

BIBLIOTECA DE POPULARIZACION CIENTIFICA.

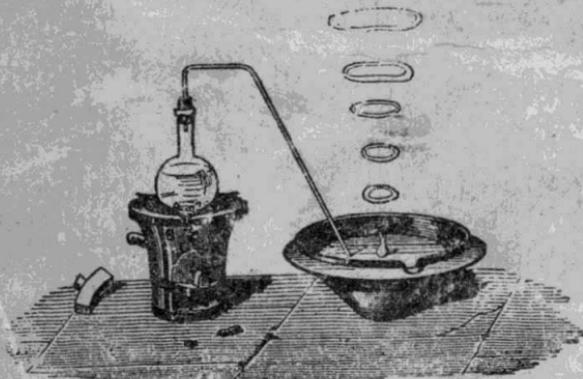
QUIMICA POPULAR

POR EL PROFESOR

Luis G. Leon,

CATEDRÁTICO DE FÍSICA, POR OPOSICIÓN, EN LA ESCUELA NACIONAL
PREPARATORIA, ANTIQUO PREPARADOR DE FÍSICA Y QUÍMICA
EN LAS ESCUELAS NORMALES.

Obra ilustrada con grabados.



2a. Edición.

MEXICO.

LIBRERIA DE LA Vda. DE CH. BOURET,
Calle del 5 de Mayo núm. 14.

1907

PROPIEDAD

ESCUELA NORMAL DEL ESTADO

S. L. P. M.

No. Ord.

CLASIF.

ADQUIS.

FECHA

PROCED.

\$

54

2219

10/3-2001

Al Señor Licenciado D.

Manuel R. Gutierrez.

PROFESOR DE FÍSICA Y DIRECTOR DE LA ESCUELA NORMAL DE JALAPA.



Págs.

5

7

13

18

23

31

40

51

53

55

57

69

14

Esta obra fué adoptada de texto por la Junta de la Escuela Normal de Señoritas, en el año de 1905. — El ácido que, felizmente para las alumnas, era Química el sabio maestro Sr. Licenciado. — Su preparación. —

de Popu

DEL PROFESOR

Luis G. León.

TOMOS PUBLICADOS.

I Ciento veinte experimentos de Física	\$o 65
II La Telegrafía sin alambres.....	o 35
III El aire líquido	o 30
IV El fonógrafo y sus aplicaciones	o 30
V La fotografía sin laboratorio	o 40
VI Química popular.....	1 00
VII Física popular.....	2 50

Forma también parte de esta Biblioteca un tomo de 400 páginas, "Los Fenómenos del Aire," obra moderna de Meteorología 2 50

la librería de Ch. Bouret, calle del 5 de Mayo número 14. torios completos de Química, reactivos, retortas, ma- todo lo necesario para el maestro ó el estudiante.

ciales para repetir los experimentos indicados en

Bouret es la única en la República que cuenta (o)to de material escolar.

INDICE.

	Págs.
ADVERTENCIA IMPORTANTE.....	5
CAPÍTULO I.—Fenómenos físicos y fenómenos químicos.— Las moléculas y los átomos.—Los símbolos de los cuer- pos.—Cuerpos simples y compuestos.—Metales y me- taloides.....	7
CAPÍTULO II.—Acidos y bases.—Sales y cuerpos neutros. —Ligeras ideas de nomenclatura.—Radicales.—Cuer- pos alótopos y cuerpos isómeros.—Ley de Lavoisier..	13
CAPÍTULO III.—Algunas manipulaciones sencillas.—Tapa- nes de corcho y tapones de goma.—Tubos de goma.— Distintas clases de limas.—Manera de cortar y de do- blar tubos de vidrio.....	18
CAPÍTULO IV.—Preparación del hidrógeno.—Sus propieda- des.—Historia.—Aplicaciones.....	23
CAPÍTULO V.—Preparación del oxígeno.—Sus propiedades. —Historia.—Aplicaciones.....	31
CAPÍTULO VI.—Preparación del cloro.—Sus propiedades.— Historia.—Aplicaciones.—Acido clorhídrico.—Agua regia.....	40
CAPÍTULO VII.—Preparación del bromo.—Propiedades.— Historia.—Aplicaciones.....	51
CAPÍTULO VIII.—Preparación del iodo.—Propiedades.— Historia.—Aplicaciones.....	53
CAPÍTULO IX.—Grabado en vidrio.—Propiedades del fluor- hídrico.—Composición	55
CAPÍTULO X.—El azufre.—Sus propiedades.—La pólvora. —Extracción del azufre.—Sus aplicaciones.—El ácido sulfúrico.—El ácido sulfhídrico	57
CAPÍTULO XI.—El selenio y el telurio.—Su preparación.— Sus propiedades.....	69

	Págs.
CAPÍTULO XII.—Preparación del nitrógeno.—Historia.— Aplicaciones.—Compuestos del nitrógeno.....	71
CAPÍTULO XIII.—Preparación del amoníaco.—Experimentos.—Propiedades.—Aplicaciones.—Historia.....	83
CAPÍTULO XIV.—Composición.—Análisis en peso.—El argón.—El aire es una mezcla.—Propiedades	87
CAPÍTULO XV.—Descomposición del agua.—Síntesis.—El agua contiene aire.—Investigación de las sales que contiene el agua.—Propiedades.—Historia.—Aplicaciones.....	94
CAPÍTULO XVI.—El fósforo es luminoso en la obscuridad.—Inflamabilidad del fósforo.—Otras propiedades.—Preparación.—Historia.—Fosfuro de hidrógeno	101
CAPÍTULO XVII.—El aparato de Marsh.—Propiedades del arsénico.—Principales compuestos.....	107
CAPÍTULO XVIII.—Reactivo de las sales de antimonio.—Propiedades del antimonio.....	109
CAPÍTULO XIX.—Variadades del carbono.—Carbones naturales y carbones artificiales	110
CAPÍTULO XX.—Propiedades.—Historia.—Acido silícico..	126
CAPÍTULO XXI.—Propiedades.—Historia.—Anhidrido bórico.....	128
CAPÍTULO XXII.—División de los metaloides en familias.—Estudio de las valencias.—Modificación de la clasificación de Dumas.....	130
CAPÍTULO XXIII.—Los metales.—Propiedades físicas.—Clasificación de los metales.—Ligas ó aleaciones.....	133
CAPÍTULO XXIV.—Clasificación de los óxidos.—Sus propiedades.—Los sulfuros y los cloruros.....	139
CAPÍTULO XXV.—Qué son las sales.—Sales neutras, ácidas y básicas.—Acción de los metales.—Leyes de Berthollet.....	142
CAPÍTULO XXVI.—El Potasio.—El Sodio.—El Calcio.—Sus propiedades.—Su preparación y aplicaciones.....	150
CAPÍTULO XXVII.—El Hierro.—El Níquel.—El Zinc.—Sus propiedades.—Sus aplicaciones.—Caracteres de sus sales.....	158
CAPÍTULO XXVIII.—El Cobre.—El Estaño.—El Plomo.—El Aluminio.—Sus propiedades y aplicaciones	163

ADVERTENCIA IMPORTANTE.

La Química es una ciencia enteramente experimental, y los maestros que tratan de enseñar esa materia por medio de clases orales y pintando figuras en el pizarrón *pierden lastimosamente el tiempo*. Por desgracia este caso es muy frecuente.

En muchas escuelas no dan importancia á la parte práctica, y en otras, aun cuando cuentan con los elementos, no los aprovechan por *temor á un accidente* (según dicen), pero realmente por desconocer el manejo de los aparatos.

Con el tiempo todas las escuelas que dependen del gobierno contarán con laboratorios de química bastante completos, y el Sr. Director General de Instrucción Primaria desea lograr esto á la mayor brevedad. Respecto á las escuelas particulares me voy á permitir dar un consejo á los Señores Directores. Así como se pide á los padres de familia que compren á sus hijos libros, cajas de compases, atlas de Geografía, lápiz y papel, goma y carboncillos, pídase que les compren, conforme se vaya necesitando, aparatos de química (que son tan

baratos), y cuando llegue el fin del año cada alumno contará con un pequeño laboratorio, que tan útil le será cuando, más tarde, curse química en la Escuela Nacional Preparatoria. En muchos casos no se necesitarán aparatos propiamente dichos, sino que bastará con botellas, vasos, bandejas y otros útiles de poco precio que no faltan en ninguna casa.

Un alumno no se formará una idea clara de lo que es el oxígeno ó el hidrógeno si no lo prepara *él mismo* y estudia prácticamente todas sus propiedades. En los colegios de los Estados Unidos cada alumno tiene una pequeña mesa con todos sus útiles y va repitiendo todas las manipulaciones indicadas por el profesor.

No hay que perder de vista que la Química es una ciencia netamente experimental. Química platicadita y de pizarrón es lo mismo que nada.

México, Julio 1º de 1900.

LUIS G. LEÓN.

Delina Jayko

CAPITULO I.

SUMARIO.—Fenómenos físicos y fenómenos químicos.—Las moléculas y los átomos.—Los símbolos de los cuerpos.—Cuerpos simples y compuestos.—Metales y Metaloides.

Aparatos y útiles para experimentación.—Una barra de cristal, un pedazo de paño, una hojita de oro volador, un termómetro de mercurio, un tubo de ensaye, un terrón de azúcar, una lámpara de alcohol, unas balanzas con sus pesas, azufre en flor, limadura de cobre, un mortero, un matraz, una barra de azufre, una barra de hierro, una pila eléctrica, una campana eléctrica, alambre de cobre aislado.

Experimento núm. 1.—Tómese una barra de cristal, frótese con un pedazo de paño y acérquese á unos pedacitos de oro volador. Los pedacitos de oro serán atraídos por la barra, debido á que el cristal se electrizó por el frotamiento. Una vez verificado el fenómeno, observamos la barra de cristal y la encontramos enteramente igual á como estaba al principio; no ha sufrido modificación alguna.

Este fué un fenómeno físico.

Experimento núm. 2.—Tomamos un termómetro por su parte superior, y anotamos cuidadosamente la temperatura. Supongamos que sea de 20°. Abracemos aho-

ra con la mano el bulbo ó receptáculo y notaremos que el mercurio comienza inmediatamente á subir, llegando á marcar, por ejemplo, 35°. Después retiramos la mano y el mercurio vuelve á bajar. Es decir, que el mercurio se dilató con el aumento de calor y se contrajo con la disminución de calor; pero antes y después del fenómeno el metal ha permanecido inalterable, no ha sufrido ninguna modificación.

Este fué también un fenómeno físico.

Experimento núm. 3.—En una pequeña probeta ó tubo de ensaye colocamos un trozo de azúcar, cuerpo que, según sabemos muy bien, es blanco, cristalino y dulce. Empezamos á calentar con una lámpara de alcohol, y á poco rato vemos que el azúcar se funde, toma un color obscuro y se convierte en caramelo. Si calentamos más hay desprendimiento de vapor de agua y sólo queda en el tubo un trozo de carbón. El cuerpo, después del fenómeno, ya no es el mismo que antes del fenómeno. Aquí sí hubo transformación completa.

Este fué un fenómeno químico.

Experimento núm. 4.—En unas pequeñas balanzas pesamos 2 gramos 5 de azufre en flor y 10 gramos de limadura de cobre. El primero es un polvo amarillo, el segundo es un polvo rojizo. Ponemos estas sustancias en un mortero y las mezclamos íntimamente hasta que la masa adquiera un color gris. No obstante que la mezcla ha sido completa, podremos, ayudados de una buena lente, distinguir las partículas rojas del cobre entre los polvos amarillos del azufre.

Pero pongamos ahora esta masa gris en un pequeño

matraz de vidrio y calentemos *suavemente* con una lámpara de alcohol (*). Poco después observamos que empiezan á desprenderse unos vapores amarillos muy abundantes, entonces se retira la lámpara y casi inmediatamente se observa una flama en el interior del matraz. Ya que se han disipado los vapores amarillos que llenaban el matraz, se observa que dentro del frasco hay una piedra negra que en nada se parece ni al azu-

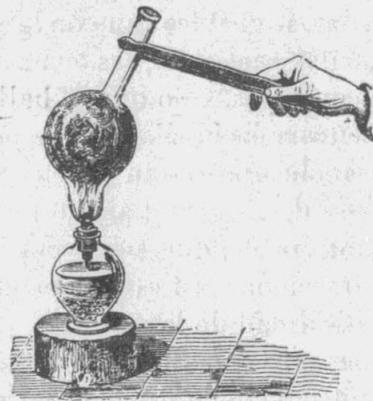


Fig. 1.—Combinación del azufre y el cobre.

fre ni al cobre. Se formó un cuerpo nuevo que se llama *sulfuro de cobre*. La transformación fué completa, el fenómeno fué químico.

(*) Siempre que se caliente un objeto de vidrio, cúdense de hacerlo con precaución, paseando la flama de la lámpara por el fondo del recipiente. Después de cuatro ó cinco minutos ya se puede dejar quieta la lámpara. Si se calienta bruscamente se corre riesgo de que el vaso se reviente, pues el vidrio es mal conductor del calor.

Vemos por esto que la *Física* es la ciencia que se ocupa de estudiar los fenómenos que se verifican en los cuerpos cuando éstos no sufren cambio alguno en su composición.

Mientras que la *Química* es la ciencia que se ocupa de estudiar los fenómenos que se verifican en los cuerpos cuando éstos sufren algún cambio en su composición.

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*. *Atomo* 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 hi-

drógeno. 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*.

Experimento núm. 5.—Observemos una barra de azufre y una barra de hierro. La primera carece de brillo; la segunda tiene un reflejo particular. Si calentamos una extremidad de la barra de azufre con una lámpara de alcohol, teniendo la otra extremidad con la mano, el azufre llega á fundirse, y con todo y esto el calor no nos ha llegado á la mano. Entonces decimos que el azufre es *un cuerpo mal conductor del calor*. Pero tomemos la barra de hierro y calentemos una extremidad con la lámpara de alcohol, á poco rato empezamos á experimentar una sensación de calor, y llega un momento en que soltamos la barra porque ya no podemos resistir la elevación de temperatura. He-

mos comprobado, pues, que el hierro es *un cuerpo buen conductor del calor*. ¿Qué diferencias hemos encontrado hasta ahora entre el hierro y el azufre? Las siguientes:

Azufre.—No tiene brillo metálico. Es un cuerpo mal conductor del calor.

Hierro.—Sí tiene brillo metálico. Es un cuerpo buen conductor del calor.

Experimento núm. 6.—En el circuito abierto de una campana eléctrica introducimos la barra de azufre: la campana no suena. Introducimos la barra de hierro y la campana sí suena. ¿Qué deducimos de esto? Que el azufre es mal conductor de la electricidad y el hierro es buen conductor de la electricidad.

Más adelante veremos que cuando el azufre se combina con el oxígeno húmedo da nacimiento á un cuerpo llamado ácido, y que cuando el hierro se combina con el oxígeno húmedo se forma un cuerpo llamado *hidrato*.

Entonces decimos: 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.

CAPITULO II.

SUMARIO.—Ácidos y bases.—Sales y cuerpos neutros.—Ligeras ideas de nomenclatura.—Radicales.—Cuerpos alótopos y cuerpos isómeros.—Ley de Lavoisier.

Aparatos y útiles para experimentación.—Seis copas de ensaye, una botella con tintura de tornasol, ácido sulfúrico, ácido nítrico, ácido fosfórico, ácido clorhídrico, vinagre, un limón, un lebrillo con agua, una docena de agitadores, un trapo, potasa, agua de cal, amoníaco.

Experimento núm. 7.—Pongamos en seis copas de ensaye tintura azul de tornasol (*) y dispongamos junto á las cuatro primeras copas unos pequeños frascos que contengan respectivamente: 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 ácido sulfúrico y lo sumergimos luego en la primera copa. Agitamos 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

(*) En las droguerías venden el tornasol en grano. Se pulveriza 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.

sucedirá en la tercera copa, y en la cuarta si empleamos 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 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 núm. 8.—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.

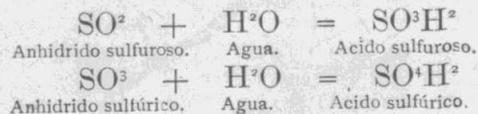
Los cuerpos que, como la potasa, sosa, cal, etc., tienen la propiedad de volver á su color azul á la tintura de tornasol enrojecida por los ácidos, reciben el nombre de *bases*. Tienen un sabor acre y enverdecen el jarabe de violetas.

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*,

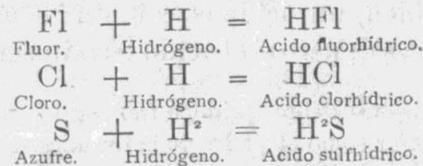
y si la sal pone azul á la tintura ya enrojecida se llama *sal básica*.

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 hidró-*

geno; en otros términos: para que un cuerpo sea ácido necesita forzosamente contener hidrógeno. Lavoisier (*) 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*.

Ejemplo:

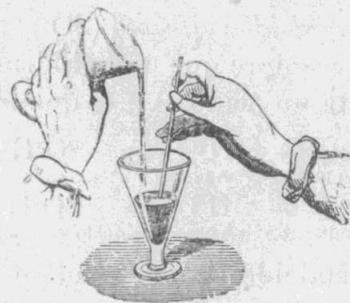
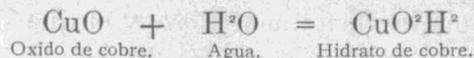


Fig. 2.—Un ácido y un hidrato forman una sal.

Ahora bien, un ácido se combina con un hidrato y resulta una sal; pero si el ácido termina en *oso* la sal ter-

(*) 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.

mina en *ito*, y si el ácido termina en *ico* la sal acaba en *ato*.

El ácido sulfúrico forma *sulfatos*.

El ácido fosfórico „ *fosfatos*.

El ácido nítrico „ *nitratos*.

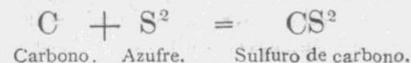
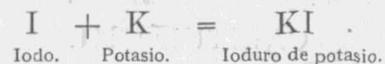
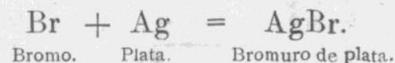
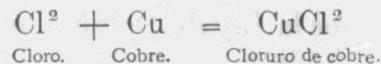
En cambio

El ácido sulfuroso forma *sulfitos*.

El ácido fosforoso „ *fosfitos*.

El ácido nitroso „ *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 (NH⁴).

Cuerpos *alótropos* son aquellos que pueden presentarse bajo formas y con propiedades físicas y químicas

cas diferentes; como el fósforo, que es ya un cuerpo translúcido, soluble en el sulfuro de carbono ó ya es una masa roja y opaca, insoluble en el mismo líquido.

Cuerpos *isómeros* son los compuestos formados por los mismos elementos en idénticas proporciones, pero que difieren en sus propiedades físicas y químicas.

Si en el experimento núm. 4 pesamos el azufre y pesamos el cobre, y después pesamos el sulfuro de cobre formado, veremos que el *peso del compuesto es igual á la suma de los pesos de los componentes*.

Este enunciado constituye una ley que se llama *Ley de Lavoisier*.

Más tarde, con motivo de los compuestos del nitrógeno estudiaremos la Ley de Dalton, que es muy importante.

CAPITULO III.

SUMARIO.—Algunas manipulaciones sencillas.—Tapones de corcho y tapones de goma.—Tubos de goma.—Distintas clases de limas.—Manera de cortar y de doblar tubos de vidrio.

Un laboratorio de química necesita el auxilio de alguna herramienta. Habrá que comprar los útiles conforme se vayan necesitando, tenerlos siempre en buen estado de servicio y cuidar de que siempre tengan un lugar fijo para no tenerlos que buscar en el momento en que se necesiten.

Antes de pasar adelante, 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 aquellos 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 especiales 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 20 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 decígramo; probetas graduadas, pipetas y matraces graduados, un buen termómetro de mercurio, areómetros de Baumè y de Cartier, un alcoholómetro 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 le 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.

A 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 quiere 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 una poca de cera blanda, en seguida se calienta la parte donde

se quiere hacer la bola, y ya que este suave el vidrio se acercan ambas manos para comprimir el vidrio reblandido, 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 a ensancharse. La insuflación debe hacerse progresivamente.

Por último, para doblar los tubos, que es la operación que mas 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 tiene buen éxito la primera vez. La destreza sólo la da la práctica constante.

CAPITULO IV.

HIDROGENO.

Símbolo, H.

Peso atómico, 1.

SUMARIO.—Preparación del Hidrógeno.—Sus propiedades.—Historia.—Aplicaciones.

Aparatos y útiles para experimentación.—Un frasco de dos bocas con sus tapones de goma, un tubo de seguridad, un tubo de desprendimiento, cuba para gases, probetas, zinc, agua y ácido sulfúrico, una vela, un plato de porcelana, un tubo recto terminado en punta, una balanza hidrostática, un cilindro de cartón.

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

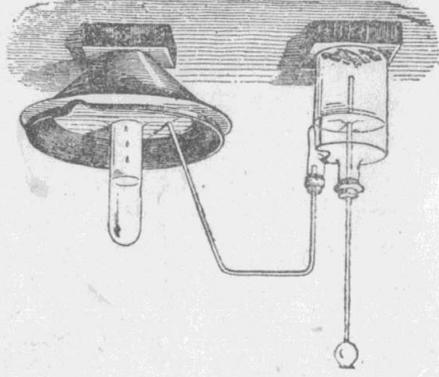


Fig. 3.—Preparación del hidrógeno.

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



Fig. 4.—El hidrógeno es combustible.

precaución, pues siempre que se mezcla ácido sulfúrico con agua se eleva mucho la temperatura, así es que vertida 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 verá salir burbujas 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 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 al 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.

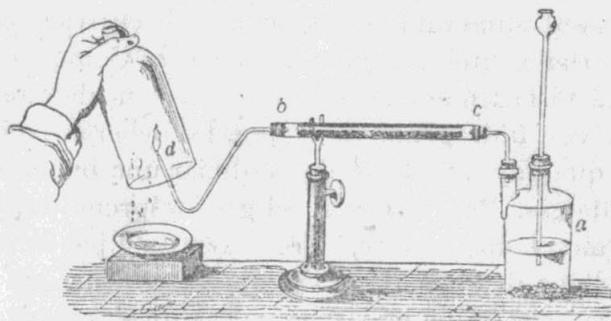


Fig. 5.—El hidrógeno al arder produce agua.

Experimento núm. 9.—Quitamos el tubo de goma y el tubo encorvado en ángulo recto y lo sustituimos por otro también encorvado en ángulo recto, pero terminado en punta. Acercamos un cerillo á esta punta y el hidrógeno arde. Si ponemos en contacto de la flama un plato de porcelana ó una campana de cristal, vemos formarse, sobre una ú otra, gotitas de agua; luego siempre que arde el hidrógeno al contacto del aire se forma agua. En otras palabras, el producto de la combustión del hidrógeno es el agua.

Experimento núm. 10.—Cámbiese el tubo en ángulo recto por un tubo derecho terminado en punta y en-

ciéndase 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 con-

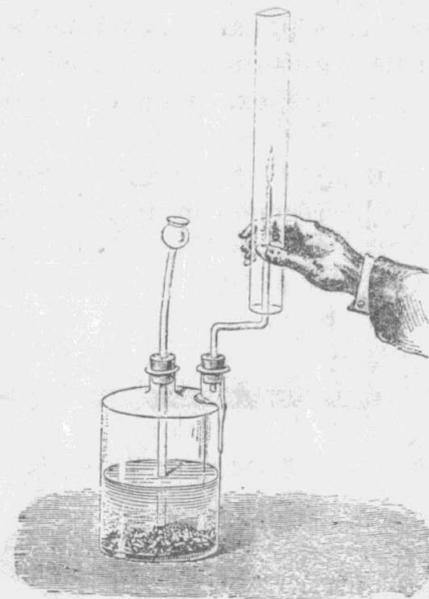


Fig. 6.—La harmónica química.

densación y dilatación de la masa gaseosa contenida dentro del tubo. Este experimento se conoce con el nombre de *harmónica química*.

Experimento núm. 11.—Se suspende del gancho de la balanza hidrostática un cilindro de cartón cerrado por la parte superior y abierto por la inferior, y se tara. Se hace llegar al cilindro de cartón una corriente de hidrógeno y á poco rato se observa que la balanza

se desequilibra. Métodos delicados de experimentación han demostrado que el hidrógeno es 14 veces y media menos pesado que el aire en igualdad de volumen.

El experimento resulta muy vistoso, llenando de hidrógeno una vejiga con llave é introduciendo ésta en una jabonadura especial (*), compuesta de agua, jabón de Castilla y glicerina. La burbuja, una vez libre, se eleva en el aire, exactamente como un globo aerostático.

Experimento núm. 12.—Se hace comunicar un frasco productor de hidrógeno con un tubo secador y con

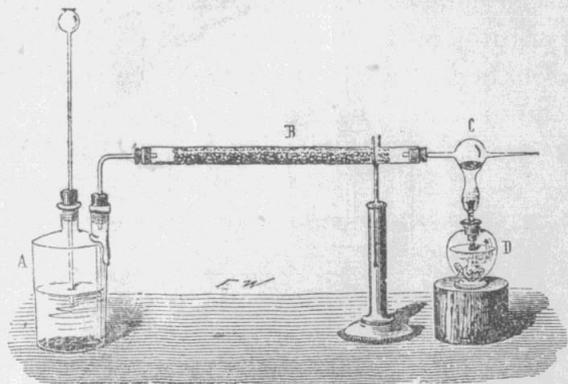


Fig. 7.—Reducción del sesquióxido de hierro.

una esfera de cristal que contiene sesquióxido de hierro (Fe^2O^3). Se calienta la esfera con una lámpara de alcohol y si después se hace pasar una corriente de hidrógeno, este gas descompone al sesquióxido en

(*) Véase "Cien experimentos de electricidad y magnetismo" por Luis G. León.

protóxido y hay un desprendimiento de vapor de agua. La substancia que resulta en la esfera es *protóxido pirofórico de hierro ó hierro pirofórico de Magnus*, espontáneamente inflamable al contacto del aire.

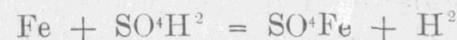
Propiedades.—El hidrógeno es un gas sin color, olor ni sabor; su densidad á 0° y bajo la presión de 0^m76 es de 0^m069 con respecto al aire; es el menos denso de todos los gases, es muy poco soluble en el agua. Ha sido posible licuarlo á la presión de 99 atmósferas y á la temperatura de menos 174° .

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 insoluble en el agua, da á ésta un color blanquecino. Estúdiense y analícese la siguiente ecuación:



Zinc. Acido sulfúrico. Sulfato de zinc. Hidrógeno.

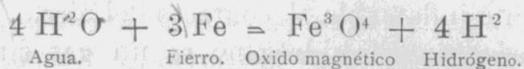
Otros procedimientos de preparación.—Puede también prepararse el hidrógeno empleando hierro en lugar de zinc:



Puede prepararse también con zinc y ácido clorhídrico:



O bien, haciendo pasar una corriente de vapor de agua por un tubo de porcelana que contenga hierro calentado al rojo:



Historia.—Desde mucho tiempo antes de que el hidrógeno hubiera sido reconocido como uno de los elementos del agua y caracterizado como cuerpo simple, ya la existencia del hidrógeno había sido entrevista por los químicos de los siglos XVI y XVII. 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 vitriolo (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 1703, Turquet de Mayerne reconoció la inflamabilidad de este gas, y en la última mitad del siglo XVII Mayow lo consideró como diferente del aire atmosférico. 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 (*)

(*) Sir Henry Cavendish nació en Nice, Piémont, el 10 de Octubre de 1731. A los 40 años, uno de sus tíos le legó su fortuna de más de 34 millones de francos, así es que se dice de Caven-

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 extremada ligereza, el hidrógeno se emplea para llenar los globos aerostáticos, habiendo sido el físico francés Charles el que primero hizo esta aplicación en 1783.

