hermoso libro que está destinado á prestar un importante contingente en la educación de la niñez mexicana. Reviste una forma enteramente nueva. Las composiciones escogidas entrañan un fin eminentemente normal; no están tomadas al acaso como generalmente sucede, sino que en su conjunto forman un todo armónico y sistemático, pues un pensamiento, un fin esencialmente educativo presidió á su enlace y organización, de tal manera que puede decirse que el libro es un tratado de moral en la forma más amena que darse pueda. Contiene varios grupos de poesías y de trozos en prosa relativos á : 1° La Familia. — 2° La Escuela. — 3° La Patria. — 4° Deberes Individuales. — 5° Deberes Sociales. — 6° La Naturaleza. — 7° Dios. Numerosos grabados adornan y objetivan las recitaciones, y al calce de cada composición hay una explicación de los términos usados en ella y en la acepción correspondiente.

Como libro de lectura tiene un gran valor — Como libro de recitaciones no tiene igual.

Un tomo en 12° \$ 0 50

QD31 L4.6 1913



125182

UNIVERSIDAD PEDAGOGICA NACIONAL
AREA DE SERVICIOS DE BIBLIOTECA
Y DE APOYO ACADEMICO

FECHA DE DEVOLUCION

*El lector se obliga a devolver este material antes del
vencimiento del préstamo señalado por el último sello.*

ALGUNAS OBRAS POR LUIS G. LEÓN

DE VENTA EN LA LIBRERÍA DE C. BOURET

PRIMERA SERIE

Lecciones de Cosas 1 ^{er} año.	0 40	Aritmética.	0 35
— — 2 ^o —	0 40	Geografía física.	0 35
— — 3 ^{er} —	0 40	Geometría.	0 40
— — 4 ^o —	0 40	Los Vertebrados.	0 10
Moral, 3 ^{er} año.	0 15		
— 4 ^o —	0 15		

SEGUNDA SERIE

Física y Meteorología	0 80	Fisiología é Higiene	0 40
Química	0 40	Zoología.	0 40
Cosmografía.	0 40	Higiene y Medicina	0 35
Mineralogía y Botánica.	0 40	Geografía.	0 40
Geología.	0 40	Floricultura	0 40

TERCERA SERIE

La Atmósfera.	1 »	Agenda de Física y Química.	0 25
Los Fenómenos del Aire	2 50	— Química orgánica.	0 25
Meteorología popular.	0 25	La Clave del Appleton	0 30
Album de Nubes.	1 50	El Tercer Lector, 2 ^a parte.	0 40
Análisis de Sales.	0 37	Física Popular.	2 50
Química Popular.	1 00		

BIBLIOTECA INFANTIL

Física para los niños. — Química para los niños. —

Historia Natural para los niños.

Precio del ejemplar. 0 40