Se emplea también en el soplete oxhídrico para poner incandescente el cilindro de cal; el hidrógeno se usa para el análisis eudiométrico del aire y para la mezcla detonante de la pistola de Volta; para fundir el platino, la plata y el oro, y para soldar las planchas de plomo sin interposición de metal extraño.

CAPITULO V.

OXIGENO.

Símbolo, O.

Peso atómico, 16.

SUMARIO —Preparación del Oxígeno.—Sus propiedades.—Historia.—Aplicaciones.

Aparatos y útiles de experimentación.—Una retorta, un soporte de anillos, una lámpara de alcohol cuba para gases, clorato de potasa, bióxido de manganeso, una vela, fósforo, azufre, carbón, alambre de hierro.

Preparacion.—Mézclese íntimamente en un mortero 50 gramos de clorato de potasa y 50 gramos de bióxi-

dish que “era el más rico de todos los sabios y el más sabio de todos los ricos.” Murió el 24 de Febrero de 1810 sin haber cesado un solo instante de trabajar por el adelanto de la Química, ciencia que tanto quiso.

do 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 calentamiento brusco originaría la ruptura del aparato,

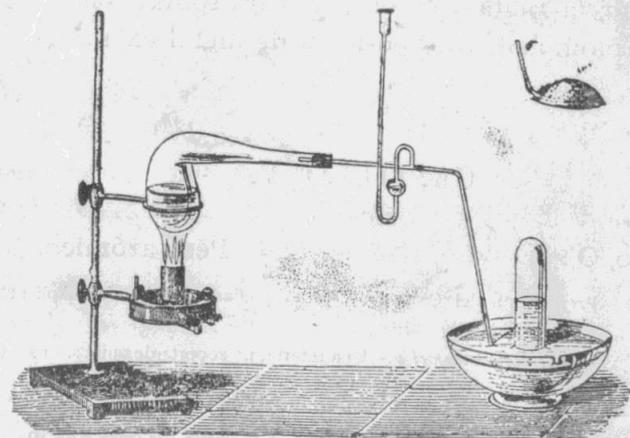


Fig. 8.—Preparación del oxígeno.

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 desprende 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 al 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 núm. 13—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 una poca 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 cor-

cho 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 (*). Se enciende el fósforo acercándole un cerillo, é inmediatamente, aunque con precaución, se quita el corcho que cubría la botella y se substituye por el que 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.



Fig. 9.—Combustión del fósforo.

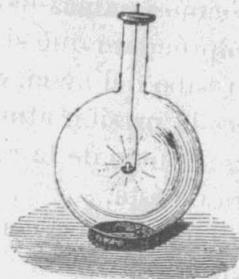


Fig. 10.—Combustión del carbón.

Experimento núm. 14.—En la misma cápsula del experimento anterior ó en otra que se tenga al efecto, se coloca un pedacito de azufre, se inflama y se introdu-

(*) 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.

ce al otro frasco con oxígeno. El azufre arde con una flama azul muy hermosa y el producto de la combustión es el anhídrido sulfuroso, gas dotado de olor sofocante, que provoca tos y que tiene la propiedad de decolorar las substancias vegetales. Unas violetas introducidas en un frasco que contenga anhídrido sulfuroso se ponen enteramente blancas.

Experimento núm. 15.—En la cápsula de los experimentos anteriores se pone un pedacito de carbón de madera que tenga un punto incandescente y se introduce en un frasco con oxígeno. El carbón arde con viva luz, se consume rápidamente y el producto de la combustión es el anhídrido carbónico, gas incoloro, que no permite la combustión.

Experimento núm. 16.—Se suspende de un disco de corcho un alambre de hierro delgado muy limpio, enrollado en espiral y que lleva en la extremidad un pedacito de yesca encendida. Introducido esto en el oxígeno el hierro entra en combustión y se desprenden vivísimas chispas que producen un hermoso espectáculo. El producto de esta combinación es óxido de hierro magnético.

Experimento núm. 17.—Se apaga una vela de cera y antes de que desaparezcan los puntos rojos de la mecha se introduce rápidamente en un frasco que contenga oxígeno: la vela vuelve á encenderse, arde con brillo notable y se consume rápidamente.

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



Fig. 11.—Combustión del hierro.

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.

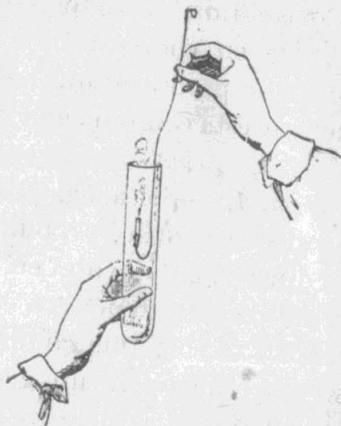
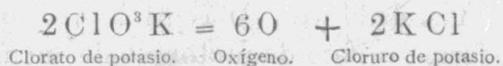


Fig. 12.—El oxígeno es comburente.

La reacción en el método de preparación que indicamos es muy sencilla:



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.

Otros procedimientos de preparación.—Puede también prepararse el oxígeno descomponiendo el bióxido de manganeso por la acción del calor en una retorta de aspérón, substancia dura que resiste una excesiva elevación de temperatura. El bióxido de manganeso al calentarse sólo deja desprender la tercera parte de su oxígeno.

Reacción:

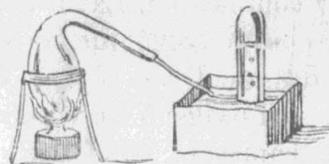


Fig. 13.—otro procedimiento de preparación del oxígeno.

El residuo que queda en la retorta es óxido obscuro ú óxido salino de manganeso.

Otro procedimiento de preparación consiste en ca-

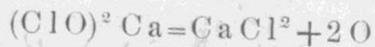
lentar en un matraz 50 gramos de bióxido de manganeso y 60 gramos de ácido sulfúrico concentrado, previamente mezclado con 16 centímetros cúbicos de agua. Se forma sulfato de protóxido de manganeso y agua y se desprende oxígeno.

Reacción:



El Sr. Fleitmann recomienda prepararlo calentando en un matraz 500 gramos de solución de cloruro de cal con 5 ó 6 gotas de solución de cloruro ó nitrato de cobalto.

Reacción:



hipoclorito de cal
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 indis-

(*) Carlos Guillermo Scheele nació en Stralsund el 19 de Diciembre de 1742, murió en Keeping el 24 de Mayo de 1786. Fué tan sabio como modesto; publicó tal número de memorias que realmente no se comprende cómo un solo hombre pudo haber escrito tanto.

pensable de la vida y de 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.

Ozono.—El ozono es una modificación alotrópica del oxígeno. Si en una probeta colocada sobre una cuba de mercurio introducimos oxígeno seco y hacemos pa-

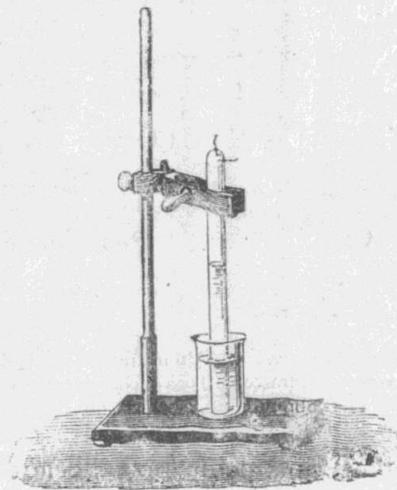


Fig. 14.—Acción de las chispas eléctricas sobre el oxígeno.

sar una serie de chispas ó mejor un efluvio eléctrico, se forma *ozono*, gas descubierto por el Sr. Schænbein en 1849.

El ozono es un gas incoloro en pequeña masa, pero que realmente tiene un hermoso color azul que se parece al del cielo.

Tiene un olor fuerte y penetrante; respirado, aunque sea en pequeña proporción, provoca una inflamación de las mucosas; su densidad es de 1,6, es soluble en el agua.

Parece demostrado que cuando aumenta en el aire la cantidad de ozono disminuye la fuerza de una epidemia, pues este gas es microbicida.

CAPITULO VI.

CLORO.

Símbolo, Cl.

Peso atómico, 35,5.

SUMARIO.—Preparación del Cloro.—Sus propiedades.—Historia.—Aplicaciones.
—Acido Clorhídrico.—Agua regia.

Aparatos y útiles de experimentación.—Un matraz con su soporte, una lámpara de alcohol, un frasco lavador, un frasco de boca ancha, bióxido de manganeso, ácido clorhídrico, una espiral de cobre, fósforo, arsénico, una hojita de oro.

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 una poca 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

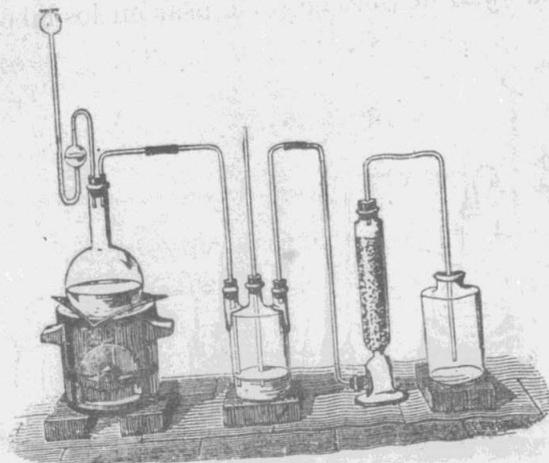


Fig. 15.—Preparación del cloro.

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 lámpara 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 núm. 18.—Para obtener el cloro disuel-

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 *agua de cloro* se suele usar en los laboratorios

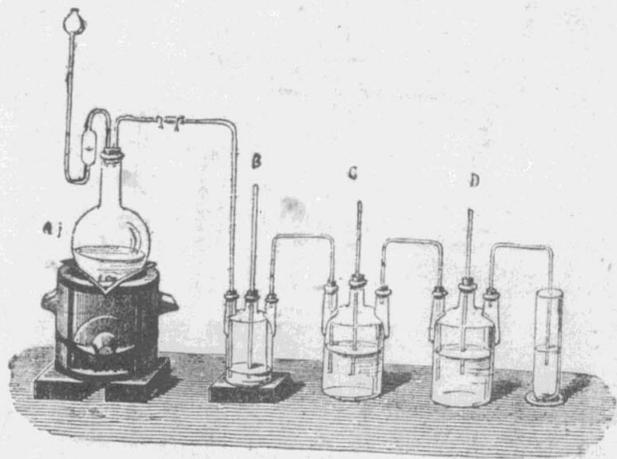


Fig. 16.—Preparación de la solución acuosa de cloro.

en vez del gas, porque se maneja con más facilidad; pero tiene el inconveniente de alterarse con el tiempo.

Experimento núm. 19.—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 incandescentes que no son otra cosa que cloruro de cobre.

Experimento núm. 20.—En un frasco que contenga cloro se introduce una capsulita con un fragmento

Adelina Goykoria 43



Fig. 17.—Combinación del cloro y el cobre.

de fósforo previamente secado con un pedazo de papel secante. El fósforo se inflama espontáneamente,



Fig. 18.—Inflamación del fósforo en el cloro.

formándose percloruro de fósforo sólido en aquellos puntos en que predomina el cloro, y protocloruro líquido en las partes en que el fósforo está en exceso.

Experimento núm. 21.—Si se proyecta arsénico ó antimonio en polvo fino en un frasco lleno de cloro, arde formando penachos luminosos á modo de lluvia de fuego, formándose respectivamente cloruro de arsénico líquido ó cloruro de antimonio cristalizado.

Experimento núm. 22.—Se introduce una hojita de oro en una disolución de cloro, y se ve que á los pocos instantes desaparece el metal, habiéndose formado cloruro de oro.

Experimento núm. 23.—Si á un frasco lleno de cloro se hace llegar por un tubo terminado en punta una corriente de gas amoníaco; éste se inflama espontá-



Fig. 19.—Inflamación del arsénico en el cloro.

neamente y se produce nitrógeno y humos blancos de clorhidrato de amoníaco.

Experimento núm. 24.—En un tubo de cristal de un metro de largo próximamente se ponen 9 décimas partes de una disolución de cloro y se acaba de llenar con una disolución concentrada de amoníaco. Se tapa con el dedo y se invierte en una cuba con agua. Inmedia-

tamente se ven desprenderse numerosas burbujas que van á ocupar la parte superior del tubo. Estas burbujas son de nitrógeno.

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

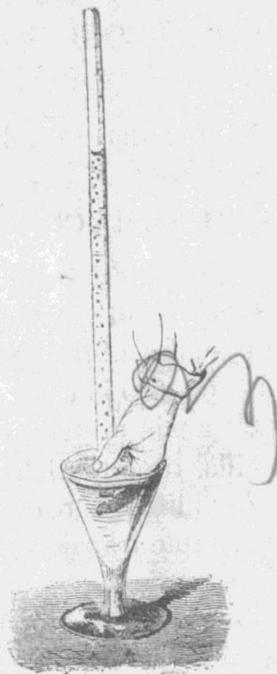


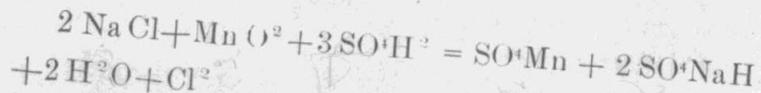
Fig. 20.—Descomposición del amoníaco por el cloro.

soluble en el agua, ha sido posible licuarlo enfriándolo á 0° y comprimiéndolo á 6 atmósferas; se le puede solidificar enfriándolo á menos 102°.

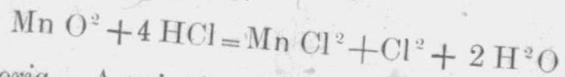
Otro procedimiento de preparación.—Se puede también preparar el cloro tratando una mezcla de cloruro de sodio y bióxido de manganeso por el ácido sulfúrico.

Se forma sulfato de sodio y sulfato de manganeso y el cloro queda en libertad.

Reacción:



La reacción del método indicado en la primera preparación es la siguiente:



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 substancia 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 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 pa-

ra 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 del cloruro doble de aluminio y sodio que se emplea en la fabricación del aluminio; se le emplea para borrar las manchas de tinta y 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 hipoclorico, el clórico, el perclórico y el clorhídrico. Solamente nos ocuparemos del ácido clorhídrico.

ACIDO CLORHÍDRICO.

Símbolo, HCl.

Peso atómico, 36,5.

Preparación.—En un matraz de vidrio se colocan 120 gramos de cloruro de sodio en polvo; el matraz tiene un tapón con dos taladros, por uno pasa un tubo de seguridad y por el otro uno de desprendimiento que va á dar á un frasco lavador; de aquí sale un tubo abductor que se dirige á una probeta colocada sobre una cuba con mercurio. El ácido clorhídrico no se puede recibir en el agua, porque es sumamente soluble en este líquido. Por el embudo del tubo de seguridad se vierte poco á poco 200 gramos de ácido sulfúrico, la reacción principia en frío y se le sostiene calentando con una lámpara de alcohol. El agua del frasco lavador tiene por objeto detener el ácido sulfúrico que pudiera ser arrastrado mecánicamente.

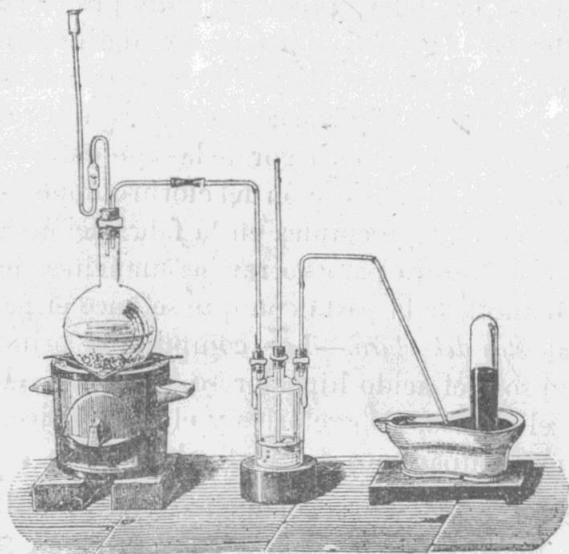
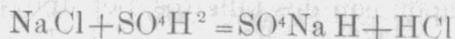


Fig. 21.—Preparación del ácido clorhídrico.

Reacción:



Experimento núm. 25.—En un plato de porcelana se ponen unas gotas de solución de amoníaco y se cubre el plato con una campana de cristal humedecida interiormente con unas gotas de solución de ácido clorhídrico. A poco rato la campana se llena de unos humos blancos que resultan de la combinación de los dos cuerpos, formándose un compuesto que se llama clorhidrato de amoníaco.

Basta acercar uno á otro los cuellos de dos frascos que contengan las soluciones antedichas para que

se vea un humo abundante de clorhidrato de amoníaco.

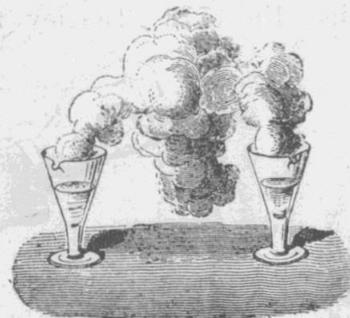


Fig. 22.—Combinación del ácido clorhídrico y el amoníaco.

Experimento núm. 26.—Todos los metales, menos el oro y el platino, descomponen el ácido clorhídrico. Si en una probeta con zinc se echa ácido clorhídrico en disolución, se produce una viva efervescencia y se desprende gas hidrógeno que arde al aproximarle una llama.

Propiedades.—El ácido clorhídrico es un gas incoloro, de olor fuerte y sabor ácido y muy picante, su densidad es igual á 1'24. Ha sido licuado á menos 80° á la presión ordinaria, y á más 10° á la presión de 40 atmósferas; se solidifica á 115° bajo cero. Es muy soluble en el agua.

Historia.—Parece que el ácido clorhídrico era conocido de los antiguos alquimistas, pues Basilio Valentín lo menciona en sus escritos. Boyle lo preparó más tarde sometiendo á un fuerte calor una mezcla de li-

madura de hierro, sal común y agua. A fines del siglo XVII Glauber, químico alemán, simplificó el procedimiento de extracción, tratando la sal marina por el ácido sulfúrico. En 1772 Priestléy fué el primero

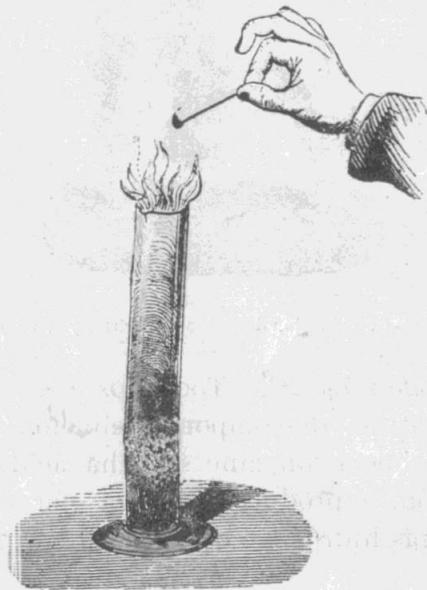


Fig. 23.—Acción del zinc sobre el ácido clorhídrico.

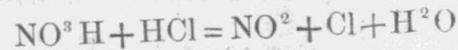
que recibió el gas ácido clorhídrico en una cuba con mercurio y estudió sus principales propiedades. Gay-Lussac, Thenard y Davy demostraron por varios experimentos que el ácido clorhídrico está formado por volúmenes iguales de hidrógeno y de cloro.

Aplicaciones.—El ácido clorhídrico se emplea en la preparación de la sal amoníaco, de los cloruros de estaño, antimonio, bario y calcio; sirve para purificar el

negro animal, limpiar el hierro, aislar la gelatina de los huesos; para la preparación del hidrógeno, del cloro y del cloruro de cal.

Los cloruros se reconocen en que tratados por el ácido sulfúrico dan unos humos blancos que aumentan al soplar en la boca de la probeta.

Agua regia.—El agua regia es un líquido que resulta de mezclar cuatro partes de ácido clorhídrico y una de ácido nítrico. Se le dió ese nombre por la propiedad que tiene de disolver al oro, que en una época se llamó rey de los metales. La propiedad disolvente del agua regia se debe á que en la reacción se produce cloro naciente; así es que al disolverse el oro en el agua regia se forma tricloruro de oro y al disolverse el platino se forma tetracloruro de platino. El cloro naciente se produce en esta reacción:



CAPITULO VII.

BROMO.

Símbolo, Br.

Peso atómico, 80.

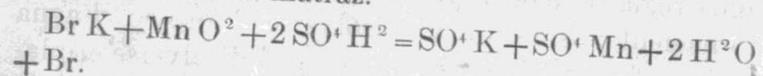
SUMARIO.—Preparación del bromo.—Propiedades.—Historia.—Aplicaciones.

Aparatos y útiles de experimentación.—Una retorta con su soporte, bromuro de potasio, bióxido de manganeso y ácido sulfúrico, un matraz, una bandeja, un frasco con llave.

Preparación.—En una retorta colocada en baño Ma-

ría se introducen 30 gramos de bromuro de potasio, 71 gramos de bióxido de manganeso finamente pulverizado y una mezcla ya fría de 30 gramos de ácido sulfúrico con 90 gramos de agua.

Después de haber cerrado el tubo de la retorta se introduce el cuello de ésta en un matraz que viene á quedar colocado en una bandeja. Se cubre el matraz con un lienzo y se hace caer encima de éste un chorrillo de agua fría. En seguida se calienta suavemente con una lámpara de alcohol. Se forma sulfato de potasio, sulfato de manganeso y agua, y el bromo se va á condensar en el matraz.



Propiedades.—El bromo es un líquido rojo oscuro, de olor irritante muy desagradable. Su densidad á 0°

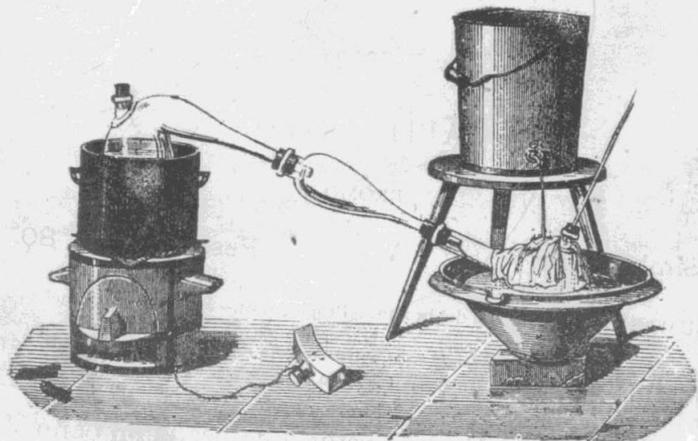


Fig. 24.—Preparación del Bromo.

es de 3.18 con relación al agua. Se solidifica á menos 24°5 en láminas cristalinas de color gris. Hierve á 63°. Es muy soluble en el cloroformo y en el éter, á los cuales les da un color rojizo. El bromo tiene mucha afinidad por el hidrógeno y forma con éste un cuerpo gaseoso: el ácido bromhídrico, HBr, completamente análogo al clorhídrico HCl.

Historia.—En el año de 1826 el bromo fué descubierto por Balard en las aguas madres de las salinas de los alrededores de Montpellier. Existe en el agua del mar, y al estado de bromuros en muchas fuentes minerales. El cloruro de plata de México, explotado como mineral, contiene bromuro de plata.

Aplicaciones.—Se usa junto con el iodo en la fotografía, y presta grandes servicios á la medicina, sobre todo para las enfermedades del aparato respiratorio como las anginas y el croup.

CAPITULO VIII.

YODO.

Símbolo, I.

Peso atómico, 127.

SUMARIO.—Preparación del iodo.—Propiedades.—Historia.—Aplicaciones.

Aparatos y útiles de experimentación.—Una retorta con su soporte, yoduro de potasio, bióxido de manganeso y ácido sulfúrico, un matraz, una bandeja, un frasco con llave.

Preparación.—En un aparato semejante al que indicamos para la preparación del bromo, se colocan 20

gramos de ioduro de potasio, 60 gramos de bióxido de manganeso y 25 gramos de ácido sulfúrico. Se forma sulfato de potasio, sulfato de manganeso y agua; el iodo se va á condensar en el matraz enfriado por la corriente de agua fría.

Propiedades.—El iodo es un cuerpo sólido brillante, de olor desagradable y color gris. Calentándolo en un matraz desprende vapores de color violado. Es muy poco soluble en el agua; pero en el alcohol, cloroformo, sulfuro de carbono y sobre todo en el ácido iodhídrico, se disuelve en gran cantidad. Esta solución mancha de amarillo la piel. Cristaliza en octaedros; su densidad es de 4.498 y su punto de ebullición á los 175°. El iodo combinado con el hidrógeno forma un ácido enérgico, llamado ácido iodhídrico.

Historia.—En el año de 1811, Courtois descubrió el iodo en las aguas madres que quedaban después de recoger las sales que dan las cenizas de las algas marinas. Gay-Lussac hizo en 1813 un estudio minucioso de este cuerpo y dió á conocer sus principales reacciones. Se encuentra en las plantas marinas, en las esponjas y en el hígado de los bacalaos. Las minas de plata de México tienen ioduro de plata asociado al cloruro y al bromuro del mismo metal.

Aplicaciones.—Se emplea, lo mismo que el bromo, en la fotografía y en la medicina: en la fotografía se usa por la propiedad que tiene de ser atacado por la luz, y en la medicina se recomienda para muchas enfermedades.

CAPITULO IX.

ÁCIDO FLUORHÍDRICO.

SUMARIO.—Grabado en vidrio.—Propiedades del fluorhídrico.—Composición.

Símbolo, HFl.

Peso atómico, 20.

Experimento núm. 27.—Sobre una lámina de vidrio se unta una delgada capa de barniz, formada por cuatro partes de cera y una de esencia de trementina, y ya que esté frío se traza con un punzón un dibujo ó un letrero de manera que el vidrio quede bien descubierto. En seguida se coloca en una caja de plomo fluoruro de calcio en polvo y ácido sulfúrico concentrado. Se cubre la caja con la lámina de vidrio, cuidando de que la capa de cera quede hacia abajo. Se calienta ligeramente con una lámpara de alcohol el

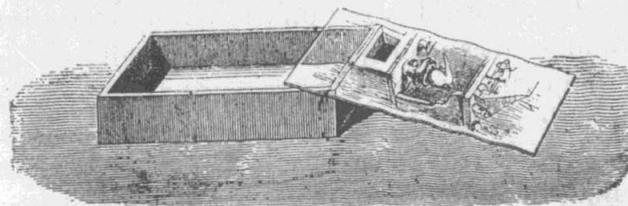
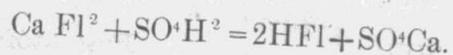


Fig. 25.—Grabado en vidrio por el ácido fluorhídrico.

fondo de la caja de plomo, y después de un rato se retira el vidrio, se calienta un poco para que la cera se derrita, y luego se limpia muy bien con una muñeca

empapada en alcohol. Se observará entonces que el dibujo ha quedado claramente marcado en el vidrio y de una manera indeleble.

El cuerpo que ha producido este efecto es el ácido fluorhídrico que resulta de la reacción siguiente:



Propiedades.—El ácido fluorhídrico anhidro y puro es líquido á la temperatura de más 15 grados. Su densidad á 12°5 es de 0'98, hierve á 59°4. Es un líquido muy fluído y excesivamente ávido de agua. Mezclado con ésta produce un ruido semejante al que produciría un fierro enrojecido. Es el ácido más corrosivo que se conoce. Sólo es posible conservarlo en botellas de plomo ó de gutaperca y aun á estas substancias las ataca al cabo de algún tiempo. La mayor parte de los metales lo descomponen, apoderándose del fluor y dejando libre el hidrógeno.

El ácido fluorhídrico es un cuerpo cuyo manejo exige grandes precauciones; una gota que caiga en la mano, produce una vejiga dolorosa y una inflamación que se extiende notablemente. Se recomienda, en el caso desgraciado de que caiga una gota en la mano, lavarse con una solución de acetato de amoníaco ó mejor con amoníaco diluído. Los vapores del ácido fluorhídrico son peligrosos de respirar.

Composición.—El ácido fluorhídrico está formado de hidrógeno y fluor. El fluor es un metaloide gaseoso que fué aislado por primera vez por el Sr. Moissan en 1886.

La voz *fluor* se deriva del griego *phthoro*, que significa "destructor."

CAPITULO X.

AZUFRE.

Símbolo, S

Peso atómico, 32.

SUMARIO.—El azufre.—Sus propiedades.—La pólvora.—Extracción del azufre.—Sus aplicaciones.—El ácido sulfúrico.—El ácido sulfhídrico.

Aparatos y útiles de experimentación.—Una cápsula de porcelana, azufre, una vela, una campana de cristal, un ramo de violetas, un crisol, sulfuro de carbono, salitre, carbón, un vaso de porcelana, ácido sulfúrico, un tubo de ensaye, cloruro de bario, un agitador, azúcar en polvo, clorato de potasa, sulfuro de hierro.

Experimento núm. 28.—Pongamos en una pequeña cápsula de porcelana un pequeño fragmento de ese cuerpo amarillo, insípido é inodoro, que llamamos *azufre*. Si le acercamos un cerillo ó una vela encendida, veremos que arde con una flama azul, produciendo un gas de olor desagradable y que al ser respirado provoca tos. Este gas se llama *anhidrido sulfuroso*, y es el resultado de la combinación del azufre con el oxígeno. Si ya que está ardiendo el azufre se cubre con una campana de cristal y se introduce debajo de la campana un ramito de violetas, á poco rato veremos que se ponen enteramente blancas; lo mismo pasaría á unas rosas encarnadas. En general, decimos que el anhidrido sulfuroso tiene la propiedad de decolorar á las substancias vegetales.

Experimento núm. 29.—En un crisol de tierra refractaria se introducen unos pedazos de azufre, y se calienta en un hornillo ó con una lámpara de alcohol. Ya que el azufre esté fundido se separa del fuego y se espera á que se le forme una costra en la superficie. Si se agujera esta costra, se deja escurrir la parte que permanece líquida y se rompe el crisol, se verá que el azufre había cristalizado en largas agujas formadas por

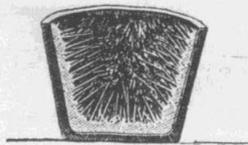


Fig. 26.—Cristales prismáticos del azufre.

prismas transparentes, oblicuos, de base romboidal. Si en lugar de fundir el azufre, se disuelve en sulfuro de carbono, y se deja evaporar, el azufre cristalizará en octaedros rectos de base romboidal.

Experimento núm. 30.—Háganse las siguientes pesadas: 7 grs. 5 de salitre (nitrato de potasio), 1 gr. 25 de carbón de madera en polvo y 1 gr. 25 de azufre en flor. Las tres substancias se mezclan íntimamente en un mortero, hasta que desaparezca el color amarillo del azufre y el color blanco del salitre, y que toda la masa tenga un color gris. Con una espátula se coloca una corta cantidad de la mezcla sobre un ladrillo seco, y se le acerca con precaución un cerillo encendido que se deja á un lado de la mezcla. A poco rato la masa se inflama, se producen muchos gases y si las

pesadas estuvieron bien hechas quedará un residuo muy pequeño. Lo que preparamos fué pólvora, que tiene tantas aplicaciones en la guerra y en la pirotecnia. Por supuesto que en las grandes fábricas de pólvora la preparación es laboriosa y delicada y exige múltiples operaciones.

Extracción.—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 presenta en la Naturaleza, ya sea solo ó combinado con otro cuerpo, hace que su estudio sea de gran interés.

Antiguamente no se conocía la verdadera naturaleza del azufre. Hoy 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 ebullición. 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 cristalizar de dos maneras: en octaedros ó en prismas. Cristaliza en prismas cuando después de haber pasado al estado líquido se deja enfriar lentamente, en cuyo caso se forman unas barritas transparentes compuestas de prismas oblicuos.

Ciertos cuerpos poseen la propiedad de cristalizar en dos sistemas diferentes incompatibles. Esta propiedad se llama *dismorfismo*. El azufre y el carbonato de calcio son cuerpos dimorfos.

Cuerpos *polimorfos* son aquellos que como el bióxido de titano presentan la propiedad de cristalizar en más de dos sistemas.

Si se pone en la mano un pedacito de azufre se oye un ruidito y se rompe en varios pedazos. Esto es debido á que el azufre es mal conductor del calor; las partes interiores se dilatan desigualmente, y por con-

secuencia se separan en los puntos más calentados por la mano.

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.

A estos cuerpos que sin cambiar sus elementos químicos varían en sus propiedades físicas, como son la densidad, la dureza, el color, forma cristalina, etc., se les da el nombre de *alótropos*.

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, 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.

Sainte-Claire-Deville considera otro estado distinto del azufre que resiste á la acción de los disolventes y al cual le dió el nombre de *azufre amorfo*.

En Sicilia se producen grandes cantidades de azufre que se saca de las solfataras. Se ponen grandes montones de azufre en unos planos inclinados y se les prende fuego en varios lugares á la vez. El fuego llega hasta el interior del montón; el azufre se funde y se va á la parte inferior, mientras que el resto arde y desprende un gas llamado ácido sulfuroso, que hace mal á la agricultura y á los obreros que trabajan en esos lugares. Una vez recogido el azufre líquido se deja cristalizar, y así se vende en el comercio con el nombre de *azufre bruto*.

Empleado en las artes y en la medicina hay necesi-

dad de purificarlo antes; y entonces se le designa con el nombre de azufre en flor.

Se obtiene también 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

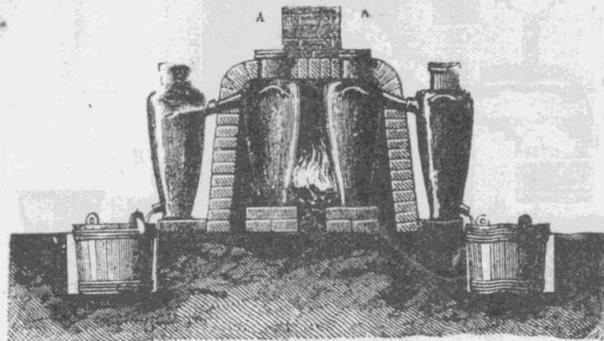


Fig. 27.—Purificación del azufre.

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.

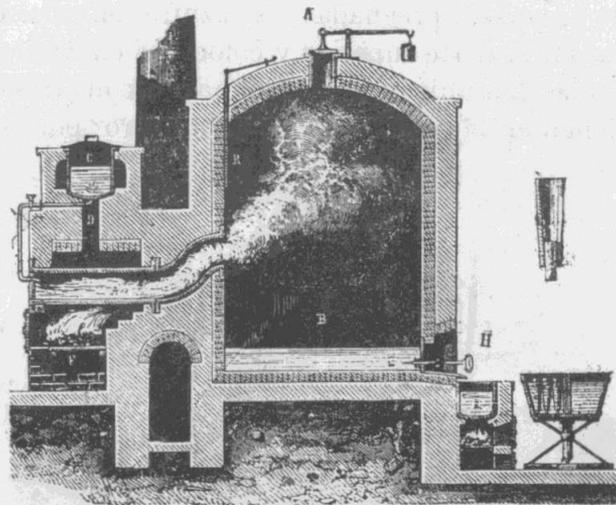


Fig. 28.—Preparación del azufre en flor.

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*.

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 plumbagina, mezclándole esta substancia antes de ponerlo en el molde de yeso.

ÁCIDO SULFÚRICO.

Símbolo, $\text{SO}^1 \text{H}^2$.

Peso atómico, 98.

Experimento núm. 31.—En un vaso de porcelana, lleno hasta la mitad de agua, viértase poco á poco y en cortas cantidades ácido sulfúrico y nótese, sea tocando con la mano la parte exterior del vaso, sea introduciendo un termómetro en la mezcla, que la temperatura se eleva mucho debido á la afinidad de combinación entre los dos cuerpos.

Experimento núm. 32.—Disuélvase en agua en un pequeño tubo de ensaye una corta cantidad de cloruro, de bario y fíltrese para que el licor quede perfectamente limpio. Mójese un agitador en ácido sulfúrico y déjese caer la gota en la solución de cloruro de bario. Inmediatamente se formará un precipitado blanco, debido á que el ácido sulfúrico forma con el bario una sal insoluble, llamada *sulfato de bario*. Así es que

el cloruro de bario, y en general, las sales de bario, son un excelente reactivo del ácido sulfúrico.

Experimento núm. 33.—Pésese 5 gramos de azúcar en polvo y 5 gramos de clorato de potasa y mézclese las dos substancias en un mortero. En seguida se coloca la mezcla en un ladrillo bien seco; se moja un agitador en ácido sulfúrico, y con precaución, alargando el brazo y manteniendo inclinado el agitador, se deposita la gota de ácido en la mezcla. La mezcla se inflama, habiendo un desprendimiento de ácido clórico.

Experimento núm. 34.—En una pequeña cápsula de porcelana se coloca un poco de ácido sulfúrico en el que se introduce una astilla de madera blanca; á poco rato la astilla se ha ennegrecido notablemente debido á la enérgica acción de éste ácido.

Propiedades.—El ácido sulfúrico ordinario es un líquido incoloro, inodoro y de consistencia aceitosa. A la temperatura de 15° su peso específico es de 1'8; á los 34° abajo de cero se congela en bellos cristales incoloros; entra en ebullición á los 325°. El ácido sulfúrico es tan enérgico que aun cuando se le mezcle con 1,000 veces su peso de agua, todavía es capaz de enrojecer la tintura azul de tornasol. El ácido sulfúrico mezclado con cuatro partes de hielo produce un frío de 20° bajo cero, y mezclada una parte de hielo con cuatro de sulfúrico la temperatura se eleva hasta cerca de 100 grados.

Preparación industrial.—En la industria se prepara el ácido sulfúrico en unos departamentos que se llaman *cámaras de plomo* y en donde se combinan el áci-

do sulfuroso, el bióxido de nitrógeno y el agua. El principal resultado de las reacciones es el ácido sulfúrico.

Aplicaciones.—El ácido sulfúrico es de todos los ácidos el que más aplicaciones tiene en los laboratorios y en la industria. Se utiliza en la fabricación del alumbre, del fósforo, de los ácidos cítrico, tartárico y esteárico, en la de los sulfatos de hierro, cobre y mercurio; se usa también en la fabricación del jabón y del vidrio. Sirve el ácido sulfúrico muy diluído, en unión del zinc, para la preparación del gas hidrógeno, y se emplea en la carga de muchas pilas eléctricas. Usase también en la preparación de la alizarina y resorzina, en la fabricación del azúcar y en la purificación de los aceites. Pocos cuerpos habrá que presenten tanta utilidad como el ácido sulfúrico.

ÁCIDO SULFHÍDRICO.

Símbolo, H²S.

Peso atómico, 34.

Experimento núm. 35.—En una probeta de ensaye póngase un pequeño fragmento de sulfuro de hierro y añádase una corta cantidad de ácido sulfúrico. Sin necesidad de calentar se verá desprenderse unas burbujas de un gas provisto de muy mal olor, semejante al de los huevos podridos; este gas es el ácido sulfhídrico que tanta utilidad presta en el análisis de las sales de oro, platino, plata, cobre, hierro, bismuto, etc.

El procedimiento que acabamos de indicar es el que

se emplea en los laboratorios para la preparación del ácido sulfhídrico, combinación de hidrógeno y azufre.

Propiedades.—El ácido sulfhídrico es un gas incoloro, dotado de muy mal olor, su densidad es igual á 1.1; es bastante soluble en el agua y todavía más soluble en el alcohol; á la presión de 10 atmósferas y á la temperatura de 0° se licua; es un ácido débil que comunica á la tintura de tornasol un color apenas rojo vinoso; el calor y la electricidad lo descomponen en sus elementos.

Al Sr. Deville se debe un aparato muy sencillo que puede servir para obtener una corriente continua de

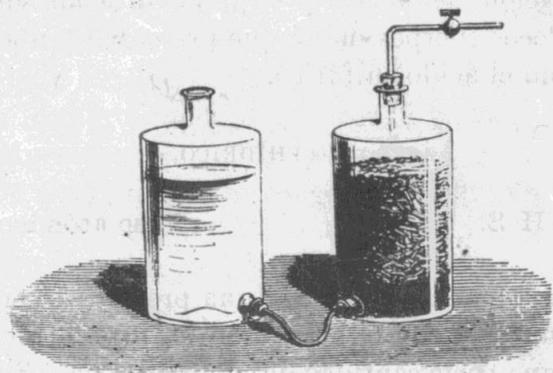


Fig. 29.—Aparato para producción continua de ácido sulfhídrico.

ácido sulfhídrico. Se compone de dos frascos iguales, de varios litros de capacidad, que comunican inferiormente por medio de un tubo de goma.

En el fondo de uno de ellos se coloca una capa de

coke en pequeños fragmentos y encima los pedazos de sulfuro de hierro.

Este frasco lleva un tapón y un tubo encorvado con llave; en el otro frasco se pone el agua acidulada con ácido sulfhídrico. Estando abierta la llave, el agua acidulada, buscando su nivel, atraviesa el coke y viene á ponerse en contacto con el sulfuro de hierro. Apenas empiezan á desprenderse las burbujas de sulfhídrico se cierra la llave y entonces el gas ejerce presión sobre el líquido y lo obliga á retroceder al otro frasco, con lo que se suspende la producción del gas.

Aplicaciones.—Se emplea el ácido sulfhídrico para la separación é investigación de los metales. Las aguas minerales que lo contienen se usan como baños para combatir las enfermedades de la piel.

CAPÍTULO XI.

SELENIO Y TELURO.

Símbolo del Selenio, Se.

Peso atómico, 79.

Símbolo del Teluro, Te.

Peso atómico, 128.

SUMARIO—El Selenio y el Teluro —Su preparación.—Sus propiedades.

El Selenio y el Teluro son metaloides que se encuentran casi siempre combinados con el azufre ó con algunos metales, y sus propiedades químicas exactamente iguales á las del azufre. En combinación con el

hidrógeno, estos dos metaloides producen cuerpos gaseosos que son muy venenosos y á los cuales se les ha dado el nombre de ácidos selenhídrico y telurhídrico.

En el fotófono de Graham Bell se aprovecha la propiedad del Selenio cristalizado de conducir muy bien la electricidad cuando se expone á una luz muy intensa.

Propiedades del Selenio.—El Selenio es un cuerpo sólido, que presenta como el azufre diversas formas de cristalización; fundido y enfriado espontáneamente es brillante, y de un color negruzco, mirado por reflexión. Conduce mal el calor y la electricidad, es insoluble en el agua y muy poco soluble en el sulfuro de carbono y en el ácido sulfúrico.

A los 97° de temperatura el Selenio amorfo se hace cristalino, de brillo metálico y aspecto granuloso, y pierde algo de su solubilidad en el sulfuro de carbono.

Dejando evaporar una disolución de Selenio en sulfuro de carbono cristaliza en prismas oblicuos de base rómbica.

Cuando se calienta el Selenio en contacto con el aire, arde con una llama azul y desprende anhídrido selenioso que tiene un olor muy desagradable de coles podridas.

Su densidad es de 4°3. Hierve á los 700° y da un vapor de color amarillento.

Propiedades del Teluro.—El Teluro es un cuerpo sólido, de brillo metálico como el estaño, de color gris, textura cristalina y fácil de reducirlo á polvo. Con-

duce mal el calor y la electricidad. Su densidad es de 6. 25 y se funde á los 500°.

Arde en contacto del aire con llama azul y produce anhídrido teluroso.

Preparación del Selenio.—En una cuba se pone una disolución de seleniuro de potasio, y se expone al aire libre; el oxígeno del aire se combina con el potasio para formar potasa y deja al Selenio en libertad; éste se deposita entonces en forma de polvo gris en el fondo del recipiente.

Preparación del Teluro.—El Teluro, lo mismo que el Selenio, se puede obtener separándolo de los metales con los cuales se encuentra combinado; en los laboratorios se obtiene el Teluro dejando expuesta al aire libre una solución de teluro de potasio. El oxígeno del aire combinado con el potasio forma potasa y el Teluro queda libre y pulverulento en el recipiente donde se hizo la preparación.

CAPITULO XII.

NITRÓGENO.

Símbolo, N.

Peso atómico, 14.

SUMARIO.—Preparación del Nitrógeno.—Historia.—Aplicaciones.—Compuestos del Nitrógeno.

Aparatos y útiles de experimentación.—Una cuba con agua, un disco de corcho, una cápsula de porcelana, fósforo, una campana de cristal, una vela, un hornito de fierro, un tubo de porcelana con limadura de cobre, un frasco de dos bocas, un frasco con llave, un tubo en U con fragmentos de potasa.

Preparación.—En la superficie del agua de una cu-

ba 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. 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

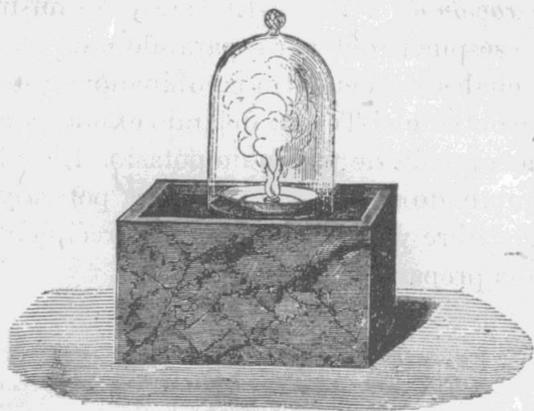


Fig. 30.—Preparación del nitrógeno.

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 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 núm. 36.—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 carbónico enturbia el agua de cal y enrojece la tintura 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. A la temperatura de 13° y á la presión de 200 atmósferas se condensa en forma de niebla. A 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.

Otros procedimientos de preparación.—Armese el aparato siguiente, muy sencillo de preparar. Sobre un hornito de fierro se coloca un tubo de porcelana lleno de limadura de cobre; una de las extremidades del tubo comunica con una probeta llena de agua donde se va á recibir el gas, y la otra extremidad comunica con un tubo en forma de U, lleno de fragmentos de potasa, y éste comunica con un frasco de dos bocas, por una de las cuales pasa un tubo recto que va á dar casi hasta el fondo del frasco y que exteriormente termina en un embudo. Se rodea el tubo de porcelana con carbones

encendidos y ya que se haya elevado mucho la temperatura se hace llegar por el embudo una corriente de agua. El agua desaloja al aire, el cual se ve obligado á pasar por el resto del aparato. La potasa del tubo en U retiene el ácido carbónico; el cobre calentado al rojo absorbe el oxígeno, y el nitrógeno pasa á la probeta.

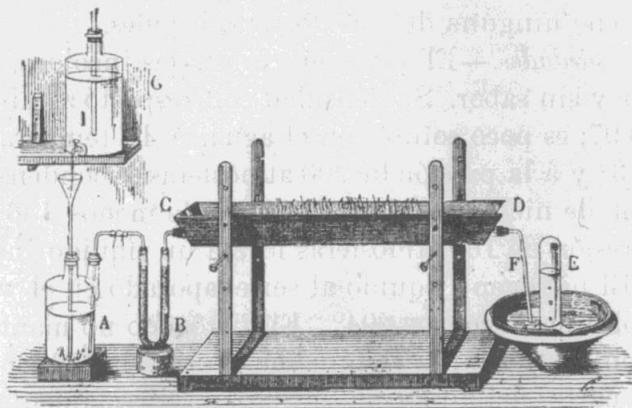
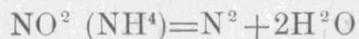


Fig. 31.—Otro procedimiento de preparación del nitrógeno.

Puede también prepararse el nitrógeno calentando en una retorta nitrito de amoníaco. El oxígeno y el hidrógeno se unen formando agua y dejan libre al nitrógeno, según lo expresa la siguiente reacción:



Según indicamos ya al hablar del cloro, si llenamos un tubo de cristal de un metro de largo con una disolución de cloro, hasta las nueve décimas partes, y acabamos de llenar con amoníaco, veremos, al invertir el

tubo en una cuba con agua, que se desprenden numerosas burbujas que van á ocupar la parte superior del tubo. Estas burbujas son de nitrógeno.

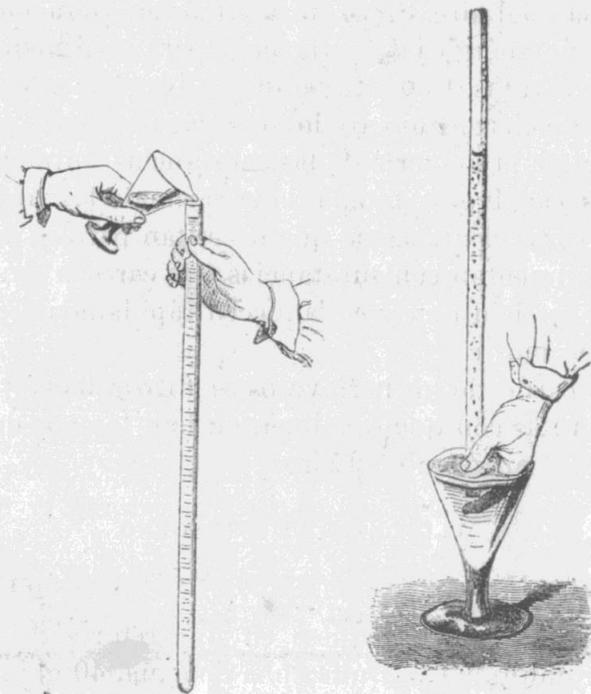


Fig. 32.—Acción del cloro sobre el amoníaco.

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 sustancias vegetales y animales y en algunas sustancias minerales.

Aplicaciones.—El nitrógeno se emplea en los laboratorios para reemplazar el aire de las vasijas en que se han de conservar sustancias 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 las sustancias animales.

Los carnívoros toman de la carne de los animales herbívoros el nitrógeno que necesitan para su vida, y si se alimentan con sustancias 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.

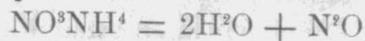
PROTÓXIDO DE NITRÓGENO.

Símbolo, N^o O.

Peso atómico, 44.

Preparación.—Colóquese en una retorta de cristal que comunique con una cuba de agua, 40 gramos de nitrato de amoníaco cristalizado y caliéntese con suavidad. El nitrato de amoníaco se funde á los 162°, y á los 120° comienza á descomponerse en vapor de agua y protóxido de nitrógeno.

Reacción:



Experimento núm. 37.—En un frasco que contenga protóxido de nitrógeno, se introduce una vela apagada, pero cuya mecha contenga algunos puntos enrojados, y se encenderá ardiendo con un brillo notable. Esta propiedad hace que el protóxido de nitrógeno pudiera ser confundido con el oxígeno; pero se distinguen uno de otro, en que el oxígeno pone amarillo al gas bióxido de nitrógeno y el protóxido de nitrógeno no cambia de color al mencionado bióxido.

Propiedades.—El protóxido de nitrógeno ó gas hilarante no tiene ni color ni olor, fué descubierto por Priestley en 1776, su densidad á 0° y á la presión de 0^m76 es de 1'52 con relación al aire, es poco soluble en el agua; á la presión de 30 atmósferas y á la temperatura de 0°, se convierte en un líquido incoloro. Ya líquido hierve á menos 88 grados y se solidifica á menos 110 grados. El protóxido de nitrógeno es impropio para la respiración. Pretenden algunos que produce en el hombre una especie de embriaguez agradable.

Aplicaciones.—El protóxido de nitrógeno se emplea algunas veces, á semejanza del cloroformo, como agente anestésico, sobre todo en la cirugía dental.

BIÓXIDO DE NITRÓGENO.

Símbolo, NO.

Peso atómico, 30.

Preparación.—Emplearemos el mismo aparato que nos sirvió para la preparación del hidrógeno. Introduzcamos en el frasco de dos bocas 30 gramos de li-

madura de cobre y 100 centímetros cúbicos de ácido nítrico diluido con la mitad de su volumen de agua. Al principio la reacción del ácido sobre el metal es poco notable; pero después el licor toma un color ver-

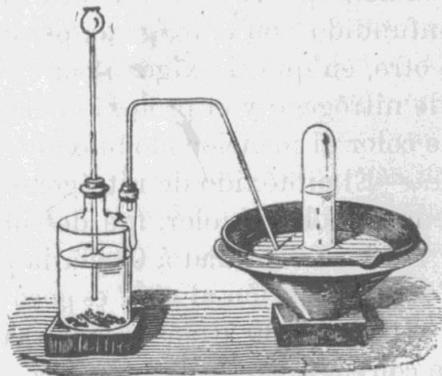
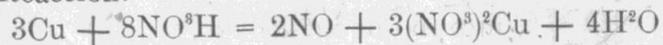


Fig. 33.—Preparación del bióxido de nitrógeno.

de azulado y se observa unos vapores amarillentos en el interior del frasco, no observándose ningún escape de burbujas por el tubo de desprendimiento. Más tarde empiezan á aparecer las burbujas y después de dejar perder cierta cantidad de gas, se puede recibir el bióxido en probetas llenas de agua.

Reacción:



Experimento núm. 38.—Si se saca del agua el frasco que contenga el bióxido de nitrógeno, tan pronto como este gas se pone en contacto del aire, se oxida y se convierte en anhídrido hiponítrico, que es de un intenso color anaranjado.

Propiedades.—El bióxido de nitrógeno es un gas incoloro, descubierto por Hales en 1772; su densidad á 0° y á la presión de 76 es de 1.03 con relación al aire; á la temperatura de menos 11° y á la presión de 104 atmósferas se licua; ya líquido hierve á menos 154° y se solidifica á menos 170; es casi insoluble en el agua. Este gas es impropio para la combustión; sólo algunos cuerpos muy ávidos de oxígeno como el carbono, el fósforo y el potasio, pueden arder en él.

Ley de Dalton.—Los compuestos del nitrógeno son los que más se prestan para el estudio de la ley descubierta por Dalton en 1807: *Cuando dos cuerpos se unen en varias proporciones, los pesos de uno de ellos, susceptibles de combinarse con el mismo peso de otro cuerpo, están entre sí en proporciones sencillas.*

14^{gr} N + 8^{gr} O se combinan para formar protóxido de nitrógeno N² O.

14^{gr} N + 16^{gr} O se combinan para formar bióxido de nitrógeno NO.

14^{gr} N + 24^{gr} O se combinan para formar anhídrido nitroso N² O².

14^{gr} N + 32^{gr} O se combinan para formar anhídrido haponítrico N O².

14^{gr} N + 40^{gr} O se combinan para formar anhídrido nítrico N² O³.

14^{gr} N + 48^{gr} O se combinan para formar anhídrido hipernítrico NO³.

La misma ley es aplicable en el caso de la combinación de un mismo peso de una base con distintos pesos de un ácido para formar diversas sales.

La de Gay-Lussac.—Cuando dos gases se combinan en condiciones análogas de temperatura y de presión, sus volúmenes están siempre en relaciones sencillas.

Un volumen de cloro y un volumen de hidrógeno, dan dos volúmenes de ácido clorhídrico.

Un volumen de oxígeno y dos de hidrógeno, dan dos volúmenes de vapor de agua.

Un volumen de nitrógeno y dos de hidrógeno, dan dos volúmenes de gas amoníaco.

Resulta de aquí, que cuando dos gases ó vapores se combinan en volúmenes iguales, el compuesto tiene un volumen igual á la suma del volumen de los componentes, y si los gases ó vapores se combinan en volúmenes desiguales, el compuesto tiene un volumen inferior á la suma de los componentes.

ÁCIDO NÍTRICO.

Símbolo, NO^3H . Peso atómico, 63.

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 al nitrato de sosa: se produce sulfato de sosa y ácido nítrico que va á dar al matraz.

Reacción:

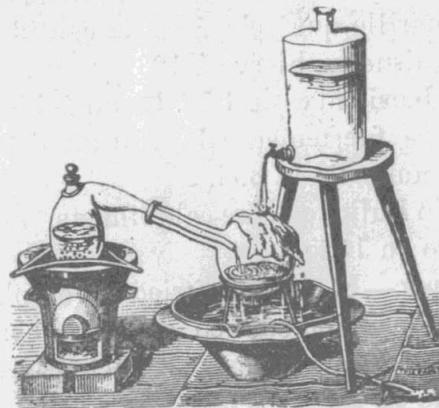


Fig. 34.—Preparación del ácido nítrico.

Al principio de la operación la retorta se llena de vapores amarillos; bien pronto se 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 núm. 39.—En un tubo de ensaye se pone una corta cantidad de limadura de cobre y se tra-

ta por unas gotas de ácido nítrico. Inmediatamente se desprenden abundantes vapores amarillos dotados de mal olor y que provocan tos. Añadiendo una poca 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.

CAPITULO XIII.

AMONIACO.

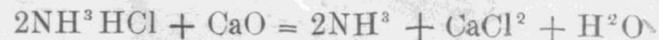
Símbolo, NH³.

Peso meolecular, 17.

SUMARIO.—Preparación del amoniaco.—Experimentos.—Propiedades.—Aplicaciones.—Historia.

Aparatos y útiles de experimentación.—Un matraz, una probeta de pie, una cuba con mercurio, una probeta para recibir el gas, cal viva, clorhidrato de amoniaco, potasa cáustica, cuatro frascos de tres bocas, un frasco con oxígeno, un frasco con tapón de un taladro, un tubo terminado en punta

Preparación.—En un matraz de vidrio de un cuarto de litro de capacidad, se introduce una mezcla de 100 gramos de cal viva y 100 gramos de clorhidrato de amoniaco, previamente pulverizados en un mortero; el matraz se acaba de llenar con cal viva. Este aparato comunica con una probeta de pie llena de fragmentos de potasa cáustica, destinada á secar el gas, y otro tubo que sale de la probeta va á dar á una cuba de mercurio. La reacción comienza á la temperatura ordinaria, y se activa calentando ligeramente. El exceso de cal tiene por objeto absorber el agua que se produce en la reacción:



Para preparar la solución amoniacal, se emplea el aparato de Woulf, de que ya hablamos al tratar de la solución acuosa del cloro (pág. 41.)

Los tubos de llegada del gas deben entrar casi hasta el fondo de los frascos de tres bocas, pues como la so-

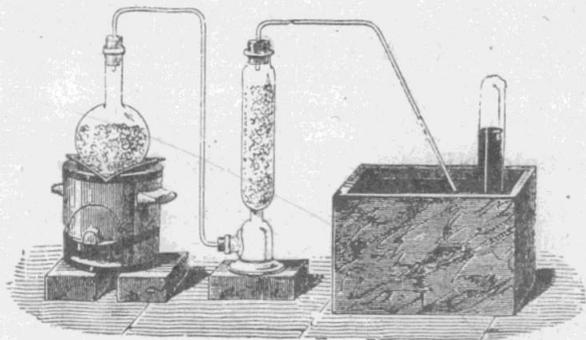


Fig. 35.—Preparación del amoníaco.

lución es menos densa que el agua, sube á la superficie y se va saturando, mientras que el agua no saturada desciende. Para esta preparación se emplea cal apagada en vez de cal viva.

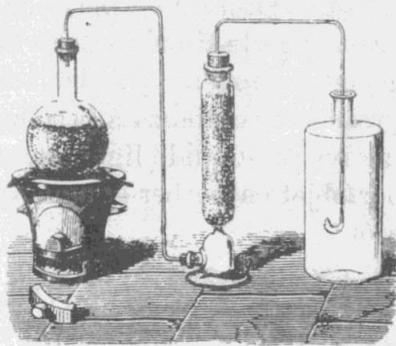


Fig. 36.—Inflamación del amoníaco en el oxígeno.

Experimento núm. 40.—Se hace llegar una corriente de gas amoníaco seco por un tubo terminado en pun-

ta, dentro de un frasco que contenga oxígeno, y si se acerca un cerillo encendido al tubo de salida, el amoníaco arde con una flama blanca.

Experimento núm. 41.—Se llena de amoníaco un frasco de cristal y se tapa muy bien con un tapón de goma atravesado por un tubo terminado en punta y cerrado. Este frasco se coloca invertido en un soporte, cuidando de que la punta cerrada del tubo penetre en un vaso con agua. En seguida se rompe con

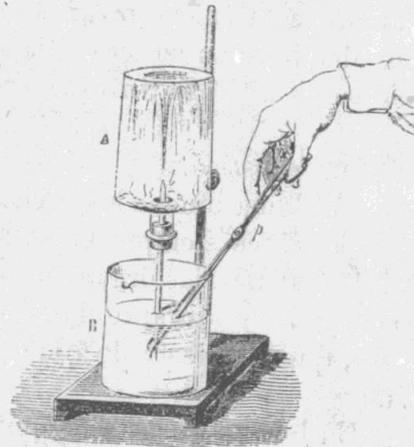


Fig. 37.—El amoníaco es muy soluble en el agua.

unas tijeras la punta del tubo; al momento el agua se precipita con fuerza dentro del frasco. Este experimento demuestra la gran solubilidad del amoníaco en el agua.

Un pedazo de hielo introducido en una probeta lle-

na de gas amoníaco se funde rápidamente, absorbiendo el gas.

Propiedades.—El amoníaco es un gas incoloro, de olor fuerte y penetrante, que hace salir las lágrimas; de sabor acre y cáustico; tiene por densidad 0'69; es tan soluble en el agua, que á la temperatura de 15° un volumen dado de agua disuelve 785 veces su volumen de amoníaco. A la temperatura de 34° y á la presión atmosférica, el gas amoníaco se licua. El calor y la electricidad descomponen el amoníaco.

La solución amoniacal tiene las mismas propiedades de las soluciones alcalinas; enverdece el jarabe de violetas y vuelve su color azul á la tintura enrojecida por los ácidos.

El amoníaco es un cáustico muy enérgico; es un veneno violento que inflama mucho las mucosas.

El amoníaco se produce siempre en la descomposición espontánea de las materias orgánicas; el agua del océano lo contiene libre, y durante las tormentas se produce dicho gas, que es arrastrado á la tierra por las aguas de lluvia.

Aplicaciones.—En los laboratorios se emplea el amoníaco como reactivo; en medicina se usa contra las picaduras de las avispas, mordeduras de víboras, etc. La industria lo emplea para disolver el carmín, para desengrasar la lana, para fabricar el hielo y para preparar los abonos llamados químicos.

Historia.—El amoníaco es conocido desde la más remota antigüedad; Priestley reconoció que era un compuesto de nitrógeno y de hidrógeno; pero hasta

1785 fué cuando Berthollet reconoció su composición exacta.

CAPITULO XIV.

AIRE.

SUMARIO.—Composición.—Análisis en peso.—El argón.—El aire es una mezcla.—Propiedades.

Aparatos y útiles de experimentación.—Un vaso con agua, una hoja de papel, una campana de cristal, una vela.

Composición.—El aire estuvo considerado por mucho tiempo como un cuerpo simple que carecía de peso. Galileo, en el año de 1640, demostró que el aire era pesado, comprimiendo dicho gas en un recipiente y viendo que éste aumentaba de peso. En el año de 1669, el químico inglés Mayow sospechó que en el aire había un principio especialmente apropiado para mantener la combustión, pero no llegó á demostrarlo. Hasta el año 1775 fué cuando el gran Lavoisier demostró que el aire está formado de dos gases diferentes con el siguiente experimento que ha quedado célebre en la historia de la Química.

En un matraz de vidrio, de cuello bastante largo y encorvado, puso á calentar cuatro onzas de mercurio. El cuello de la retorta penetraba debajo de una campana llena de aire y colocada sobre una cuba de mercurio. Al cabo de dos días Lavoisier notó que la superficie del mercurio se cubría de partículas rojas que

fueron aumentando hasta el séptimo ú octavo; continuó la operación por dos días más, y viendo que no aumentaba el volumen de las partículas, dejó enfriar el aparato lentamente. Más tarde notó que el mercurio había subido en la campana hasta desaparecer próximamente un sexto de volumen total. El gas que que-

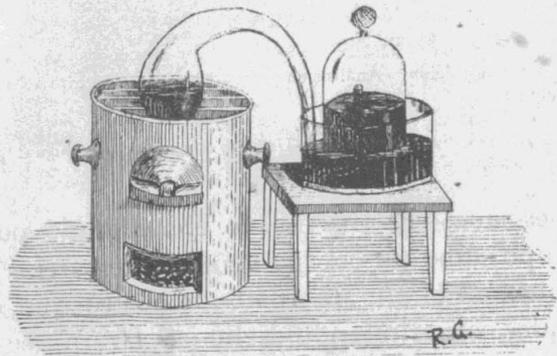


Fig. 38.—Experimentación de Lavoisier.

daba dentro de la campana era enteramente impropio para la combustión y para la respiración, y poseía todas las propiedades del nitrógeno que poco antes había sido descubierto por el Dr. Rutheford. Recogida cuidadosamente la substancia roja, la pesó y la colocó en una retorta de vidrio que comunicaba con una cuba de mercurio.

Calentada la retorta, las partículas rojas se convirtieron en mercurio metálico y en un gas que tenía todas las propiedades del oxígeno. Reunidos los dos gases obtenidos separadamente, se reprodujo el aire or-

dinario. Con estos experimentos Lavoisier hizo sucesivamente el análisis y la síntesis del aire.

Análisis en peso.—Los Sres. Dumas y Boussingault emplearon el siguiente aparato para hacer el análisis del aire en peso. Un globo de vidrio provisto de una llave y en el cual está hecho el vacío, comunica con un tubo de porcelana con llaves en cada extremidad, conteniendo limaduras de cobre y desprovisto de aire. Este tubo está enteramente rodeado de carbones encendidos y comunica con una probeta de pie, llena de fragmentos de potasa cáustica. La probeta comunica á su vez con un tubo en U lleno de piedra pómez empapada en ácido sulfúrico y con un tubo de bolas de Liebig, donde hay el mismo ácido. Hecho el vacío

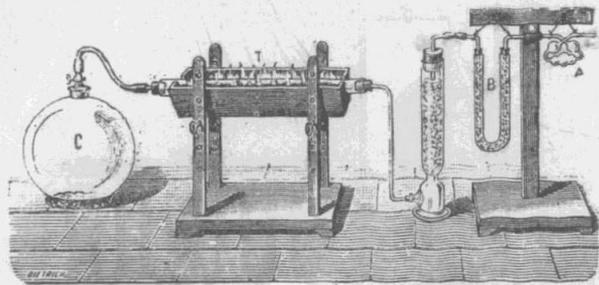


Fig. 39.—Aparato de Dumas y Boussingault.

en el globo y en el tubo, se pesan separadamente; se arma el aparato y ya que está el tubo de porcelana muy caliente, se abren sucesivamente las tres llaves. Entonces el aire se precipita por los tubos; el ácido sulfúrico retiene el vapor de agua, la potasa retiene

el ácido carbónico, el cobre calentado al rojo absorbe el oxígeno, y el nitrógeno es el único que pasa al globo. Ya que está frío el aparato se vuelven á pesar separadamente el globo y el tubo, y el exceso de peso dará á conocer el peso del nitrógeno y el peso del oxígeno.

Para dosificar separadamente la cantidad de ácido carbónico y de vapor de agua que hay en el aire, el Sr. Boussingault ideó un aparato muy simple que consiste en un aspirador lleno de agua y comunicando con seis tubos en forma de U. El primero, el segundo, el quinto y el sexto contienen piedra pómez empapada en ácido sulfúrico concentrado; el tercero y el cuarto

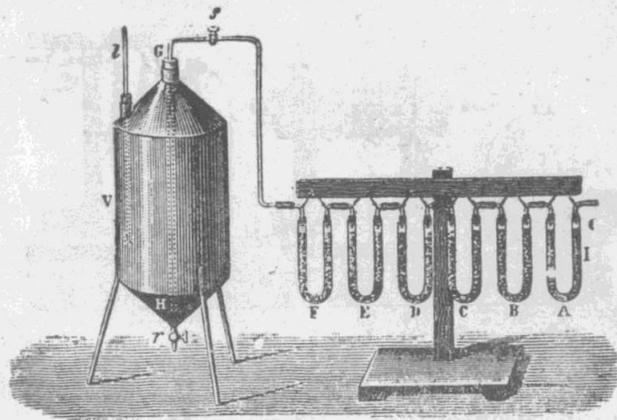


Fig. 40.—Aparato de Dumas.

contienen fragmentos de potasa cáustica. Se pesan juntos los tubos que contienen las mismas substancias y se arma el aparato, cuidando de que las uniones sean

perfectas. Abierta la llave del aspirador, comienza á escurrir el agua y entonces se establece una corriente de aire por los tubos. Como en el experimento anterior, la potasa absorbe el ácido carbónico, y el ácido sulfúrico detiene el vapor de agua. El aumento de peso experimentado por los tubos dará las proporciones en que esos cuerpos se encuentran en el aire, tomando como unidad el volumen del aspirador.

El argón.—En el año de 1895, los Sres. Ramsay y Railegh descubrieron en la atmósfera un nuevo gas al cual, á causa de su inercia casi absoluta, dieron el nombre de *argón* (inactivo). Cavendish, al combinar el nitrógeno atmosférico con el oxígeno por medio de una serie de chispas eléctricas, ó al unirlo con el magnesio, observó que siempre quedaba un residuo inabsorbible de 1 por ciento, pero no dió importancia al hecho. Los químicos ingleses repitiendo los experimentos de Cavendish llegaron después de largas investigaciones al descubrimiento del nuevo gas. El argón es soluble en el agua; una vez licuado, hierve á 187° á la presión ordinaria. Tiene por densidad 1'4 y aun cuando se le creía incapaz de combinarse con otro cuerpo, el Sr. Berthelot comunicó el 18 de Marzo de 1896 á la Academia de Ciencias de París que había logrado combinarlo con la bencina por medio del efluvio eléctrico.

El aire está esencialmente compuesto de los elementos siguientes:

Nitrógeno.....	79'2
Oxígeno.....	20'8

Argón.....	0'01
Vapor de agua.....	0'010
Acido carbónico.....	0'0004

Se encuentra también en el aire atmosférico ácido nítrico, nitrito y nitrato de amoníaco, carburos de hidrógeno y ozono. Aun cuando se creía que el hidrógeno no existe al estado libre en la atmósfera, investigaciones muy recientes han comprobado que existe constantemente en la proporción de 11 á 18 centímetros cúbicos por 100 litros de aire seco á 0° de temperatura y á la presión de 760 milímetros. Los Sres. Ramsay y Travers han descubierto en el aire otros componentes, tales como el cryptón, el metargón, el neón y otros que no están todavía bien estudiados.

El aire es una mezcla.—Las observaciones siguientes demuestran que el aire es una mezcla y no una combinación:

1° Con arreglo á la ley de Gay-Lussac, los gases se combinan según una relación sencilla y no lo es la relación que hemos visto de 79'2 á 20'8.

2° Siempre que se combinan dos gases en volúmenes desiguales hay contracción, y toda combinación química desarrolla calor. Nada de esto sucede cuando se mezcla nitrógeno y oxígeno.

3° El aire disuelto en el agua no tiene la misma composición que el aire atmosférico, debido á que cada elemento se disuelve según su grado respectivo de solubilidad. Esto no ocurriría si el aire fuera una combinación.

4° El poder refringente de toda combinación gaseosa, es diferente de la suma de los poderes refringentes de los gases que la componen. En el aire el poder refringente es igual á la suma del poder refringente del oxígeno y del nitrógeno.

Propiedades.—El aire en pequeña masa es incoloro; pero observado en gran masa presenta un hermoso color azul; es inodoro é insípido. La densidad del aire es la que se toma como unidad para la determinación de las densidades de todos los gases. Un litro de aire seco á la temperatura de 0° y á la presión de 0^m760 pesa 1



Fig. 41.—El aire ejerce presión en todos sentidos.

gramo 293. El aire es enteramente necesario para la vida y para la combustión; pero se necesita que esté puro, pues el aire confinado sufre una alteración motivada por las combustiones y por la respiración de los animales. Por eso se recomienda una buena ventilación en las habitaciones, principalmente en aque-

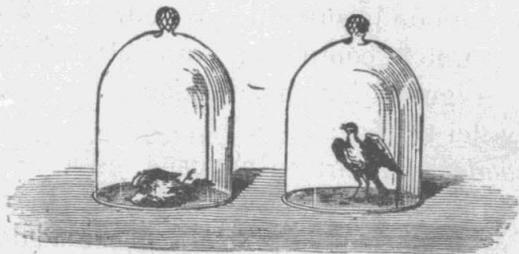


Fig. 42.—El oxígeno mantiene la vida; el nitrógeno no la mantiene.

llos edificios destinados á contener muchas personas, como escuelas, templos, teatros, hospitales, etc.

CAPITULO XV.

AGUA.

Símbolo, $H^2 O$.

Peso molecular, 18.

SUMARIO.—Descomposición del agua.—Síntesis.—El agua contiene aire.—Investigación de las sales que contiene el agua.—Propiedades.—Historia.—Aplicaciones.

Aparatos y útiles de experimentación.—Un voltámetro, agua acidulada, un eudiómetro, una cuba de mercurio, solución de palo de Campeche, cloruro de bario, nitrato de plata.

Experimento núm. 42.—Hágase uso de un aparato llamado *voltámetro* y que consiste en una copa de cristal cuyo fondo está atravesado por dos vástagos de platino, que pueden ponerse en comunicación con uno ó dos elementos de Bunsen. Se llena de agua la mitad

de la copa y sobre cada hilo de platino se coloca una probeta graduada, invertida y llena también de agua. Se añade al agua unas gotas de ácido sulfúrico para hacerla buena conductora de la electricidad. Tan pronto como se cierra el circuito eléctrico se observa que de ambos vástagos empiezan á desprenderse unas burbujas, que por su menor densidad van á ocupar la parte superior de las probetas. Al cabo de 10 minutos ya es posible apreciar que en la probeta correspondiente al polo negativo de la batería hay doble cantidad de gas que en la probeta correspondiente al polo positivo. Ya que hayamos recibido una cantidad suficiente

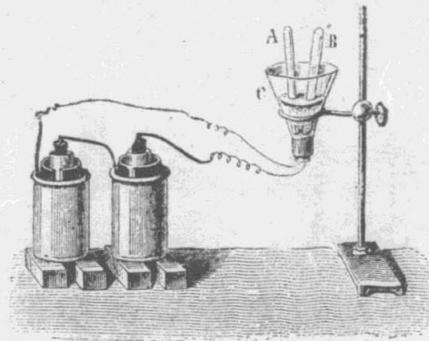


Fig. 43.—Análisis del agua.

de gas, comprobaremos que el de la probeta negativa tiene todas las propiedades del hidrógeno, y el de la probeta positiva tiene todas las propiedades del oxígeno.

Entonces decimos que el agua es un cuerpo compuesto de oxígeno y de hidrógeno, en la proporción

de un volumen del primero por dos volúmenes del segundo. De aquí resulta para el agua la fórmula H^2O .

Experimento núm. 43.—Vamos á emplear un aparato llamado *eudiómetro*, que consiste en un tubo de cristal de paredes gruesas, graduado, abierto por una extremidad y cerrado por la otra. Cerca de la parte cerrada, el tubo está atravesado por dos hilos de platino, cuyas extremidades vienen á quedar muy cerca una de otra. Se llena el eudiómetro de mercurio y se coloca sobre una cuba que contiene el mismo metal. En

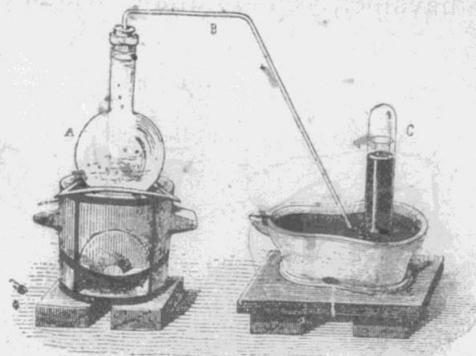


Fig. 44.—El agua tiene aire disuelto.

seguida se hacen llegar al tubo 100 volúmenes de oxígeno y 100 volúmenes de hidrógeno; ambos gases deben estar muy puros. Si ahora hacemos saltar una chispa eléctrica entre los dos hilos, notaremos que se forman unas gotitas de agua y que los 200 volúmenes de gas se reducen á 50. Analizado el gas restante, vemos que es oxígeno puro. Luego 100 volúmenes de hidró-

geno se combinan con 50 de oxígeno para formar agua.

Hemos hecho ya el análisis y la síntesis del agua.

El agua contiene aire.—El agua de lluvia, el agua de los mares, ríos y manantiales contiene siempre aire en disolución. Para demostrarlo se llena muy bien de agua un matraz que comunica por medio de un tubo, también lleno de agua, con una probeta llena de mercurio. Se calienta poco á poco el agua hasta que entra en ebullición. Desde que la temperatura es de unos 45° se ven formarse en las paredes del matraz muchísimas burbujas pequeñas que se dirigen hacia la probeta arrastradas por el vapor de agua. Según ya indicamos, el aire disuelto en el agua tiene más oxígeno que el aire atmosférico. La cantidad de oxígeno es de 33 por ciento.

El agua ordinaria contiene igualmente sales en disolución. Las principales son: el *carbonato de calcio*, el *sulfato de calcio* y el *cloruro de sodio*.

Investigación de las sales que contiene el agua.—Para saber si el agua tiene carbonato de calcio, se vierte en ella algunas gotas de una disolución alcohólica de palo de Campeche. Entonces el agua adquiere tonos violados más ó menos oscuros, según la mayor ó menor cantidad de carbonato disuelto.

Se reconoce el sulfato de calcio por medio del cloruro de bario que forma un precipitado blanco de sulfato de bario.

La presencia del cloruro de sodio se reconoce por medio del nitrato de plata que forma un precipitado

blanco lechoso de cloruro de plata. Este precipitado empieza por ponerse azulado y después se ennegrece por la acción de la luz.

Cuando las sustancias salinas se encuentran en pequeña cantidad y no comunican sabor alguno al agua, ésta se llama *agua dulce*; pero si el líquido contiene gran cantidad de sales en disolución, como el agua del mar y de algunos ríos, se llama *agua salada*.

Las aguas minerales tienen aplicaciones en medicina.

Propiedades.—El agua pura es inodora é insípida y presenta en la Naturaleza los tres estados: sólido, líquido y gaseoso. El agua se solidifica á una temperatura que sirve para fijar el 0 del termómetro centígrado, y cristaliza en prismas exagonales estrellados. El agua, al congelarse, aumenta de volumen y disminuye de densidad, la que es entonces igual á 0'91. Si se llena de agua un pequeño matraz de vidrio y se tapa y la-cra sólidamente y después se sumerge en una mezcla refrigerante de hielo y sal común, se ve que á poco rato se revienta el matraz por no poder soportar el empuje del hielo. Cuando se calienta agua se contrae desde 0 hasta 4°, y después se dilata si la temperatura aumenta.

El agua á 4° está á su máximo de densidad, y en estas condiciones es como se le ha tomado como unidad para la determinación de las densidades de los sólidos y de los líquidos. El agua hierve á 100° al nivel del mar; en México hierve á 92°8.

El agua pura es incolora en pequeña masa, y azul

cuando está en grandes cantidades. Algunas veces los ríos y los mares toman un color verde muy marcado, pero esto se debe á las sustancias extrañas que lleva en disolución. El calor y la electricidad descomponen al agua en oxígeno é hidrógeno; algunos metaloides también la descomponen; si hacemos pasar, por ejemplo, una corriente de vapor de agua por carbón situado en tubo de porcelana calentado al rojo, se produce ácido carbónico é hidrógeno. Algunos metales descomponen el agua á la temperatura ordinaria, tales como el potasio y el sodio; otros la descomponen á

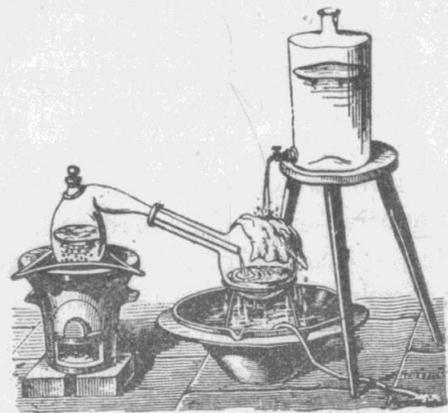


Fig. 45.—Destilación del agua.

temperatura más elevada, como el magnesio y el manganeso, y otros la descomponen en frío en presencia de un ácido enérgico, como el hierro, el zinc, el níquel.

Para obtener agua químicamente pura, hay que destilarla en unos aparatos llamados alambiques; pero en un pequeño laboratorio podemos destilar una poca cantidad de agua haciendo uso de un aparato muy sencillo, que consiste en una retorta de vidrio que contiene el agua que se desea destilar, y comunica con un matraz enfriado por un chorro de agua. Realmente es el mismo aparato de que nos servimos para la preparación del ácido nítrico. Calentada el agua con una lámpara de alcohol entra en ebullición y los vapores van á concederse al matraz frío. El agua para ser potable debe ser limpia, transparente, sin sabor ni olor, debe cocer las legumbres y disolver el jabón.

Historia.—Hasta fines del siglo pasado el agua estuvo considerada como un elemento. En el año de 1781 Cavendish demostró que el hidrógeno al arder producía agua. Watt repitió el mismo experimento en 1783. En ese mismo año Lavoisier y Mousnier comprobaron, tanto por el análisis como por la síntesis, que el agua está formada por dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno; la relación en peso es de una parte de hidrógeno por ocho de oxígeno.

Aplicaciones.—El agua es un elemento indispensable para el bienestar de los pueblos, y una ciudad solamente estará bien surtida de agua cuando sus habitantes pueden desperdiciarla. El agua sirve para disolver, purificar ó cristalizar gran número de sustancias. Se emplea también para determinar ó favorecer muchas reacciones químicas, utilizándola igualmente la industria y los laboratorios en todos sus estados fisi-

cos. La evaporación del agua forma las nubes, de donde cae en forma de lluvia, disolviendo en el suelo las materias que sirven para la nutrición de animales y vegetales.

CAPITULO XVI.

FÓSFORO.

Símbolo, Ph.

Peso atómico, 31.

SUMARIO.—El fósforo es luminoso en la obscuridad.—Inflamabilidad del fósforo.—Otras propiedades.—Preparación.—Historia.—Fosforo de hidrógeno.

Aparatos y útiles de preparación.—Una cápsula de porcelana, fósforo, una probeta, un vaso, una vejiga con oxígeno, un matraz, una bandeja con agua, cal viva, un tubo de desprendimiento, una lámpara de alcohol.

Experimento núm. 44.—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.

Experimento núm. 45.—En una probeta con agua, rodeada de un vaso que contenga agua muy caliente, se pone un pedacito de fósforo sobre el cual se hace llegar una corriente de oxígeno por un tubo terminado en punta. Se forma no solamente ácido fosfórico que se disuelve en el agua, sino también fósforo rojo que aparece en ligeros copos en el seno del líquido. Se observa una combustión muy viva debajo del agua mientras las burbujas de oxígeno llegan sobre el fósforo fundido. Este experimento indica que cuando las afinidades entre dos cuerpos son enérgicas, la ignición se verifica tanto en el aire como en el agua, y que el agua es impotente en este caso para apagar el fuego.

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 sobrefusión (*). 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.

(*) Es decir que una vez fundido conserva el estado líquido aun á la temperatura ordinaria.

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

FÓSFORO ORDINARIO.	FÓSFORO ROJO.
Color de ámbar.	Color rojo.
Densidad 1'83.	Densidad 1'96.
Se funde á 44°3 y presenta el fenómeno de la sobrefusión.	No se funde; pero arriba de 200° se transforma en fósforo ordinario.
Cristaliza á la temperatura ordinaria.	Cristaliza á 580 grados.
Soluble en el sulfuro de carbono.	Insoluble en el sulfuro de carbono.
Fosforescente.	No es fosforescente.
Se oxida rápidamente en el aire.	Se oxida en el aire con mucha lentitud.
Inflamable á 60 grados.	Inflamable á 260 grados.
Es un veneno violento.	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°. Al cabo de 24 horas y una vez que termina la efervescencia se deja reposar por espacio de 10 horas, pasadas las cuales se decanta el líquido y lo que resulta se deja evaporar hasta que toma la consistencia de jarabe. Esta masa se mezcla con la quinta parte de su peso de carbón vegetal en polvo y la pasta formada se deseca en una caldera de hierro colado, calentando progresivamente hasta la tempera-

tura del rojo obscuro. La masa se calienta después en unas retortas de fierro y el fósforo va á destilar en unos recipientes que contienen agua.

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, dedicado á la alquimia y que trataba de descubrir la piedra filosofal, tuvo la fortuna de descubrir el fósforo en la orina. Kunckel, distinguido químico de Wittemberg, se encontraba por casualidad en Hamburgo y habiendo tenido conocimiento del descubrimiento de Brandt, trató de arrancarle el secreto de la preparación de aquel cuerpo extraordinario que daba luz en la obscuridad, pero no pudo conseguir nada. Entretanto, le escribió á uno de sus amigos, el químico Krafft, contándole el descubrimiento: Krafft no contestó la carta, sino que fué á Hamburgo y le compró el secreto á Brandt por 1,000 francos, poniéndole por condición que no dijera nada á Kunckel. Kunckel, indignado de la conducta páfida de su amigo, empieza á trabajar empeñosamente para descubrir ese cuerpo tan singular y por fin logra obtener el fósforo, y comunicó gratuitamente el procedimiento de extracción á varias personas.

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 esás 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. Solamente nos ocuparemos de este último.

FOSFURO GASEOSO DE HIDROGENO.

Símbolo, PhH_3 .

Peso molecular, 34.

Preparación.—Con cal apagada y agua se hacen unas bolitas como del tamaño de un garbanzo, en cuyo centro se coloca un pedacito de fósforo. Se ponen diez ó doce de estas bolitas dentro de un matraz pequeño y se acaba de llenar con cal, á fin de que quede la menor cantidad de aire posible. El matraz se comunica por medio de un tubo de desprendimiento con una bandeja llena de agua, cuidando que la extremidad del tubo quede un poco abajo de la superficie del líquido. Se empieza á calentar lentamente, y después de un rato, las burbujas que salen y atraviesan el líquido se inflaman espontáneamente, se escucha una ligera explosión y se produce una corona de humo que se eleva y se ensancha regularmente cuan-

do el aire no está agitado. Algunas veces sucede que una corona camina con más velocidad y pasa por en medio de la corona que le había precedido.

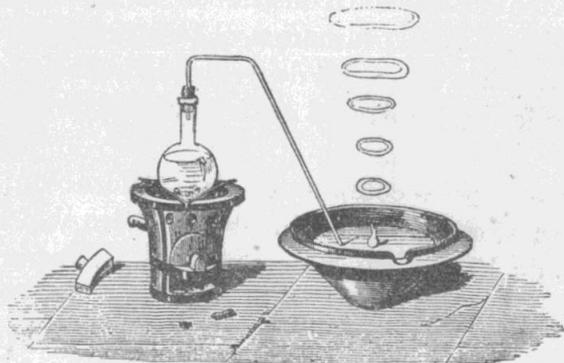
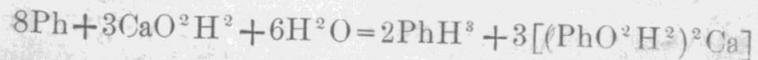


Fig. 46. — Preparación del fosforo gaseoso de hidrógeno.

Cuando se concluye la operación debe desmontarse inmediatamente el aparato para evitar que entre el aire, pues podría producirse una mezcla detonante.

Reacción:



Propiedades.—El fosforo de hidrógeno es un gas incoloro, de olor á ajo, su densidad es de 1,18, es poco soluble en el agua y en el alcohol; el calor y la electricidad lo descomponen.

El fosforo de hidrógeno se produce en la descomposición de las materias animales que contienen fósforo: esta substancia es la que da origen á los fuegos fatuos.

CAPITULO XVII.

ARSENICO.

Símbolo, As.

Peso atómico, 75

SUMARIO.—El aparato de Marsh.—Propiedades del arsénico.—Principales compuestos.

Aparatos y útiles de experimentación.—Un frasco productor de hidrógeno, un plato de porcelana, anhídrido arsénico, ácido nítrico, nitrato de plata.

Experimento número 46.—Se dispone un frasco productor de hidrógeno cuyo tubo de desprendimiento pasa por un tubo grueso de vidrio que contiene amianto destinado á secar el gas; de este tubo sale otro del-

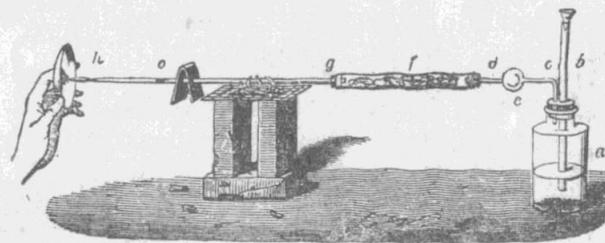


Fig. 47. — Aparato de Marsh para la investigación del arsénico.

gado que termina en punta. Al cabo de un rato se inflama el hidrógeno y se acerca un plato de porcelana que después de haber estado en contacto con la flama debe quedar perfectamente limpio. De esta manera se comprueba que el hidrógeno está puro, pues algunas veces el zinc del comercio contiene arsénico. Se apaga

la flama, se saca el tubo de seguridad y se vierte dentro del frasco anhídrido arsenioso, anhídrido arsénico, ó cualquier otro compuesto arsenical. No hay que olvidar que todos estos compuestos son sumamente venenosos, así es que hay que manejarlos con mucha precaución y lavarse cuidadosamente las manos después de haberlos usado. Se coloca otra vez el tubo de seguridad, se deja pasar un rato y se vuelve á inflamar el hidrógeno. Se observa entonces que la flama se alarga, se vuelve lívida, y al ponerla en contacto con el plato de porcelana se produce una mancha obscura y llena de reflejos. Esta mancha es de arsénico. Para acabarse de convencer que es arsénico se trata por el ácido nítrico, se deja evaporar el producto formado y el residuo se trata por una solución concentrada de nitrato de plata que debe producir un precipitado rojo-ladrillo de arseniato de plata.

Propiedades.—El arsénico es un cuerpo sólido, color gris de acero, brillante, quebradizo y de textura cristalina. Cuando se le calienta hasta la temperatura del rojo obscuro se volatiliza sin pasar por el estado líquido y al enfriarse cristaliza en romboedros. Arrojando el arsénico sobre carbones encendidos se volatiliza, difundiendo un fuerte olor de ajo.

Se extrae el arsénico del mineral conocido con el nombre de *mispickel*, que es una mezcla de arseniuro y de sulfuro de hierro.

Principales compuestos.—Los principales compuestos del arsénico son; el anhídrido arsenioso (As^2O^3), el

anhídrido arsénico (As^2O^5), el ácido arsénico ($\text{As O}^4\text{H}^3$) y el arseniuro de hidrógeno (As H^3).

CAPITULO XVIII.

ANTIMONIO.

Símbolo, Sb.

Peso atómico, 120

SUMARIO.—Reactivo de las sales de antimonio.—Propiedades del antimonio.

Aparatos y útiles de experimentación.—Un tubo de ensaye, cloruro de antimonio, un aparato productor de ácido sulfhídrico, algunos tipos de imprenta.

Experimento núm. 47.—En un tubo de ensaye se disuelve una corta cantidad de cloruro de antimonio y tratado por el ácido sulfhídrico se produce un precipitado amarillo anaranjado de sulfuro de antimonio. Este precipitado es característico de las sales de antimonio.

Propiedades.—El antimonio es un metaloide sólido, blanco plateado, su densidad es de 6'7, se funde á 456° y al enfriarse cristaliza en romboedros; á la temperatura del rojo blanco se volatiliza.

Se extrae el antimonio de un mineral llamado *estibina* (S b S^3).

Aun cuando el antimonio presenta brillo metálico se le incluye entre los metaloides al lado del arsénico y del fósforo, porque sus compuestos oxigenados y sus combinaciones con el azufre y con el cloro son idénticas á las de los cuerpos precedentes.

La principal aplicación del antimonio es en la fabricación de los tipos de imprenta.

CAPITULO XIX.

CARBONO.

Símbolo, C.

Peso atómico, 12.

SUMARIO.—Variedades del carbono.—Carbones naturales y carbones artificiales.

Es conveniente formar una colección, tan completa como sea posible, de carbones naturales y artificiales, para estudio de los alumnos.

Experimento núm. 48.—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 doce gramos de este cuerpo, combinándose con 32 gramos de oxígeno, dan 44 gramos de anhídrido carbónico: $C + O^2 = CO^2$.

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.

DIAMANTE.

El diamante es un cuerpo sólido, por lo general incoloro; pero los hay amarillos, rosados, verdes y hasta negros; es el más duro de todos los cuerpos conocidos y no se deja rayar por ninguno; sólo con su propio polvo es posible tallarlo; su densidad varía de 3'50 á 3'55.

El diamante es un cuerpo mal conductor del calor y de la electricidad; refracta y dispersa mucho la luz, y cuando está tallado de un modo conveniente produce unos juegos de luz que lo hacen muy estimado en la joyería. Se encuentra el diamante en las arenas de aluvi6n. En el Brasil y en el Cabo de Buena Esperanza se encuentra en abundancia.

El diamante puede ser tallado en rosa y en brillante. En la rosa la parte inferior del diamante es plana y la superior forma una especie de cúpula de 24 facetas. En el brillante la parte inferior forma un pirámide y la

parte superior es una corona de 32 facetas, de las cuales ocho son rombos y veinticuatro triángulos.

El diamante más célebre es el del Radjha de Matan (isla de Borneo); pesa 365 quilates (*). Otro diamante notable por su hermosura es el del Regente de Francia, que pesa 136 quilates.

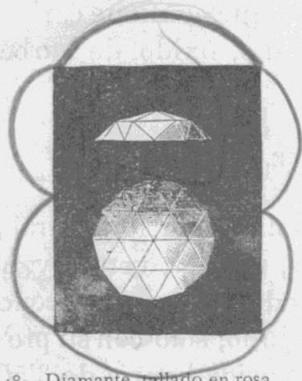


Fig. 48. — Diamante tallado en rosa.

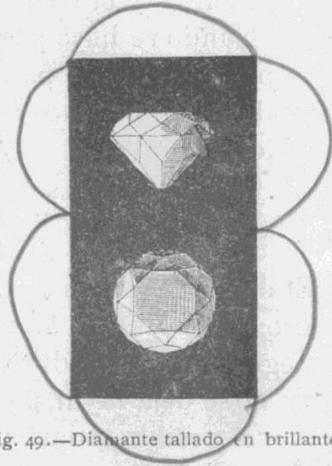


Fig. 49. — Diamante tallado en brillante.

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

GRAFITO.

El grafito ó plombagina es un cuerpo sólido, negro, en forma de laminillas brillantes; es suave, untuoso al tacto, y deja en los dedos y en el papel una huella gris. Su densidad es de 2'5; es el menos combustible de todos los carbonos.

Se encuentra el grafito en los terrenos primitivos de

(*) El quilate equivale á 0 gr. 205.

Francia, Inglaterra, Siberia y España. La mayor parte del grafito que se consume en Europa procede de los importantes criaderos de Siberia.

El grafito ó plombagina sirve para fabricar los lápices ordinarios; mezclado con cierta parte de arcilla, sirve para hacer los lápices de *Conté*. Sirve para fabricar crisoles refractarios en los cuales se puede fundir el acero. Amasado con substancias grasas, forma una pasta que se emplea para suavizar el frotamiento de las ruedas en los ejes de los carruajes. Como la plombagina 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.

HULLA.

La hulla ó carbón de piedra es un cuerpo opaco, de color negro brillante, que en algunas ocasiones presenta su superficie irisada. Se le encuentra en grandes masas en el terreno carbonífero; arde con llama y humo, produciendo un olor particular. Su densidad varia de 1.16 á 1.60.

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 coque y el carbón de las retortas son el resultado de la calcinación de la hulla.

parte superior es una corona de 32 facetas, de las cuales ocho son rombos y veinticuatro triángulos.

El diamante más célebre es el del Radiba de Matan (isla de Borneo); pesa 365 quilates (*). Otro diamante notable por su hermosura es el del Regente de Francia, que pesa 136 quilates.

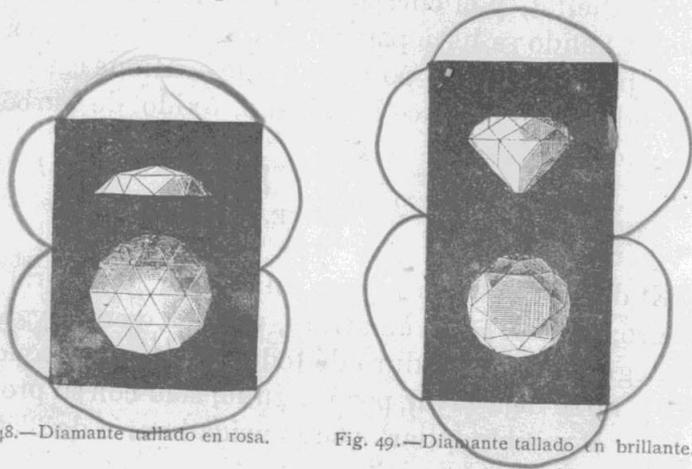


Fig. 48.—Diamante tallado en rosa.

Fig. 49.—Diamante tallado en brillante.

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

GRAFITO.

El grafito ó plombagina es un cuerpo sólido, negro, en forma de laminitas brillantes; es suave, untuoso al tacto, y deja en los dedos y en el papel una huella gris. Su densidad es de 2'5; es el menos combustible de todos los carbonos.

Se encuentra el grafito en los terrenos primitivos de

(*) El quilate equivale á 0 gr. 205.

Francia, Inglaterra, Siberia y España. La mayor parte del grafito que se consume en Europa procede de los importantes criaderos de Siberia.

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

HULLA.

La hulla ó carbón de piedra es un cuerpo opaco, de color negro brillante, que en algunas ocasiones presenta su superficie irisada. Se le encuentra en grandes masas en el terreno carbonífero; arde con llama y humo, produciendo un olor particular. Su densidad varia de 1.16 á 1.60.

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 coque y el carbón de las retortas son el resultado de la calcinación de la hulla.

ANTRACITA.

En los terrenos anteriores al carbonífero, se encuentra un carbón compacto y duro que es la antracita. Sólo arde cuando la combustión es muy rápida; así es que sólo debe emplearse la antracita en una chimenea de buen tiro. Tiene por densidad 2. La antracita se distingue del carbón de hulla en que no contiene materias bituminosas y en que arde con llama muy corta, sin humo ni olor. Se le emplea principalmente como combustible.

LIGNI A Y TURBA.

En la base de los terrenos terciarios se encuentra una variedad de carbón llamada lignita, que conserva la forma y la estructura íntima de los vegetales de que procede. Este carbón arde con llama larga y humeante, es de olor desagradable y da poco calor. El azabache que se emplea como adorno de luto, es una variedad de lignita, negra, lustrosa, bastante dura para poderla pulimentar y tornear.

La turba es otro carbón natural, formado casi exclusivamente por la acumulación de vegetales pantanosos mezclados con tierra. La turba arde con mucha lentitud y produce por esto poco calor; pero secándola y comprimiéndola se obtiene un excelente combustible que es muy barato.

Parece que se trata de explotar en el Valle de México unos yacimientos de turba existentes á orillas del lago de Texcoco.

CARBÓN DE MADERA.

Este carbón, llamado vegetal, es el residuo de la carbonización de la madera; es negro, frágil y poroso. Para obtener el carbón por el procedimiento llamado de pilas, se clavan verticalmente en un terreno plano cuatro troncos formando una especie de chimenea y se apila la leña alrededor por capas superpuestas, dejando en la parte inferior varios conductos horizontales que van á parar á la chimenea principal.

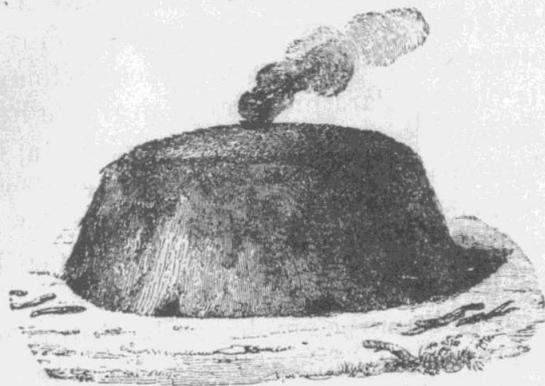


Fig. 50.—Preparación del carbón de madera.

Formada la pila, se cubre con ramas y con tierra, dejando libre solamente la chimenea y la boca de los conductos inferiores. Terminada esta operación, se llena la chimenea de leña y se le prende fuego; primero sale un humo negro que poco á poco va transparentándose hasta tomar una coloración azul. Cuando la carbonización es completa, se tapan todas las abertu-

ras y se deja enfriar durante 24 horas, al cabo de las cuales se desbarata la pila y se aparta el carbón bueno.

El carbón de madera se emplea para desinfectar las aguas procedentes de los anfiteatros, para purificar las 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.

NEGRO DE HUMO.

El producto de la combustión incompleta de las resinas, brea, grasas, etc., es un polvo negro muy fino y ligero, compuesto de carbono, que suele retener algo de materia oleosa. Para preparar el negro de humo se queman aquellas substancias en una marmita; la llama humeante pasa á un departamento metálico y luego á varios sacos de tela que se abren por debajo; el polvo más fino y puro, es el que se deposita en los sacos más lejanos.

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.

NEGRO ANIMAL.

El negro animal procede de la calcinación de los huesos en vasos cerrados. Tiene el aspecto de polvo

impalpable ó de granos de hermoso color negro. 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.

Puede volverse al líquido su color añadiendo en el filtro una disolución de potasa ó de amoníaco.

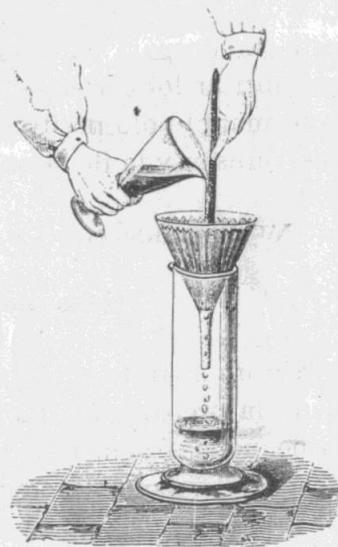


Fig. 51.—Acción decolorante del carbón animal.

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

COKE Y CARBÓN DE RETORTA.

El coke es un carbón ligero, gris negruzco, poroso,

menos combustible que la hulla, es buen conductor del calor y de la electricidad, y es uno de los resultados de la calcinación de la hulla; arde sin llama ni humo y produce poco calor.

El carbón de las retortas resulta también de la calcinación de la hulla para la preparación del gas de alumbrado; es muy duro y compacto, casi tan denso como el diamante; conduce bien el calor y la electricidad.

Se emplea este carbón 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.

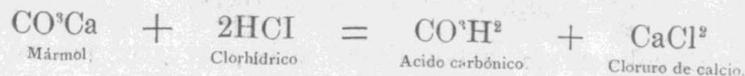
ÁCIDO CARBÓNICO.

Símbolo, $\text{CO}^2 \text{H}^2$

Peso molecular, 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.

Reacción:



Experimento núm. 49.—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 núm. 50.—Hacemos llegar una corriente de ácido carbónico á una copa que contenga agua de cal muy limpia y transparente. A poco rato el agua de cal se enturbia notablemente, á causa de la formación de carbonato de calcio, insoluble y muy dividido. El nitrógeno carece de esta propiedad.

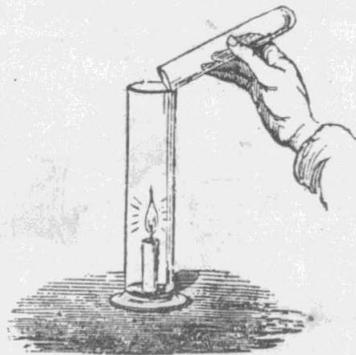


Fig. 52.—El ácido carbónico es más denso que el aire.

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 núm. 51.—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.

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

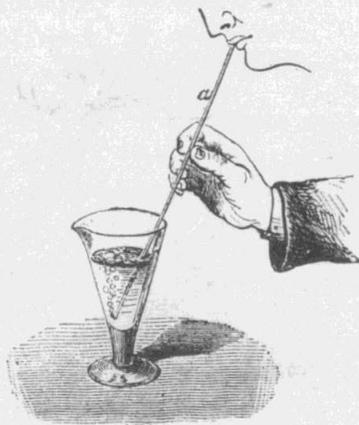


Fig. 53.—El carbónico es uno de los productos de la respiración.

disuelve un volumen igual de ácido carbónico. A la temperatura de 0° y á la presión de 36 atmósferas el carbónico se licua.

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 cidra, 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 oxígeno (*). El estudio completo de la composición del ácido carbónico fué hecho en 1840 por los Sres. Dumas y Stas.

(*) Anhidrido carbónico.

Símbolo, CO.

Peso molecular, 28.

Experimento núm. 52.—En un matraz de vidrio; provisto de un tubo de seguridad y comunicando con un frasco lavador y con una cuba de agua, se colocan 30 gramos de ácido oxálico cristalizado y 200 gramos de ácido sulfúrico concentrado; el frasco lavador contiene una solución de potasa.

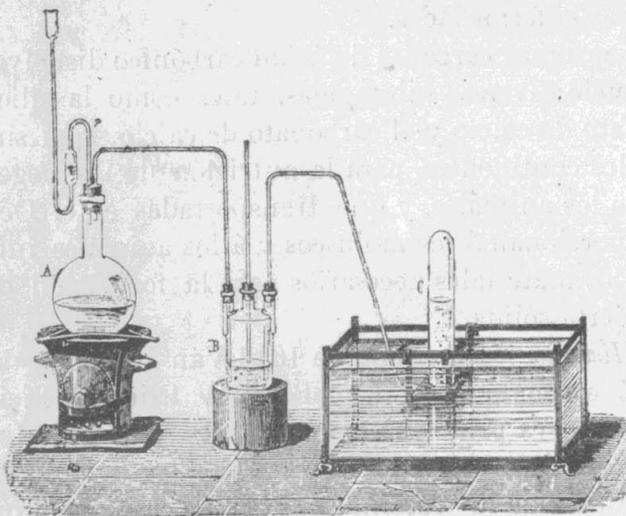
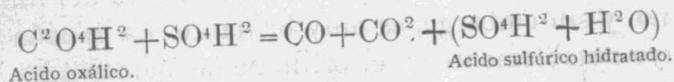


Fig. 54.—Preparación del óxido de carbono.

El ácido sulfúrico le quita al ácido oxálico su agua, y como éste no puede existir anhidro, se descompone en óxido de carbono y anhídrido carbónico. La po-

tasa absorbe al anhídrido carbónico y el óxido de carbono es recogido en una probeta en la cuba de agua.

Reacción:



Propiedades.—El óxido de carbono es un gas sin color, olor ni sabor, es poco soluble en el agua; tiene por densidad 0'96. Se solidifica á la temperatura de -210° . Es un gas sumamente venenoso. Un pájaro muere inmediatamente en una atmósfera que contenga la centésima parte, en solución, de óxido de carbono. El malestar que se experimenta en un cuarto mal ventilado se debe principalmente al óxido de carbono y no al ácido carbónico. El óxido arde en el aire, produciendo una llama azul.

Aplicación.—El óxido de carbono se emplea en metalurgia, debido á sus propiedades reductoras.

Historia.—El óxido de carbono fué descubierto por Priestley, pero sus propiedades principales y su composición las determinó en el año de 1802 el Sr. Cruikshank.

ESTUDIO DE LA FLAMA.

Lo que es la flama.—Una flama es siempre un gas ó un vapor en combustión, así es que aquellos cuerpos que no pueden volatilizarse no producen flama aun sometidos á temperaturas muy elevadas.

El brillo de una flama no depende, como pudiera creerse, del calor desprendido en la combustión, pues ya sabemos que la flama del hidrógeno es muy caliente, y sin embargo, es muy pálida; en cambio la flama del fósforo es mucho menos caliente que la del hidrógeno, y sin embargo, es muy brillante. La presión influye notablemente en el brillo de las flamas



Fig. 55.—La flama.

Cuando el hidrógeno arde en el oxígeno á la presión de 10 atmósferas, la flama resulta muy brillante. La flama del alcohol que es tan pálida en el aire ordinario, adquiere gran brillo cuando aumenta la presión. Pero la causa principal del brillo de una flama es que

existan en ella cuerpos sólidos incandescentes. La flama del petróleo, del gas de alumbrado y de las velas esteéricas es brillante por el carbono que contienen. Se demuestra la existencia de este cuerpo acercando un plato de porcelana á la flama y observando el depósito de negro de humo que se produce.

Una flama, por ejemplo la de una bujía, se compone de cuatro partes:

1ª Una zona inferior *d d'* formada por la combustión del óxido de carbono y del gas formeno.

2ª Un espacio sombreado *a* donde la temperatura es poco elevada y donde casi no hay combustión por falta de oxígeno.

3ª Una envoltura *b b'* que es la parte luminosa de la flama.

4ª Una capa exterior *c c'* casi invisible y cuyo mayor espesor corresponde al vértice de la flama; aquí es completa la combustión y la temperatura muy elevada.

Las distintas partes de la flama presentan propiedades diferentes y se utilizan en mineralogía para el análisis por el *soplete*, pequeño instrumento formado por un tubo de latón encorvado y con el cual se activa la combustión. La parte luminosa de la flama que contiene partículas de carbón incandescente, sirve para desoxidar los cuerpos y por eso recibe el nombre de *flama reductora*, y la parte exterior, rica en oxígeno, sirve para oxidar, y por eso se llama *flama oxidante*. Los fuegos artificiales y las luces de bengala se obtienen mezclando la pólvora ordinaria con diversas

sales que dan á la flama distintas coloraciones: las sales de barita dan un color verde; las de cobre, azul; las de estronciana, rojo, etc.

Análisis de la flama.—El Sr. Nickles ha propuesto un medio muy sencillo para investigar la naturaleza de los gases que forman una flama y la de los compuestos que resultan. Se hace uso de un frasco aspirador lleno de agua y cuyo tapón está atravesado por un soplete cuya punta se introduce en la zona central de una flama gruesa. El frasco lleva lateralmente y cerca del fondo una tubuladura con una llave. Si se deja escurrir el agua lentamente se ve que penetra al aspirador un gas blanquecino que arde después al acercar un cerillo. El interior de la flama contiene, pues, gases combustibles: carburos de hidrógeno que no han tomado todavía parte en la combustión.

CAPITULO XX.

SILICIO.

Símbolo, Si.

Peso atómico, 28.

SUMARIO.—Propiedades.—Historia.—Acido silíceo.

Propiedades.—El silicio es un metaloide que presenta tres estados alotrópicos: 1º *amorfo*, en forma de polvo obscuro desprovisto de brillo; 2º *grafitoideo*, en forma de laminitas grises parecidas á las de la plombagi-

na; 3º *cristalizado*, en octaedros regulares de brillo metálico. Si se calienta el silicio amorfo con cloruro de sodio, se convierte primero en silicio grafitoide, y si se aumenta la temperatura, se funde y da glóbulos cristalizados. El cloro ataca al silicio con la ayuda de un calor moderado y se forma cloruro de silicio. El ácido fluorhídrico disuelve en frío el silicio amorfo. El silicio grafitoide y el cristalino son inatacables por todos los ácidos, excepto por una especie de agua regia compuesta por los ácidos nítrico y fluorhídrico.

Historia.—En el año de 1808 Berzelio descubrió el silicio en el estado amorfo; pero hasta el año de 1854 el Sr. Saint-Claire Deville logró obtenerlo en los estados grafitoide y cristalino, hecho que vino á comprobar la analogía del silicio y del carbono.

Anhidrido silíceo.—El compuesto más importante del silicio es la sílice ó anhidrido silíceo (SiO^2), sustancia que se encuentra muy extendida en la naturaleza, formando el cristal de roca, el ágata, el ónix, el amatista, el ópalo, el pedernal, etc. Las arenas son sílice mezclada con alúmina y óxido de hierro. La sílice se encuentra en muchas plantas, principalmente en las gramíneas, y existe en todas las aguas corrientes, las cuales la llevan disuelta, gracias al ácido carbónico que contienen. Los *geysers* de Islandia ó sean surtidores de agua caliente que salen del suelo, contienen grandes cantidades de sílice. Este cuerpo combinado con las bases forma varias piedras preciosas, como el topacio, el granate, la esmeralda, etc. El ácido fluorhídrico es el único que ataca á la sílice para formar

un compuesto gaseoso, y esta propiedad es la que se utiliza según vimos ya (fig. 25) para grabar en vidrio.

La sílice tiene muchos usos: entra en la composición del cristal, de la loza y de la porcelana, de los esmaltes, y entra también en las argamasas y otros materiales de construcción.

CAPITULO XXI.

BORO.

Símbolo, Bo.

Peso atómico, 11.

SUMARIO.—Propiedades.—Historia.—Anhidrido bórico.

Propiedades.—El boro es un metaloide que se presenta con el aspecto de unos polvos parduscos infusibles y fijos, aun á las más elevadas temperaturas. Su densidad es de 2.45; arde en el aire ó en el oxígeno, transformándose en anhídrido bórico (Bo^2O^3). El boro no se disuelve más que en ciertos metales en fusión, particularmente en el aluminio.

Historia.—En 1808 Gay-Lussac y Thenard descubrieron el boro y lo prepararon calentando al rojo un crisol de platino lleno de capas alternadas de ácido bórico fundido y potasio. Más tarde el químico Davy obtuvo el mismo cuerpo en Inglaterra. Deville y Wöhlder lo han preparado poniendo en un crisol de

hierro previamente calentado al rojo, una mezcla de ácido bórico, sodio y cloruro de sodio.

Anhidrido bórico.—El compuesto más importante del boro es el anhídrido bórico, cuerpo sólido que cristaliza en laminitas incoloras; su densidad es 1.48, se disuelve en el alcohol, á cuya flama da un color verde. El potasio, el sodio y el magnesio lo descomponen á una temperatura elevada y lo reducen á boro amorfo.

El anhídrido bórico, así como el bórax (borato de sosa) fundido, disuelven gran número de óxidos metálicos, formando, al enfriarse, pequeñas masas vítreas, cuya coloración indica el metal del óxido empleado. El ácido bórico, descubierto por Homburg en 1702, existe en la naturaleza bajo la forma de borato de sosa en muchos lagos y fuentes naturales, en las aguas termales de Wiesbaden y Vichy; se le encuentra algunas veces en escamas brillantes en los cráteres de los volcanes.

El terreno de una parte de la Toscana está lleno de grietas por donde salen constantemente chorros de gases y vapores que contienen ácido bórico y los cuales reciben el nombre de *soffioni* ó *fumarole*. El ácido bórico es un cuerpo sólido que se presenta en forma de láminas ó escamas blancas, suaves al tacto; tiene por densidad 1.54. El alcohol disuelve el ácido bórico y arde con llama verde. La mayor parte del ácido bórico se consume en la preparación del bórax. Se le emplea para impregnar las mechas de las velas esteáricas. Se usa también el ácido bórico para fabricar el hidra-

to de cromo que se vende en el comercio con el nombre de verde esmeralda.

CAPITULO XXII.

SUMARIO.—División de los metaloides en familias.—Estudio de las valencias.—Modificación de la clasificación de Dumas.

El químico Juan Bautista Dumas (*) dividió á los metaloides en grupos ó familias naturales, fundándose en la semejanza de los compuestos de los metaloides con el hidrógeno.

La clasificación de Dumas es como sigue:

- 1ª familia—flor, cloro, bromo, iodo.
- 2ª " —oxígeno, azufre, selenio, teluró.
- 3ª " —nitrógeno, fósforo, arsénico.
- 4ª " —carbono, boro, silicio.

Esta clasificación subsistió por muchísimo tiempo, pero los adelantos de la ciencia química y principalmente la generalización de la teoría atómica han modificado la notable agrupación del Sr. Dumas. La primera familia sigue formada por el fluor, cloro, bromo

(*) Juan Bautista Dumas nació el 14 de Julio de 1800 en Alais, y murió en Cannes el 11 de Abril de 1884. Dumas se dedicó á la carrera de farmacéutico, y animado por los consejos del Barón de Humboldt, fué á París en 1823. Fué uno de los fundadores de la Escuela Central, profesor en la Sorbona y en la escuela de Medicina. A este distinguido químico se debe la teoría de los cuerpos homólogos.

y iodo. La segunda familia sigue igualmente formada por el oxígeno, el azufre, el selenio y el teluró. A la tercera familia se añadió el antimonio (que antes estaba considerado como metal); la cuarta familia quedó constituida por el carbono y el silicio, y el boro quedó aislado de los demás grupos.

Si se examinan las combinaciones que los metaloides forman con el hidrógeno, se ve que algunos se juntan con un átomo de hidrógeno, otros con dos, con tres, con cuatro, etc. Se da el nombre de *atomicidad* ó *valencia* de un átomo ó de una molécula á su poder de combinación con el hidrógeno.

Se dice que un cuerpo es *monoatómico* ó *univalente* cuando es capaz de combinarse con un átomo de hidrógeno ó con un átomo de otro cuerpo *monoatómico*. Será *diatómico* ó *bivalente* cuando sea capaz de combinarse con dos átomos de hidrógeno ó dos átomos de un cuerpo diatómico.

Triatómico ó *trivalente*, *tetratómico* ó *tetravalente*, *pentatómico* ó *pentavalente* será el cuerpo que se combina con tres, cuatro ó cinco átomos de hidrógeno ó de otro cuerpo de equivalente atomicidad.

Los metaloides de la primera familia son monoatómicos, los de la segunda son diatómicos, los de la tercera triatómicos y los de la cuarta tetratómicos.

El boro queda fuera de los demás grupos, porque sus reacciones químicas no permiten asimilarlo á ninguno de los metaloides precedentes. Pudiera considerarse como triatómico, porque se combina con tres átomos de cloro para formar tricloruro de boro (BoCl^3),

pero no se le ha encontrado hasta hora ninguna combinación con el hidrógeno.

1ª familia.—Los metaloides de la primera familia forman con el hidrógeno respectivamente los ácidos HF , HCl , HBr , HI ; los cuatro ácidos son muy enérgicos, enrojecen fuertemente la tintura azul de tornasol, son gaseosos á la temperatura ordinaria, humean en el aire y muy solubles en el agua, con la cual forman hidratos definidos. Los fluoruros, cloruros, bromuros y ioduros presentan también gran analogía.

Ninguno de los metaloides de esta familia se combina directamente con el oxígeno.

2ª familia.—Los metaloides de la segunda familia forman respectivamente con el hidrógeno H^2O , H^2S , H^2Se , H^2Te . Con excepción del agua—que es un compuesto básico—los otros tres compuestos son ácidos muy débiles, enrojecen ligeramente la tintura azul de tornasol, se descomponen con muchísima facilidad y están dotados de muy mal olor. Las combinaciones del oxígeno, del azufre, del selenio y del telurio con los diversos cuerpos simples presentan también grandes analogías de composición.

3ª familia.—Los metaloides de la tercera familia forman con el hidrógeno NH^3 , PhH^3 , AsH^3 , y SbH^3 . El amoníaco es un compuesto básico muy poderoso comparable á la sosa y á la potasa, y los otros tres cuerpos son compuestos neutros, es decir, que no ejercen acción sobre la tintura azul de tornasol ni sobre el jarabe de violetas. Las combinaciones del fósforo, del

arsénico y del antimonio, son isomorfas, es decir, que presentan las mismas formas cristalinas.

4ª familia.—Los metaloides de la cuarta familia forman con el hidrógeno CH^4 y SiH^4 ; ambos son compuestos neutros. Tanto el carbono como el silicio presentan el estado amorfo, grafitoideo y cristalino, y son únicamente solubles en los metales en fusión; el carbono principalmente en la fundición de hierro.

El boro no forma parte de ninguna de las familias anteriores, porque hasta hoy no se le conoce ninguna combinación binaria con el hidrógeno, y porque no existe en estado cristalino.

CAPITULO XXIII.

PROPIEDADES DE LOS METALES.

SUMARIO.—Los metales.—Propiedades físicas.—Clasificación de los metales.—Ligas ó aleaciones.

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.

Los metales existen en la naturaleza en tres estados diferentes:

1º En el estado nativo ó sea libres de combinación.

2º En combinación con el azufre, arsénico, cloro, etc.

3º En estado de óxidos libres.

Propiedades físicas.—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 através, la luz que atraviesa la hoja es verde, color complementario de la reflejada por dicho metal. La mayor parte de los metales son de color blanco; la plata es blanca amarillenta; el zinc es blanco azulado; el hierro, blanco agrisado; en algunos el color es muy marcado como el del oro que es amarillo y el cobre, rojo. Los metales son en general más pesados que el agua; se exceptúa el potasio, el sodio, el litio y los metales gaseosos.

La mayor parte de los metales cristalizan en el sistema cúbico; el antimonio y el bismuto cristalizan en romboedros.

Se dice que un metal es maleable cuando se extiende en láminas delgadas al golpe del martillo ó del laminador. Este aparato consta de dos cilindros de acero que se pueden ir acercando uno al otro por medio de unos tornillos, y así se consigue obtener láminas

más y más delgadas. 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 una y el potasio es tan blando que puede ser aplastado entre los dedos.

Clasificación de los metales.—No se ha logrado encontrar para los metales una clasificación natural como la que Dumas encontró para los metaloides. El sabio Thenard ideó una clasificación fundándose en la manera como se conducen los metales con el oxígeno seco y el agua, y en que sus óxidos sean ó no descomponibles por el calor.

Clasificaremos, pues, á estos cuerpos simples, en tres grupos: *metales comunes, metales intermedios y metales preciosos.*

Los metales comunes son oxidables directamente en el aire seco, á temperatura más ó menos elevada,

y sus óxidos son irreductibles por la simple acción del calor.

Los metales intermedios son poco oxidables al aire seco aun á elevada temperatura. Sus óxidos son irreductibles no sólo por la simple acción del calor, sino también por el hidrógeno y el carbón.

Los metales preciosos son aquellos cuyos óxidos son reductibles por la sola acción del calor.

La primera parte se divide en cinco secciones:

1ª Los que descomponen el agua á la temperatura ordinaria:

Potasio—Sodio—Calcio—Bario—Estroncio.

2ª Los que descomponen el agua á 100°:

Magnesio—Manganeso.

3ª Los que descomponen el agua á la temperatura del rojo obscuro; ó en frío en presencia de los ácidos:

Hierro—Zinc—Níquel—Cromo—Cobalto.

4ª Los que descomponen al agua al rojo vivo:

Estaño.

5ª Los que descomponen al agua al rojo blanco:

Cobre—Plomo—Bismuto.

La segunda clase forma una sola sección:

Los metales que no descomponen al agua á ninguna temperatura y son casi inoxidables en el aire:

Aluminio—Glucinio.

La tercera clase comprende dos secciones:

1ª Los metales que no descomponen el agua á ninguna temperatura, pero se oxidan á temperatura poco elevada:

Mercurio—Paladio.

2ª Los que no descomponen el agua á ninguna temperatura ni se oxidan en el aire á ninguna temperatura:

Plata—Oro—Platino—Iridio.

Ligas ó aleaciones.—Las ligas, que resultan de la combinación de dos ó más metales, tienen por objeto producir un cuerpo cuyas propiedades se presten mejor para las necesidades de la industria que las propiedades aisladas de los metales componentes.

Las ligas son, como los metales, opacas, brillantes, buenas conductoras del calor y de la electricidad, pero se distinguen por varias propiedades especiales, entre las que son notables la *fusibilidad* y la *dureza*.

Las ligas son siempre más fusibles que el menos fusible de los metales que entran en su composición. Por ejemplo, el plomo se funde á 335° y el estaño á 228°, y la liga formada por una parte de plomo y dos de estaño se funde á 241°, temperatura que es inferior á la del plomo, que es el menos fusible de los dos metales de la liga.

Las ligas son generalmente más duras, menos dúctiles y más frágiles que los metales que las forman.

Las ligas en que entra el mercurio reciben el nombre de *amalgamas*.

He aquí las ligas más notables:

Vajillas de oro.	{ Oro.....	916
	{ Cobre.....	84
Monedas de oro.	{ Oro.....	900
	{ Cobre.....	100

Joyería de oro.	{ Oro.....	750
	{ Cobre.....	250
Vajillas de plata.	{ Plata.....	950
	{ Cobre.....	50
Monedas de plata.	{ Plata.....	900
	{ Cobre.....	100
Joyería de plata.	{ Plata.....	800
	{ Cobre.....	200
Bronce de medallas.	{ Cobre.....	95
	{ Estaño.....	4
	{ Zinc.....	1
Bronce de cañones.	{ Cobre.....	90
	{ Estaño.....	10
Bronce de timbales y platillos.	{ Cobre.....	80
	{ Estaño.....	20
Bronce de campanas.	{ Cobre.....	78
	{ Estaño.....	22
Latón.	{ Cobre.....	67
	{ Zinc.....	33
Maillechort.	{ Cobre.....	50
	{ Zinc.....	25
	{ Níquel.....	25
	{ Estaño.....	400
Metal inglés.	{ Antimonio.....	8
	{ Bismuto.....	1
	{ Cobre.....	4
Letra de imprenta.	{ Plomo.....	80
	{ Antimonio.....	20
	{ Bismuto.....	50
Metal de Darcet.	{ Plomo.....	30
	{ Estaño.....	20

AMALGAMAS.

Baño para espejos.	{ Estaño.....	4
	{ Mercurio.....	1
Baño para globos de vidrio.	{ Bismuto.....	1
	{ Mercurio.....	4

CAPITULO XXIV.

ÓXIDOS, SULFUROS Y CLORUROS METÁLICOS.

SUMARIO.—Clasificación de los óxidos.—Sus propiedades.—Los sulfuros y los cloruros.

Los óxidos metálicos resultan de la combinación de un metal con el oxígeno. Se les divide en cinco clases, según sus funciones químicas:

OXIDOS BÁSICOS.—Son aquellos que al combinarse con el agua forman hidratos, los cuales dan sales al reunirse con los ácidos. Ejemplos: la potasa, la sosa, la cal, el óxido de cobre, la barita, la estronciana.

OXIDOS ÁCIDOS.—Son aquellos que representan el papel de ácidos respecto de los óxidos básicos. Debe, pues, considerárseles como verdaderos anhídridos. Ejemplos: el anhídrido mangánico, el anhídrido crómico, el anhídrido plúmbico, el anhídrido aúrico.

OXIDOS INDIFERENTES.—Estos pueden desempeñar alternativamente el papel de ácido ó el papel de base; en presencia de una base poderosa hacen veces de áci-

dos y en presencia de un ácido poderoso hacen papel de bases. Como ejemplo tenemos la alúmina ó sesquióxido de aluminio, que si se combina con el ácido sulfúrico forma sulfato de aluminio, y si se combina con la potasa forma aluminato de potasa.

OXIDOS SINGULARES.—Los óxidos singulares son llamados así porque no se combinan ni con los ácidos ni con las bases. Ejemplos: los bióxidos de bario, de calcio, de manganeso. Si se les pone en presencia de un ácido, tienen que perder un átomo de oxígeno, ó lo que es el mismo, convertirse en protóxidos para poder formar sales.

OXIDOS SALINOS.—Resultan éstos de la combinación de dos óxidos del mismo metal, que hacen, uno el papel de ácido y otro el papel de base. El óxido obscuro de manganeso Mn^3O^4 puede ser considerado como una combinación de protóxido MnO , que desempeña el papel de base y de sesquióxido Mn^2O^3 , que hace función de ácido.

Propiedades.—Los óxidos metálicos son cuerpos sólidos, generalmente opacos, frágiles y de distinta coloración. Algunos son solubles en el agua como la potasa, sosa, estronciana, barita; otros muy poco solubles, como los óxidos de plata y plomo, y otros completamente insolubles, como los de mercurio.

SULFUROS METÁLICOS.—Los sulfuros son cuerpos muy abundantes en la naturaleza y forman minerales de los cuales se extrae los metales correspondientes, tales son la galena ó sulfuro de plomo, el cinabrio ó sulfuro de mercurio, la blenda ó sulfuro de zinc, la pirita ó sul-

furo de hierro, etc. Los sulfuros son cuerpos sólidos, frágiles y generalmente cristalizados. Casi todos son opacos, tienen brillo metálico y son buenos conductores de la electricidad. Sin embargo, hay unos como la blenda y el cinabrio que son translúcidos, de brillo metálico y malos conductores. El color varía según el estado molecular del compuesto. El ácido sulfhídrico forma con los sulfuros alcalinos sulfhidratos de sulfuros.

El ácido clorhídrico concentrado descompone los sulfuros de casi todos los metales.

Los sulfuros pueden dividirse, como los óxidos, en *básicos, ácidos, salinos, singulares é indiferentes*.

CLORUROS METÁLICOS.—Los cloruros también son abundantes en la naturaleza, aunque no como los sulfuros: los cloruros de potasio, sodio y magnesio se encuentran algunas veces en el estado sólido y otras disueltos en ciertos manantiales salados.

Los cloruros son generalmente sólidos á la temperatura ordinaria, si bien se funden con mucha facilidad; el bicloruro de estaño es líquido.

Los cloruros son en su mayoría volátiles, al contrario de los óxidos y de los sulfuros que son fijos.

La mayor parte de los cloruros son solubles en el agua; el cloruro de plomo es poco soluble; los cloruros de plata, cobre y mercurio son insolubles.

La luz obra sobre algunos cloruros, especialmente sobre el cloruro de plata, lo que hace á este cuerpo muy útil en fotografía. La electricidad descompone á todos los cloruros.

La división que se ha hecho de los cloruros es igual á la que hemos indicado para óxidos y sulfuros, es decir, en: *básicos, ácidos, singulares, indiferentes y salinos.*

CAPITULO XXV.

SALES.

SUMARIO.—Qué son las sales.—Sales neutras, ácidas y básicas.—Acción de los metales —Leyes de Berthollet.

Antiguamente se daba el nombre de sal á todo cuerpo sólido, soluble en el agua y susceptible de cristalizar; el ácido tartárico, la barita, el azúcar, estaban comprendidos en el grupo de las sales.

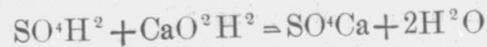
Lavoisier fué el primero que dió el nombre de sal al producto de la combinación de un *ácido* y una *base*. Las sales son compuestos que resultan de la acción de los ácidos sobre los óxidos ó sobre los hidratos. Los ácidos pueden resultar de la acción del hidrógeno sobre un cuerpo muy electro-negativo, como el cloro ó el bromo. Semejantes compuestos, como ya hemos indicado, se llaman hidrácidos, como el *clorhídrico*, el *bromhídrico*.

Los *oxácidos* son ácidos más complicados que resultan de la unión del hidrógeno con un compuesto oxigenado muy electro-negativo. El ácido nítrico (NO^3H), el ácido sulfúrico (SO^4H^2) son oxácidos.

Los óxidos resultan de la combinación de un metal con el oxígeno, y los hidratos de la combinación de un óxido con el agua.

Puede definirse una sal diciendo, que es *el producto de la deshidratación entre un hidrato básico y un ácido.*

Ejemplo:



Acido sulfúrico. Hidrato de cal. Sulfato de cal. Agua.

Se da el nombre de *sales haloides* á combinaciones de un metaloide y un metal, como el *cloruro de sodio*, el *bromuro de potasio*, el *sulfuro de hierro*, etc.

Estas combinaciones funcionan como verdaderas sales y tienen las propiedades generales de las mismas.

Cuando se vierte con cuidado una disolución de po-

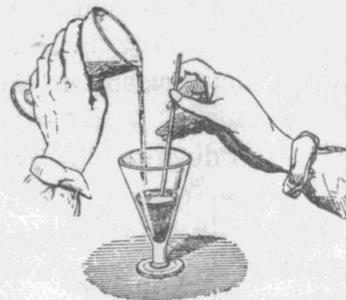


Fig. 56.—Acción de un ácido sobre un hidrato.

tasa cáustica en ácido sulfúrico, llega un momento en que la acidez del ácido es neutralizada por la alcalinidad de la potasa; resulta entonces una sal llamada

sulfato neutro de potasio que no ejerce acción alguna sobre la tintura azul de tornasol ni sobre el jarabe de violetas.

Entre las propiedades físicas de las sales hay dos que tienen cierta importancia, porque pueden servir hasta cierto punto para reconocer las sales de una misma base; esas propiedades son: el color y el sabor.

En efecto, las sales de la misma base ofrecen generalmente la misma coloración.

Las sales de protóxido de fierro son de un color verde esmeralda.

Las sales de sesquióxido de fierro neutras son de un color amarillo rojizo.

Las sales de protóxido de manganeso son de un color rosado.

Las sales de cobalto, neutras y ácidas, son de un color rosa violado.

Las sales de cobalto, básicas, son de un color azul violado.

Las sales de níquel, neutras, son de un color verdoso.

Las sales de cobre son de un color azul ó azul verdoso.

Las sales de oro son de un color amarillo, más ó menos intenso.

Las sales de platino son de un color amarillo, algo anaranjado.

Respecto al sabor:

Las sales de aluminio lo tienen astringente.

Las sales de zinc lo tienen estíptico.

Las sales de magnesia lo tienen amargo.

Las sales de plomo ó níquel lo tienen azucarado al principio, después estíptico.

Las sales de cal, estronciana y barita, lo tienen picante y acre.

Ciertos ácidos modifican algunas veces el sabor debido á la base. Así, por ejemplo, los sulfatos de potasio y de sodio son amargos, el nitrato de potasio tiene un sabor fresco y picante, el fosfato de sodio es algo salado, el citrato de magnesia es casi insípido, etc.

Todas las sales son descompuestas por la corriente eléctrica, aunque no con la misma facilidad. Cuando el ácido y la base son estables, quedan solamente separados: dirigiéndose el ácido al polo positivo y la base al negativo, como en el caso del sulfato de sosa. Cuando la base es un óxido fácilmente reductible, también se descompone: su oxígeno se dirige al polo positivo con el ácido de la sal y el metal se deposita en el negativo, como pasa con el sulfato de cobre.

El aire obra física y químicamente sobre un gran número de sales. Cuando les quita toda ó parte de su agua de cristalización, se dice que las sales son *eflorescentes*, y cuando cede vapor de agua á las sales anhidridas, se dice que éstas son *delicuescentes*. Hay sales que tanto pueden ser eflorescentes como delicuescentes, lo que depende del estado higrométrico del aire.

Algunas veces el oxígeno del aire se combina con el ácido ó con la base de la sal, cuando aquel ó ésta son susceptibles de suoxidarse, y las transforma en nuevos géneros ó en nuevas especies.

El oxígeno del aire hace pasar á los sulfitos, fosfitos y nitritos al estado de sulfatos, fosfatos y nitratos, y cambia las sales de protóxido de fierro en sales de sesquióxido.

Si en una disolución de una sal de plata (nitrato) se introduce una lámina de cobre, este metal precipita la plata y la substituye en la sal. El zinc descompone á



Fig. 57.—El cobre descompone al nitrato de plata.



Fig. 58.—Arbol de Saturno.

las sales de plomo, haciendo que este metal cristalice. En una disolución muy diluida de acetato de plomo, se introduce una lámina de zinc con varios alambres de latón, destinados á figurar las ramas de la arborescencia que va á formarse. El plomo cristaliza sobre los alambres en láminas brillantes agrupadas de tal modo que presentan el aspecto de hojas de helecho.

LEYES DE BERTHOLLET.

El célebre sabio Berthollet, uno de los creadores de la nomenclatura química, descubrió, á principios del siglo XIX, unas leyes que llevan su nombre y que

se refieren: á la acción que ejercen los ácidos sobre las sales, á la acción que ejercen las bases sobre las sales, y á la acción que ejercen las sales unas sobre otras.

1º *Acción de los ácidos sobre las sales.*—Esta acción se encuentra sometida á las tres leyes siguientes:

Primera ley.—Un ácido cualquiera descompone completamente á una sal cuyo ácido es más volátil.

Pondremos como ejemplo la preparación del ácido nítrico:



Aquí el ácido sulfúrico descompone á la sal nitrato de potasio, por ser más fijo que el nítrico, que es el ácido de la sal.

Segunda ley.—Un ácido soluble descompone completamente á una sal cuyo ácido es insoluble.

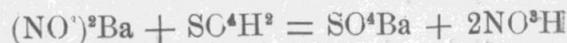
Ejemplo de esta ley es la preparación del ácido bórico:



El ácido soluble es el clorhídrico y el ácido insoluble es el ácido bórico de la sal.

Tercera ley.—Un ácido descompone una sal cuando puede formar con su base una sal insoluble.

Tratemos el nitrato de bario por el ácido sulfúrico y observemos el precipitado blanco que se forma:



El ácido sulfúrico forma con la base *barita* la sal insoluble, sulfato de bario.

Acción de las bases sobre las sales.—Esta acción se encuentra sometida á tres leyes semejantes á las anteriores.

Primera ley.—Una base fija descompone á una sal cuya base es volátil.

Calentemos ligeramente en una probeta una mezcla de cal y de clorhidrato de amoníaco. La base fija es la cal y la base volátil es el amoníaco de la sal:



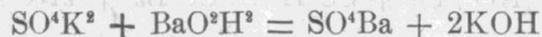
Segunda ley.—Una base soluble descompone completamente una sal cuya base es insoluble.

En una solución de sulfato de cobre pongamos unas gotas de una solución de potasa. Inmediatamente aparecerán unos copos azules de hidrato de cobre. Este hidrato es la base insoluble y se forma sulfato de potasio que es una sal soluble:



Tercera ley.—Una base descompone completamente á una sal cuando puede formar con su ácido una sal insoluble.

En una probeta que contenga una disolución de sulfato de potasio se vierte una disolución de barita y aparece un precipitado blanco de sulfato de bario:

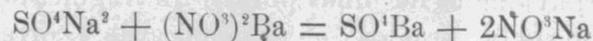


La base barita descompone á la sal porque forma con el ácido sulfúrico, sulfato de barita que es insoluble.

Acción de las sales sobre las sales.—Dos son las leyes que rigen á la acción de las sales sobre las sales.

Primera ley.—Dos sales solubles se descomponen mutuamente cuando pueden formar, por el cambio de sus ácidos y de sus bases, una sal insoluble.

Viértase en una solución de sulfato de sodio otra de nitrato de bario; se forma en seguida un precipitado de sulfato de bario:



El ácido sulfúrico de una sal se combina con la barita de la otra sal para formar sulfato de bario, que es insoluble.

Segunda ley.—Dos sales se descomponen mutuamente cuando al calentarlas juntas pueden formar, por el cambio de sus ácidos y de sus bases, una sal fija y una más volátil que cada una de ellas.

Calentamos en una probeta una mezcla de sulfato de amoníaco y de carbonato de calcio. El ácido carbónico de una sal y el amoníaco de la otra sal forman una sal muy volátil, que es el carbonato de amoníaco.



CAPITULO XXVI.

EL POTASIO, EL SODIO Y EL CALCIO

POTASIO.

Símbolo, K.

Peso atómico, 39.

SUMARIO.—El Potasio.—El Sodio.—El Calcio.—Sus propiedades.—Su preparación y aplicaciones.

POTASIO.

Experimento núm. 53.—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.

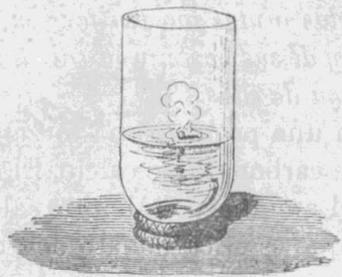


Fig. 59.—El potasio descompone el agua.

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 licua á la

temperatura de 62°5, al rojo obscuro se volatiliza 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 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 temperatura 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.

Actualmente se prepara el potasio sometiendo á un calor intenso una mezcla de carbonato de potasio y de carbón.

Se emplea el potasio como reductor químico 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.

Potasa.—El hidrato de potasa ó potasa cáustica (KOH) es un cuerpo sólido, blanco, amorfo, fusible al rojo y volátil al rojo blanco. Es un álcali sumamente cáustico. La potasa es deliquescente; es una base po-

152
152

152
152

derosa, enverdece el jarabe de violetas y vuelve su color azul á la tintura de tornasol enrojecida por los ácidos. Es un veneno muy activo. Se prepara descomponiendo el carbonato de potasio por la cal.

La potasa se emplea en los laboratorios para precipitar los óxidos insolubles, en cirugía se usa como *pedra de cauterio*, y en la industria para el blanqueo, fabricación de jabones, limpieza de pinturas, etc.

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 una 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.

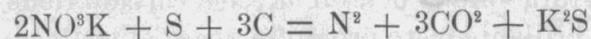
Primero se mezclan el azufre y el carbón en la proporción conveniente y después se añade el salitre, cuidando de humedecer un poco la mezcla. Esta operación debe hacerse con muchas precauciones para impedir que la mezcla se caliente y se inflame, lo que desgraciadamente ocurre algunas veces.

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

La fórmula de la pólvora teórica, es la siguiente:



Clorato de potasio.—Sal blanca, de sabor fresco, cristaliza en laminitas romboidales.

El clorato de potasio sirve para preparar el oxígeno, entra en la composición de los cerillos de seguridad y se le emplea en medicina para curar las enfermedades de la boca y de la garganta.

Símbolo, Na.

Peso atómico, 23

Experimento núm. 54.—En un vaso que contenga agua se deja caer, ayudado de unas pinzas, un fragmento del metal sodio, nada más que para que el experimento resulte bien se necesita que el metal no quede en contacto directo con la superficie del líquido, sino que se coloca sobre un pequeño cuadrado de papel secante grueso que flota en el agua. El fragmento irregular de sodio afecta inmediatamente la forma de una esfera, y al cabo de un rato se inflama y comienza á girar, tal como sucedió con el potasio. El sodio se inflama, pero no arde con tanto brillo como el potasio.

Propiedades.—El sodio (del latín *natrium*), es un metal blanco plateado, es blando y maleable á la temperatura ordinaria; pero abajo de cero se vuelve duro y quebradizo. Se funde á $97^{\circ}6$ y se volatiliza á mayor temperatura que el potasio. Recién cortado tiene un aspecto brillante, pero pronto se opaca al contacto del aire. Tiene por densidad 0'970.

El sodio descompone el agua á la temperatura ordinaria; se combina con el oxígeno para formar sosa y deja al hidrógeno en libertad.

En el año de 1807 el químico Humphry Davy descubrió el sodio descomponiendo la sosa por la corriente eléctrica. En la actualidad se prepara el sodio ca-

lentando á elevada temperatura una mezcla de carbonato de sodio y de carbón.

Se emplea el sodio como reductor en la preparación del boro, silicio, aluminio, etc.

Compuestos del sodio.—Los principales compuestos del sodio son la sosa, el sulfuro, el cloruro, el carbonato, el sulfato, el hiposulfito, el nitrato y el borato.

Sosa.—El hidrato de sodio ó *sosa cáustica*; es un cuerpo sólido, blanco, fusible al rojo oscuro. Es una base enérgica y un veneno violento.

Se prepara calentando á temperatura elevada carbonato de sodio y cal.

Bicarbonato de sodio.—Sal blanca, de sabor ligeramente salado, cristaliza en prismas rectangulares.

Esta sal existe en muchas aguas minerales, como las de Vichy y las de Carlsbad.

El bicarbonato de sodio sirve para preparar el agua de Seltz, y se le emplea con frecuencia en medicina para combatir la gota y los dolores de estómago.

Cloruro de Sodio.—Sal blanca, de sabor agradable y característico; cristaliza en cubos. Abunda mucho en la Naturaleza. Existe en gran cantidad en las aguas del mar y en algunos manantiales. También se la halla sólida, casi siempre entre capas de yeso, y entonces toma el nombre de *sal gema*.

El cloruro de sodio ó sal marina forma parte de la alimentación del hombre y de muchos animales; se le emplea para conservar las carnes, abonar las tierras, preparar el cloro, el ácido clorhídrico, el sulfato de so-

Sodio

A. de S. Wallen

dio, la sal amoníaco y muchos otros productos químicos.

CALCIO.

Símbolo, Ca.

Peso atómico, 40.

Propiedades.—El calcio es un metal blanco amarillento, muy brillante, dúctil y maleable. En el aire seco se altera muy lentamente, pero en el aire húmedo se altera con rapidez y se convierte en hidrato. Arde con una llama blanca muy brillante.

En el año de 1808 el célebre químico Davy logró aislar el calcio descomponiendo el cloruro de calcio por la pila eléctrica. Actualmente se le prepara descomponiendo el ioduro de calcio por el sodio. El Sr. Moissan propone que se le prepare reduciendo la cal por el carbón en el horno eléctrico del Sr. Violle.

Los compuestos principales del calcio son: la cal, el carbonato, el sulfato, el fosfato, el hiposulfito y el cloruro.

Cal.—La cal (CaO) es un cuerpo blanco, amorfo, terroso, infusible á las más altas temperaturas é indeseconponible por el calor. Cuando se moja un pedazo de cal, se calienta mucha y reduce á vapor gran parte del agua que se introdujo por sus poros. El producto que se obtiene es la *cal apagada*.

La cal anhidra se llama *cal viva*, y la cal hidratada es la *cal apagada*. Si se añade á ésta más agua, resul-

ta un líquido claro que contiene hidrato de cal en disolución y que se llama *agua de cal*.

El agua de cal es de reacción alcalina y sabor cáustico; se enturbia puesta al contacto del aire, debido á que absorbe el ácido carbónico de la atmósfera.

La cal se emplea en la preparación de la potasa, de la sosa y del amoníaco; en la industria se emplea en la fabricación de los cementos y argamasas.

La *cal hidráulica* es aquella que procede de piedras calcáreas, conteniendo arcilla en la proporción de 10 á 25 por 100, y que tiene la propiedad notable de solidificarse debajo del agua al cabo de cierto tiempo.

El *cemento romano* es una mezcla de cal hidráulica y arcilla. Se solidifica rápidamente debajo del agua y con el tiempo adquiere gran dureza, según se puede ver en las ruinas de los monumentos que nos han dejado los romanos.

Cloruro de calcio.—Esta sal es una mezcla de hipoclorito y de cloruro de calcio. Es blanquizca, muy delicuescente. Se le emplea como desinfectante, y en la industria para blanquear las telas.

Caracteres de las sales de potasio y de sodio.—No precipitan por el ácido sulfhídrico, ni por el sulfhidrato de amoníaco, ni por el carbonato de sodio.

Tratada la sal de potasio por el ácido pícrico da un precipitado cristalino; la sal de sodio no da con ese ácido ningún precipitado.

Caracteres de las sales de calcio.—Las sales de calcio no precipitan por el ácido sulfhídrico ni por el sulfhidrato de amoníaco, pero sí por el carbonato de potasio.

Tratadas por el ácido oxálico dan un precipitado blanco de oxalato de cal, insoluble en el ácido acético. Las sales de calcio dan á la llama del alcohol un color rojo púrpura.

CAPITULO XXVII.

SUMARIO.—El Hierro.—El Níquel.—El Zinc.—Sus propiedades.—Sus aplicaciones.—Caracteres de sus sales.

HIERRO.

Símbolo, Fe.

Peso atómico, 56.

Experimento núm. 55.—En una probeta que contenga una disolución de sulfato de hierro se ponen unas gotas de solución de ferricianuro de potasio. El líquido adquiere inmediatamente un hermoso color azul. Este precipitado es característico de las sales de hierro.

Experimento núm. 56.—En una disolución de sulfato de cobre se introduce una lámina de hierro. Poco después se saca la lámina y se verá que tiene un depósito de cobre. El hierro desaloja, pues, al cobre de sus soluciones.

Propiedades.—El hierro es un metal precioso para el hombre, porque desempeña el papel más importante en la industria.

No hay otro metal cuyos compuestos sean tan va-

riados y tan abundantes en el seno de la tierra. Se encuentra en todo el globo, pero jamás al estado nativo, pues aun cuando se creía que los aerolitos contenían hierro puro, se ha visto que se encuentra ligado con otros metales, principalmente con níquel, cromo y cobalto.

Los minerales de hierro más comunes son los óxidos, los sulfuros, los carbonatos, los fosfatos, los silicatos y los sulfatos.

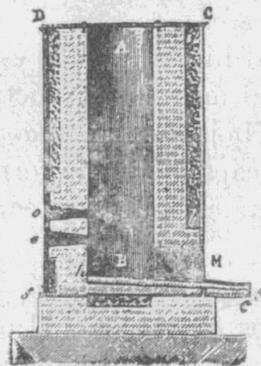


Fig. 60.—Horno de fundición.

La extracción del hierro es una de las operaciones más laboriosas de la metalurgia.



Fig. 61.—Cubo para verter el hierro fundido.

Para reducir los óxidos ó el carbonato, se vale uno-

de la propiedad que tiene el carbón de quitar el oxígeno á los metales llevados á una temperatura muy elevada; generalmente se sirve uno de carbón de madera ó del coke.

Los minerales de hierro se tratan en los *altos hornos* que están contruidos de ladrillo refractario. Abajo hay un crisol tapado con arcilla por donde se extrae el metal líquido.

Se emplea el hierro bajo tres formas: hierro forjado, hierro colado y acero.

La densidad del hierro forjado es de 7,9 próximamente. Es un metal muy tenaz, dúctil y maleable. El hierro reducido á hojas se llama *lámina*. Una lámina cubierta con una capa de estaño forma la hoja de lata y cubierta con una capa de zinc constituye el hierro galvanizado.

Compuestos principales del hierro.—El hierro forma cuatro compuestos oxigenados: el protóxido FeO , el sesquióxido Fe_2O_3 , el óxido magnético Fe_3O_4 y el ácido férrico $\text{FeO} \cdot \text{H}^2$.

Las sales principales de fierro son: el carbonato, el sulfato, el sulfuro, el cloruro y el ferricianuro.

Caracteres de las sales de hierro.—No precipitan por el ácido sulfhídrico; precipitan en negro por el sulfhidrato de amoníaco, dan un precipitado azul obscuro con el ferricianuro de potasio, y con la potasa ó la sosa precipitado blanco de hidrato de protóxido de hierro.

NÍQUEL

Símbolo, Ni.

Peso atómico, 59.

Experimento núm. 57.—En una probeta con una disolución de sulfato de níquel se dejan caer unas gotas de ferricianuro de potasio, y se produce un precipitado amarillo sucio (*). Este precipitado es característico de las sales de níquel.

Propiedades.—El níquel es un metal blanco agrisado, de fractura fibrosa. Sigue en dureza al manganeso y al cromo. La densidad del níquel fundido es de 8'27. El níquel es dúctil y maleable, es menos fusible que el hierro, pero más que el manganeso.

Para obtener el níquel puro se trata el óxido de níquel por el ácido oxálico y luego se descompone á un calor fuerte el oxalato que resulta.

Compuestos principales.—Los compuestos principales del níquel son: el protóxido, el sesquióxido, el cloruro y el sulfato.

Aplicaciones.—Se emplea el níquel para formar aleaciones, de las cuales la más importante es el *metal blanco* que imita la plata y que contiene 50 partes de cobre, 25 de zinc y 25 de níquel. Se emplea también para formar la liga de monedas en algunos países.

Para preservar de la acción del aire los metales oxida-

(*) Muchos libros dicen que el precipitado es *verde manzana*; pero es muy raro que este color se produzca. El indicado arriba es el más general.

dables se les cubre con una capa de níquel; para lo cual se descompone por la electricidad del sulfato doble de níquel y de amoníaco.

Caracteres de las sales de níquel.—No precipitan por el ácido sulfhídrico, precipitan en negro por sulfhidrato de amoníaco y tratadas por el ferricianuro de potasio dan un color amarillo sucio.

ZINC.

Símbolo, Zn. **Peso atómico, 66.**

Experimento núm. 58.—Se hace un pequeña cavidad en un pedazo de carbón suave y se pone allí 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.

El zinc es un metal de color blanco azulado; su densidad varía de 6 á 7. El zinc del comercio es quebradizo á la temperatura ordinaria, se funde á 410°, y calentado al contacto del aire, arde como 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.

Los principales minerales de zinc son la *calamina* y la *blenda*. La calamina es carbonato de zinc, y la blenda es sulfuro de zinc.

Principales compuestos.—Los principales compuestos del zinc son el óxido, el sulfato y el cloruro.

Aplicaciones.—El zinc tiene muchos usos. Se le emplea en la construcción de techos, tinas, estanques; sirve para preparar el hidrógeno y para la construcción de pilas eléctricas. No es conveniente emplearlo en la fabricación de utensilios de cocina, porque podría formar compuestos venenosos con algunos ácidos vegetales.

El zinc, mezclado con el cobre, forma la liga que se conoce con el nombre de *latón*.

Se prepara con zinc un color blanco, poco peligroso de manejar, que se emplea ventajosamente en lugar del albayalde; no ennegrece tan pronto como éste y es mucho menos venenoso.

Caracteres de las sales de zinc.—Las sales de zinc precipitan en blanco gelatinoso por el sulfhidrato de amoníaco, y tratadas al soplete sobre un carbón con nitrato de cobalto dan una masa verde. Con la potasa y la sosa precipitado blanco de hidrato de zinc.

CAPITULO XXVIII.

SUMARIO.—El Cobre.—El Estaño.—El Plomo.—El Aluminio.—Sus propiedades y aplicaciones.

COBRE.

Símbolo, Cu. **Peso atómico, 63.**

Experimento núm. 59.—En una probeta que contenga una disolución de sulfato de cobre, se ponen unas

gotas de ácido sulfhídrico y se formará un precipitado negro que es insoluble en el sulfhidrato de amoníaco.

En otra probeta con la misma solución limpia se ponen unas gotas de ioduro de potasio y veremos que se produce un precipitado amarillo sucio.

En una tercera probeta con solución diluida de sulfato de cobre 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*.

Propiedades.—El cobre es, después del fierro, el metal que más empleo tiene en las artes.

El cobre es conocido y usado desde la más remota antigüedad á causa de su abundancia, de su bello color rojo, su brillantez y su maleabilidad.

Es muy fácil trabajar el cobre con el martillo; pero tiene dos gravísimos inconvenientes: no se funde sino á 1,092° y se solidifica casi en el momento de entrar al molde.

El cobre se encuentra al estado nativo en muchísimos lugares del globo; es un metal muy brillante, muy dúctil y muy maleable; su densidad es de 8.78. El cobre se oxida en el aire húmedo y se cubre de manchas verdosas de carbonato de cobre ó *cardenillo*.

Principales compuestos.—Los principales minerales de cobre son el óxido, el carbonato y el sulfuro. El carbonato recibe el nombre de *malaquita* y sirve para fabricar copas, estatuitas y otros objetos de arte.

El sulfato de cobre es una sal de hermoso color azul,

crystaliza en la forma prismática, es muy soluble en el agua, tiene un sabor estíptico y astringente.

Esta sal tiene muchísimas aplicaciones. En agricultura se usa para encalar el trigo, á fin de ponerlo á cubierto del pequeño hongo parásito que se desarrolla en los graneros; en tintura para dar color violado á la lana y á la seda; en medicina para cauterizar ligeramente. Esta sal sirve también para preparar varios colores y para la pila de Daniell; la galvanoplastia lo consume en gran cantidad. Es una sal venenosa.

Aplicaciones.—El cobre sirve para hacer alambiques calderas y un sinnúmero de utensilios diversos. Los buques se forran con planchas de este metal y los alambres de cobre sirven para conducir corrientes eléctricas. El cobre entra en muchas aleaciones.

Caracteres de las sales de cobre.—Las sales de cobre tratadas por el ácido sulfhídrico, dan un precipitado negro insoluble en el sulfhidrato de amoníaco. Con el ioduro de potasio dan un precipitado amarillo sucio, y tratados por el amoníaco dan un hermoso color azul. Con la potasa ó la sosa, precipitado azul de hidrato de cobre.

ESTAÑO.

Símbolo, Sn.

Peso atómico, 118.

Propiedades.—El estaño se asemeja mucho al plomo, es gris, puede ser rayado sin esfuerzo, pero no se corta tan fácilmente como el plomo. El estaño recién cortado tiene el brillo de la plata; cuando se dobla una ba-

rra de estaño se oye un crujido particular que se llama *grito del estaño* y que es debido al roce de los cristales unos con otros.

El estaño se encuentra en la naturaleza como bióxido y protosulfuro. Las minas más abundantes se encuentran en Inglaterra y en las Indias.

Tiene por densidad 7.29 y se funde á 228°.

Principales compuestos del estaño.—Los principales compuestos del estaño son: el protóxido, el bióxido, el ácido estánico, los sulfuros y los cloruros.

Aplicaciones.—El estaño sirve para hacer soldadura para los metales. Dicha soldadura es una liga de estaño y plomo que se funde fácilmente al contacto de un *soldador* caliente. El estaño reducido á hojas muy delgadas sirve para envolver chocolate, puros, etc. Entra también el estaño en la fabricación de la hoja de lata; las caserolas de cobre se cubren de una capa de ese metal para evitar la formación de compuestos venenosos.

Caracteres de las sales de estaño.—Las sales de estaño tratadas por el ácido sulfhídrico dan un precipitado moreno soluble en el sulfhidrato de amoníaco. Tratadas al soplete sobre carbón con carbonato y borato de sosa dan, bajo la acción de la llama reductora del soplete, glóbulos metálicos de estaño, sin que el carbón quede manchado.

Si se trata una mezcla en partes iguales de protocloruro y bicloruro de estaño por una sal de oro, se produce un precipitado de un color purpúreo que se conoce con el nombre de púrpura de Casio.

Símbolo, Pb

Peso atómico, 207.

Experimento núm. 60.—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 conocido desde tiempo inmemorial, lo que se explica fácilmente por la abundancia de sus minerales y por la facilidad con la cual se le puede extraer.

Los minerales de plomo más comunes son el sulfuro, el fosfato, el arseniato, el sulfato y el carbonato.

Es un metal gris azulado, dúctil, maleable y muy blando. Cuando se le frota sobre un papel, deja huella gris. Su densidad es de 11.35 y se funde á 327°.

Aplicaciones.—Numerosísimos son los usos del plomo. Ligado con el estaño forma la *soldadura de los plomeros*, y ligado con el antimonio sirve para la fabricación de los tipos de imprenta.

Caracteres de las sales de plomo.—Las sales de plomo precipitan en negro por el ácido sulfhídrico, siendo el precipitado insoluble en el sulfhidrato de amoníaco. Tratada la sal por el ioduro de potasio da un precipitado amarillo canario; el cromato de potasio da un precipitado amarillo. Tratando las sales de plomo

al soplete sobre un pedazo de carbón con cianuro de potasio se obtiene un glóbulo metálico de plomo, alrededor del cual se forma una aureola amarilla.

ALUMINIO.

Símbolo, Al

Peso atómico, 27,5.

Experimento núm. 61.—En una cavidad practicada en un trozo de carbón suave se pone cloruro de aluminio y una gota de nitrato de cobalto; en seguida se trata al soplete y se obtiene una masa azul característica de las sales de aluminio.

Propiedades.—El aluminio es un metal blanco con reflejos azulados; muy dúctil y maleable; sumamente sonoro; es tan duro y tan tenaz como la plata. Su densidad es de 2'56; resulta, pues, cuatro veces menos pesado que la plata. Se funde á la temperatura de 700°. Es inalterable al aire á todas temperaturas, no descompone el agua ni es atacado por el ácido sulfhídrico. Resiste muy bien á la acción de los ácidos; sólo el ácido clorhídrico lo disuelve, habiendo en esta reacción desprendimiento de hidrógeno.

Principales compuestos.—Los principales compuestos del aluminio son: la alumina ú óxido de aluminio, el cloruro, el sulfato y los alumbres.

La alumina ú óxido de aluminio (Al_2O_3) es, cuando está pura, un polvo blanco insoluble en el agua; es casi infusible y comunica este carácter á las arcillas (silicatos de alumina); por eso se buscan de preferencia

las arcillas muy aluminosas para la fabricación de los drillos refractarios, crisoles, hornillos, etc.

El corindón, que es la piedra más dura después del diamante, es la alumina pura anhidra, incolora; pero suele hallarse con frecuencia teñido por óxidos metálicos, produciendo el *rubi*, el *topacio*, el *zafiro*, el *amatis-ta*. El *esmeril*, cuerpo muy duro que se emplea para pulimentar el vidrio y los metales, es alumina opaca teñida de negro por el óxido de hierro.

Con la alumina se prepara el cloruro doble de aluminio y sodio que sirve para obtener el aluminio.

Se da el nombre de *alumbres* á unas sales dobles que forman el sulfato neutro de aluminio con los sulfatos alcalinos de potasio, de sodio y de amonio.

El alumbre de base de potasio se conoce en el comercio con el nombre de *alumbre*. Es una sal blanca, de sabor azucarado al principio, y después amargo y astringente. Es soluble en el agua y cristaliza en octaedros ó en cubos voluminosos.

El alumbre fundido á 92° y enfriado constituye el alumbre de roca; calentado más, forma una masa esponjosa que se llama alumbre calcinado.

El alumbre se encuentra en las cercanías de los volcanes y existen minas considerables de esta substancia cerca de Roma.

El alumbre tiene muchos usos. En medicina se le emplea como astringente y aun como cáustico, si es anhidro.

En la industria se le emplea para fijar los colores de las telas, para pegar el papel, para clarificar el se-

bo, endurecer el yeso, etc. Tiene también aplicación en la fotografía.

Una hoja de papel mojada en una disolución saturada de alumbre y después seca, se hace incombustible.



Fig. 62.—Cristales de alumbre.

Caracteres de las sales de aluminio.—Las sales de aluminio no precipitan por el ácido sulfhídrico, precipitan en blanco por el sulfhidrato de amoníaco. Tratadas al soplete sobre carbón con nitrato de cobalto dan una masa azul. Con los carbonatos alcalinos dan un precipitado blanco y gelatinoso de alúmina hidratada.

CAPITULO XXIX.

SUMARIO—El Mercurio.—La Plata.—El Oro.—El Platino.

MERCURIO.

Símbolo, Hg.

Peso atómico, 200.

Experimento núm. 62.—En una probeta de ensaye se disuelve una corta cantidad de bicloruro de mercurio, calentando con una lámpara de alcohol para favorecer la disolución. En seguida se trata esta solución por unas gotas de ioduro de potasio y se obtiene un precipitado rojo, característico de las sales de mercurio al máximo.

Propiedades.—El mercurio es el único metal líquido á la temperatura ordinaria. Es blanco, brillante, se solidifica á -39° , y hierve y se volatiliza á 350° .

El mercurio tiene por densidad 13.6, es decir, es trece veces y media más pesado que el agua, en igualdad de volumen.

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 el mercurio y lo convierte en nítrato.

El mercurio se encuentra algunas veces en el estado nativo, pero principalmente se le halla al estado de cinabrio ó sulfuro.

Compuestos del mercurio—Los principales compues-

tos del mercurio son: el ioduro, el cianuro, el nitrato, el sulfato y los cloruros.

Aplicaciones.—El mercurio se emplea en los laboratorios de química para recoger los gases solubles en el agua; entra en la construcción de multitud de instrumentos de física, como barómetros, termómetros, manómetros, areómetros, etc.; sirve para la extracción del oro y de la plata, y forma parte de varias ligas llamadas *amalgamas*, como la que sirve para los espejos.

Caracteres de las sales de mercurio.—Las sales de mercurio dan, con el ácido sulfhídrico, un precipitado negro insoluble en el sulfhidrato de amoníaco; con el ioduro de potasio dan un precipitado rojo si la sal está al máximo, y un precipitado verdoso si la sal está al mínimo.

Una lámina de cobre introducida en una sal de mercurio se amalgama.

PLATA.

Símbolo, Ag.

Peso atómico, 108.

Experimento n.º 63.—En una probeta que contenga una disolución de nitrato de plata se vierten unas gotas de ioduro de potasio: aparece un precipitado blanco amarillento. Si en lugar de verter ioduro de potasio vertemos unas gotas de ácido clorhídrico ó de cualquier cloruro soluble, se produce un precipitado blanco, muy denso, que bajo la acción de la luz comienza por ponerse violado y acaba por ponerse negro.

Propiedades.—La plata es un metal que se encuen-

tra al estado nativo y al estado de combinación en una multitud de minerales.

Entre estas combinaciones citaré el sulfuro, el cloruro, el bromuro, el ioduro y el seleniuro.

Los minerales de plata, exentos de plomo, se tratan por un método particular llamado de *amalgamación*, porque se funda en el empleo del mercurio, que disuelve la plata, y se forma una amalgama de plata que después se descompone por medio del calor.

La plata es el más blanco y el más brillante de todos los metales usuales. Después del oro es el más maleable y el más dúctil. Su densidad es de 10,5. Se funde á 1000°, y fundido presenta la particularidad de disolver el oxígeno al cual abandona al solidificarse de nuevo.

Las sales de plata se descomponen por la acción de la luz, lo que hace que tengan mucho uso en el arte de la fotografía.

— *Compuestos de la plata.*—Los principales compuestos de la plata son el óxido, el nitrato y el cloruro.

El nitrato de plata es muy cáustico, corroe fuertemente el cutis, manchándolo de negro. Los médicos usan el nitrato de plata en forma de barritas que se conocen con el nombre de *pedra infernal*.

Se prepara el nitrato de plata disolviendo plata pura en ácido nítrico diluído.

Caracteres de las sales de plata.—Las sales de plata precipitan por el ácido sulfhídrico, y el precipitado es insoluble en el sulfhidrato de amoníaco. Con ioduro de potasio, precipitado blanco amarillento; con el áci-

do clorhídrico, precipitado blanco soluble en el amoníaco y en el hiposulfito de sosa.

Aplicaciones.—La plata se emplea para la fabricación de monedas y de objetos de lujo, se usa para el plateado de los espejos de vidrio y para el plateado de los espejos metálicos de los telescopios.

ORO.

Símbolo, Au.

Peso atómico, 197.

Experimento núm. 64.—En un tubo de ensaye disolvemos una corta cantidad de cloruro de oro, se trata por el ácido sulfhídrico y se produce un precipitado negro soluble en el sulfhidrato de amoníaco. Si se trata la solución limpia por el ferrocianuro de potasio se produce un precipitado verde esmeralda.

Experimento núm. 65.—En un tubo de ensaye se coloca una hojita de oro volador fino y se trata por el ácido clorhídrico. Aun cuando se caliente, el oro no se disuelve; pero si se añade ácido nítrico el metal se disuelve inmediatamente. Ya hemos dicho que de la mezcla de ácido clorhídrico y ácido nítrico resulta el agua regia, líquido que tiene la propiedad de disolver al oro, al platino y á otros metales insolubles en los ácidos.

Propiedades.—El oro es un metal que fué conocido desde la más remota antigüedad. Se le encuentra al estado nativo en filones ó vetas y en algunas arenas. Hállasele también combinado con la plata, el plomo, el cobre y el telurio.

El oro se extrae de las arenas auríferas por medio de lavados que arrastran las partículas más ligeras que el oro, y éste va quedando en unas tinajas, de donde se le recoge, sirviéndose del mercurio. Se forma una amalgama que se descompone por el calor, como en el caso de la plata.

El oro, en estado de pureza, tiene un hermoso color amarillo. Reducido á hojas muy delgadas, se vuelve translúcido y deja pasar una luz verde. Su densidad es igual á 19.5. Es el más maleable y el más dúctil de todos los metales. Se funde á 1,200° y se volatiliza á una temperatura más elevada, dando un vapor verde.

Es inalterable al aire. Los ácidos más enérgicos no tienen acción sobre él y sólo se disuelve en el *agua regia*, que es una mezcla de ácido clorhídrico y ácido nítrico.

Principales compuestos.—Los principales compuestos del oro son: el subóxido, el sesquióxido y los cloruros.

Caracteres de las sales de oro.—Las sales de oro dan un precipitado negro con el ácido sulfhídrico, soluble en el sulfhidrato de amoníaco. El sulfato de protóxido de hierro produce un precipitado de oro metálico muy dividido. Según vimos ya al hablar del estaño, las sales de oro tratadas por una mezcla de protocloruro y bicloruro de estaño dan un precipitado púrpura que se conoce con el nombre de *púrpura de Casio*.

Aplicaciones.—El oro se emplea en la fabricación de monedas, en la joyería y en la galvanoplastia.

PLATINO.

Símbolo, Pt.

Peso atómico, 195.

Experimento núm. 66.—En un tubo de ensaye se disuelve tetracloruro de platino y tratándolo por el ácido sulfhídrico se obtiene un precipitado negro, soluble en el sulfhidrato de amoníaco. La primitiva solución tratada por el ferrocianuro de potasio da un precipitado amarillo.

Experimento núm. 67.—Se suspende arriba de la mecha de una lámpara de alcohol un alambre de platino enrollado en espiral, y si después de haber encendido la lámpara y de haber puesto roja la espiral, se apaga la llama soplándola, el alambre de platino permanecerá incandescente. El vapor de alcohol que se eleva de la mecha al encontrarse con el platino caliente, se combina bajo su influencia con el oxígeno ambiente, y esta combustión lenta y sin llama desarrolla bastante calor para mantener la incandescencia del metal.

Propiedades.—El platino es un metal blanco agrisado, dúctil, maleable y muy tenaz. No puede ser fundido por el fuego de fragua; sólo al calor desarrollado por el soplete oxhídrico ó entre los polos de una pila enérgica.

Los ácidos sulfúrico, clorhídrico y nítrico no ejercen acción sobre el platino; pero el agua regia lo disuelve,

formando un tetracloruro de platino. El cloro lo ataca, pero lentamente.

El platino se presenta también bajo la forma de una masa esponjosa, opaca, agrisada, que se llama *esponja de platino*, y que tiene la propiedad de condensar los gases y los vapores combustibles.

El platino existe al estado nativo, diseminado como el oro en las arenas y terrenos de aluvi6n antiguos. Principalmente se le halla en Colombia, el Brasil, la Siberia y los montes Urales. Se encuentra mezclado con oro, paladio, rodio, iridio, etc.

El platino tiene por densidad 22.

Principales compuestos de platino.—Los principales compuestos son: el 6xido y los cloruros.

Aplicaciones.—El platino se emplea en joyería, sirve para sostener las extremidades de las fibras de bambú en las lámparas incandescentes. Se emplea en muchos aparatos de laboratorio, tales como voltímetros, eudiómetros, balanzas, etc. Se usa en las puntas de los pararrayos.

Caracteres de las sales de platino.—Estas sales precipitan en negro por el ácido sulfhídrico, y el precipitado es soluble en el sulfhidrato de amoníaco. Tratadas por el ferrocianuro de potasio dan un precipitado amarillo. Con el clorhidrato de amoníaco se produce un precipitado amarillo.

CAPITULO XXX.

QUÍMICA ORGÁNICA.

SUMARIO.—Clasificación de las materias orgánicas.—Carburos de hidrógeno.—El petróleo.—La trementina.

Todos los cuerpos que hemos estudiado hasta aquí, pertenecen á la química mineral ó química *inorgánica*; la química orgánica tiene por objeto estudiar las sustancias de origen vegetal ó mineral. Todas las sustancias orgánicas contienen carbono, así es que se puede decir con Wurtz, que la química orgánica es la historia de los compuestos del carbono.

Se ha dado el nombre de *materias orgánicas* á los numerosos compuestos que se encuentran en los órganos de los vegetales y animales.

Unas sustancias orgánicas están formadas de *carbono* é *hidrógeno*, otras de *carbono*, *hidrógeno* y *oxígeno*; y otras de *carbono*, *hidrógeno*, *oxígeno* y *nitrógeno*. Entran también en la composición de algunas sustancias orgánicas, *fósforo*, *azufre*, *cloro*, *iodo*, *hierro*, etc.

Se da el nombre de *principios inmediatos* á diversas sustancias ó compuestos que presentan siempre la misma composición y las mismas propiedades y que se encuentran en los órganos vegetales y animales.

La fibrina, el almidón, el gluten, el azúcar, son principios inmediatos.

Todas las materias orgánicas son descompuestas por el calor.

El análisis de las materias orgánicas comprende el *análisis inmediato* y el *análisis elemental*.

El primero tiene por objeto aislar los principios inmediatos que contienen las sustancias orgánicas, y el segundo tiene por objeto reconocer la naturaleza y determinar las proporciones de los cuerpos simples que constituyen las materias orgánicas.

A Lavcisiert se debe el primer método de análisis elemental. Consiste en quemar, por medio del oxígeno, el *carbono* y el *hidrógeno*, los cuales forman respectivamente con aquel elemento, *ácido carbónico* y *vapor de agua*. Del peso de esos compuestos se deduce el peso del carbono y del hidrógeno. Chevreul, Liebig y Dumas, modificando en parte el procedimiento de Lavoisier, lo han hecho adelantar notablemente. Como la combustión de las materias nitrogenadas exige requisitos especiales, hay que distinguir dos casos:

1º *Análisis de una materia no nitrogenada.*

2º *Análisis de una materia nitrogenada.*

La síntesis tiene por objeto reconstituir las sustancias orgánicas por medio de sus partes constituyentes.

Berthelot ha dividido las materias orgánicas en siete grupos principales, según sus *funciones químicas*, determinadas por las reacciones de la misma naturaleza propias á cada grupo:

1º CARBUROS DE HIDRÓGENO: bencina, C^6H^6 .

2º ALCOHOLES: glicerina, $C^3H^8O^3$.

Los *fenoles*, cuyo tipo es el ácido fénico, C^6H^6O , se parecen á los alcoholes en su constitución.

3º ALDEHIDOS: que proceden de la oxidación de los alcoholes, alcanfor, $C^{10}H^{16}O$.

4º ACIDOS: que resultan de una oxidación más completa de los alcoholes: ácido oxálico, $C^2O^4H^2$.

5º ETERES: que resultan de la reacción de los ácidos sobre los alcoholes; triacetina, $C^3H^5 (C^2H^3O^2)$.

6º ALCALIS: morfina, $C^{17}H^{19}NO^3$.

7º AMIDOS: urea, CON^2H^4 .

Petróleo.—Los carburos de hidrógeno, muy abundantes en la Naturaleza, son cuerpos que, como su nombre lo indica, están formados de carbono é hidrógeno. Un carburo muy usado es el petróleo, conocido desde hace mucho tiempo y que existe abundantemente en Pensilvania (Estados Unidos) y á orillas del mar Caspio; en Inglaterra, Suecia y Alemania, y en Francia en el manantial de Gabian.

El petróleo es un líquido viscoso, de un color muy obscuro en su estado bruto. Muchos han sido los hidrocarburos que se obtienen por la destilación del petróleo, como: la vaselina, la nafta ó aceite de petróleo; el éter de petróleo; la esencia mineral; el petróleo para lámparas; los aceites densos ó pesados, etc.

La mayor parte de los hidrocarburos obtenidos, se deben á los trabajos de Pelouze y Cahours.

La *vaselina* de color blanco transparente, se emplea en mecánica para untar las piezas sumamente finas de las máquinas; es un residuo que se obtiene de la destilación del petróleo y que se decolora con negro animal.

La *nafta* ó *aceite de petróleo* es un hidrocarburo vo-

látil que se emplea para conservar los metales alcalinos.

La *esencia mineral* ó *de petróleo* se emplea para el alumbrado y tiene una densidad de 0.72 á 0.73. Se le obtiene por la destilación del petróleo entre 70 y 120 grados. Se le conoce en la industria con el nombre de gas Mille ó de lámparas de esponja.

El *petróleo para lámparas*, cuya densidad es de 0.80, arde á una temperatura un poco mayor de 45 grados.

Los *aceites densos* ó *pesados* sirven para engrasar las máquinas y en la calefacción. Destilan entre 280 y 400 grados, son impropios para el alumbrado, y al enfriarse producen la *parafina*.

Esta substancia es blanca, semitransparente, cristallizable; fué descubierta en 1829 por Reicheback al destilar substancias orgánicas y maderas que contienen gran cantidad de materias breosas. Es insoluble en el agua, pero soluble en el éter y en el sulfuro de carbono. Se emplea en la fabricación de bujías.

Trementina.—Símbolo, $C^{10}H^{16}$.

La esencia de trementina es un líquido fluído, incoloro; de olor fuerte y de sabor áspero y ardiente. Se obtiene destilando con agua la trementina bruta, que se saca del pino marítimo, del abeto, etc., y que contiene gran cantidad de una substancia resinosa conocida con el nombre de *colofana*. Para purificar la esencia de trementina, que así se obtiene, se somete á una nueva destilación, se neutralizan los ácidos que contenga, con carbonato de sosa, y se pone á un baño ma-

ría en el vacío. Su densidad es de 0.86; es insoluble en el agua, pero soluble en el éter y el alcohol; arde en el aire con llama fuliginosa. Combinada con el ácido clorhídrico, forma el alcanfor artificial cuya fórmula es ($C^{10}H^{16}$; HCl).

La esencia que se obtiene después de estas dos destilaciones se llama de Burdeos y se extrae del pino marítimo.

Cuando sin ninguna precaución se vierte ácido sulfúrico en una probeta que contiene esencia de trementina, hay tal desprendimiento de calor por la reacción que se verifica, que entra inmediatamente en ebullición.

Se aplica en la industria en la composición de algunos barnices, en la pintura al óleo y en la medicina para ciertas enfermedades reumáticas.

CAPITULO XXXI.

ALCOHOLES.

SUMARIO.—El alcohol ordinario.—Materias azucaradas.—Almidón.—Gomas.

Alcohol.—Los alcoholes constituyen un importantísimo grupo de cuerpos orgánicos, formados de carbono, oxígeno é hidrógeno.

Estos cuerpos, que podrían ser comparados con las bases minerales, se unen con los ácidos para formar éteres, habiendo en la reacción, eliminación de agua.

Así es que los éteres se parecen á las sales minerales.

Se dividen los alcoholes en:

Monoatómicos, como el *alcohol metílico*.

Diatómicos, como el *glicol*.

Triatómico, como la *glicerina*.

Exatómicos, que comprenden las materias azucaradas, como la *glucosa*.

Los *fenoles* deben ser asimilados á los alcoholes. El alcohol ordinario C^2H^6O es un líquido incoloro, muy fluído, de sabor ardiente y olor ligeramente aromático. En el año de 1883 se logró, por primera vez, solidificar el alcohol, sometiéndolo á un enfriamiento de 130° bajo cero. El alcohol arde en el aire con llama azulada, produciendo anhídrido carbónico y agua.

El alcohol se transforma en ácido acético por la acción de un fermento particular (*mycoderma aceti*) que se desarrolla en las bebidas alcohólicas expuestas al aire libre. Entre otros fermentos citaremos el de la levadura de cerveza. El alcohol es muy ávido de agua; es el disolvente principal de los cuerpos grasos, de las esencias, de las resinas, de los álcalis vegetales, y en general, de la mayor parte de las sustancias insolubles ó poco solubles en el agua.

El ácido sulfúrico ejerce sobre el alcohol diversas acciones que dependen de la temperatura. A 70° lo convierte en *ácido sulfovínico*, á 140° lo transforma en *éter* y á los 170° lo convierte en *etileno*.

Se prepara el alcohol sometiéndolo á la destilación los licores fermentados procedentes de materias vegetales azucaradas ó feculentas. Destilando alcohol or-

dinario sobre cal viva, se obtiene alcohol anhidro ó absoluto.

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

Se coloca entre los éteres y el alcohol un cuerpo que presenta con ellos cierta analogía, aunque difiere en su composición, y es el *cloroformo* CHCl_3 .

El cloroformo es un líquido incoloro, muy móvil, más denso que el agua, de sabor azucarado, de olor vivo. Es insoluble en el agua, pero muy soluble en el alcohol y en el éter.

El cloroformo se prepara destilando alcohol en el baño maría sobre una mezcla de cloruro de cal y de cal viva, desleídos en agua.

El *alcohol metílico* ó espíritu de palo, CH_3 , OH, es uno de los productos de la destilación de la madera; es un líquido incoloro, de sabor ardiente, de olor á la vez etéreo y alcohólico; arde con llama azul.

Los alcoholes homólogos del alcohol metílico y del alcohol ordinario son muy numerosos. Entre ellos citaré el alcohol *propílico*, C^3H^7 , OH, extraído de los aceites procedentes de la destilación de los aguardientes de orujo; el alcohol *butílico*, C^4H^9 , OH, sacado de los aceites que resultan al rectificar los aguardientes de la remolacha; el alcohol *amílico*, C^5H^{11} , OH, que se extrae de los aceites de remolachas, de patatas y de orujo de uva.

A esta serie alcohólica se llama *serie grasa*, en atención á que los ácidos grasos margárico y esteárico se de-

rivan, por oxidación, de alcoholes que forman los últimos términos de la serie.

Materias azucaradas.—Se da el nombre de *materias azucaradas* ó *azúcares* á diversas sustancias de sabor dulce y susceptible de transformarse en alcohol y en anhídrido carbónico, por la acción de la levadura de cerveza.

Las principales especies de azúcar son la *glucosa* ó *azúcar de almidón*; la *levulosa* ó *azúcar de frutos ácidos* que no cristaliza; el *azúcar ordinaria* ó *azúcar de caña* ó de *remolacha* y la *lactosa* ó *azúcar de leche*.

La *glucosa* ó *azúcar de almidón* $\text{C}^6\text{H}^{12}\text{O}^4 + \text{H}^2\text{O}$ es una sustancia blanda, amarillenta, difícilmente cristizable, de sabor menos dulce que el azúcar de caña, soluble en el agua, muy poco soluble en el alcohol frío, soluble en el alcohol hirviendo. El calor la descompone y la transforma en *caramelo*.

Se prepara la glucosa haciendo obrar ácido sulfúrico diluído sobre almidón á la temperatura de ebullición. También se la puede preparar haciendo una mezcla de cebada germinada y de almidón, en agua cuya temperatura se eleva lentamente hasta 70° .

La *levulosa* $\text{C}^6\text{H}^{12}\text{O}^6$ es la materia azucarada que se encuentra en estado líquido en los azúcares ácidos de gran número de vegetales, y principalmente en los frutos (uvas, grosellas, ciruelas, frambuesas, etc.)

El azúcar de frutos, como la glucosa, se desdobra bajo la acción de los fermentos en alcohol y anhídrido carbónico.

El *azúcar ordinario* ó *azúcar de caña* ó de *remolacha*

$C^6H^{12}O^6$ es un cuerpo sólido, blanco, que cristaliza en prismas romboidales; en este estado cristalino toma el nombre de *azúcar candi*. El azúcar de caña se funde á 180° ; á los 220° pierde dos moléculas de agua y se convierte en *caramelo* $C^{11}H^{18}O^9$; y si se eleva aun más la temperatura, se descompone enteramente y deja carbón por residuo.

El azúcar de caña es soluble en el agua, insoluble en el alcohol absoluto.

El azúcar de caña se extrae principalmente de la remolacha y de la caña dulce, por medio de las cinco esenciales operaciones siguientes: 1^a Extracción del zumo, por medios mecánicos; 2^a *purificación* del zumo, calentándolo gradualmente hasta la ebullición en una pequeña cantidad de cal hidratada para separar de él las materias albuminosas; 3^a *clarificación* y *decoloración* del zumo, haciéndolo filtrar á través de negro animal en granos; 4^a *cocción del zumo*, haciéndolo hervir en calderas calentadas por medio del vapor hasta que se transforme en un jarabe bastante concentrado para poder cristalizar; 5^a *cristalización*, obtenida haciendo enfriar el jarabe hasta 50° y vertiéndolo después en moldes cónicos de tierra ó de metal que descansan en su vértice, el cual está taladrado para dar paso al *melado* ó *residuo no cristalizable del jarabe*.

El azúcar en bruto se transforma en azúcar blanco por medio de la operación del *refinado*.

La *lactosa* ó azúcar de leche $C^{12}H^{22}O^{11} + H^2O$, se extrae del suero, esto es, de lo que queda de la leche después de separar la manteca y la caseína. Evaporando

el suero, la lactosa se precipita bajo la forma de pequeños cristales amarillentos que se blanquean por medio del negro animal.

Almidón.—El *almidón* $C^6H^{10}O^5$ es un cuerpo muy abundante en la organización vegetal. Se le encuentra en las celdas de gran número de plantas, bajo la forma de pequeños granos ovoides. El iodo forma con el almidón un compuesto llamado *ioduro* de almidón, de un color azul característico.

El almidón ó *féculas* se extrae raspando la papa hasta que forme una masa pulposa, la cual se somete después á la acción de un chorrito de agua. Los granos de fécula arrastrados por el agua, pasan á través de cedazos y son recibidos en grandes cubas.

Gomas.—Reciben este nombre ciertas sustancias no cristalizables que dan origen á los ácidos múico y oxálico cuando se les trata con el nítrico; son insolubles en el alcohol y el éter y solubles en el agua. Su composición es idéntica á la de la dextrina.

Las principales especies de goma son: la arábica, la tragacanto ó goma de Basora y la goma del país.

La arábica que tiene la misma composición que la llamada del Senegal, se extrae de las acacias de la Arabia. Sus principales componentes son sales de potasio y de calcio y del ácido que se llama *gúmico*.

Cristaliza en fragmentos irregulares, semitransparentes y amarillentos. Es insípida é inodora. Su densidad es de 1.4.

Se le emplea en la industria y en la medicina.

La goma *adraganto*, llamada también basorina, pro-

viene de algunos puntos del Asia. Entra en su composición una substancia que al ponerse en contacto con el agua se hincha, y si después se somete á la ebullición se forma un compuesto semejante á la arabina.

La del *país ó cerasina* se produce en Europa y se extrae de ciertos árboles frutales como los almendros, cerezos, etc.

Poco soluble en el agua á la temperatura ordinaria, es muy soluble en el agua en ebullición, produciendo la *arabina*.

CAPITULO XXXII.

ALDEHIDOS Y ÉTERES.

SUMARIO.—El alcanfor.—El éter sulfúrico.—Otros éteres.

Aldehidos.—Los *aldehidos* son compuestos de carbono, oxígeno é hidrógeno que derivan de los alcoholes sustrayéndoles el hidrógeno y que puede regenerarlos fijando, por una reacción inversa, ese mismo gas.

Existen los *aldehidos* propiamente dichos, los *secundarios* ó *acetonas*, los de *funciones mixtas* y los *quinones*.

Los primeros corresponden á los alcoholes monoatómicos, las acetonas á los secundarios, los de funciones mixtas á los poliatómicos y los quinones corresponden á los fenoles.

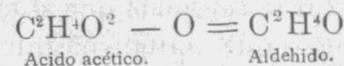
Los aldehidos se pueden obtener de dos maneras dis-

tintas: por oxidación del alcohol y por reducción de un ácido.

En el primer caso la descomposición se efectúa según lo expresa la siguiente fórmula:



Para la reducción ó desoxidación de un ácido se emplea el ácido fórmico:



El *aldehido cinámico* ó esencia de canela, el *alcanfor*, el *aldehido bencílico* ó esencia de almendras amargas, el *cuminico* ó esencia de comino, el aldehido fórmico, el *etilico* y el aldehido de alcohol ordinario son los más conocidos.

El aldehido *cinámico* fué descubierto por Dumas y Peligot en 1854 destilando ciertos aceites de canela y casia.

El aldehido *bencílico* se extrae de las almendras.

El aldehido fórmico resulta de la combustión lenta de los vapores del alcohol metílico al contacto del musgo de platino y del aire.

El *etilico* se obtiene oxidando el alcohol metílico y desoxidando el ácido acético.

Alcanfor.—El *alcanfor* común ó del Japón ($\text{C}^{10}\text{H}^{16}\text{O}$) se extrae del tronco del *Laurus camphora* de la China, del Japón y de las islas de la Sonda.

Es un cuerpo sólido, blanco, frágil, de olor característico, de sabor amargo. Poco soluble en el agua, es

muy soluble en el alcohol y el éter. Es uno de los cuerpos que se subliman. Su densidad es de 0'99 á 0°. Arde con llama humeante, y si se coloca un pedazo de alcanfor ardiendo en agua toma un movimiento giratorio.

Se usa en medicina como antiséptico, y diluído en alcohol sirve para curar el reumatismo y las neuralgias; en la industria, combinado con el fulmicotón, sirve para fabricar el celuloide que se emplea para hacer algunos objetos que imitan marfil, concha, coral, etc.

Eteres.—El éter $(C^2H^5)_2O$, llamado éter sulfúrico por su modo de preparación, es un líquido incoloro, muy fluído, muy volátil, de olor fuerte y característico, de sabor ardiente. Es soluble en diez veces su peso de agua, y muy soluble en el alcohol. Es un buen disolvente de las materias grasas y resinosas, del iodo, del azufre y del fósforo. El éter es muy inflamable, así es que no debe tenerse destapado un frasco que contenga ese líquido cerca de un cuerpo en ignición.

Los éteres se dividen en simples, compuestos y mixtos, ó éteres óxidos.

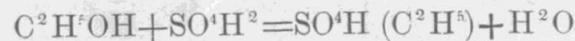
Los primeros resultan siempre que obra un hidrácido sobre el alcohol; tales son: el éter clorhídrico, iodhídrico y cianhídrico. Los éteres compuestos resultan de la acción de los ácidos oxigenados sobre el alcohol con eliminación de agua. El éter acético, el nítrico, el nitroso, el ciánico y el oxálico pertenecen á este grupo.

Por último, los éteres mixtos se producen por la ac-

ción del ácido sulfúrico sobre una mezcla de dos alcoholes, ó bien del éter iodhídrico sobre un alcoholato alcalino. Es de esta clase el éter ú óxido de etilo.

El éter, á semejanza del alcohol, absorbe el óxígeno del aire para convertirse en aldehído y ácido acético.

Se prepara el éter calentando en un matraz á unos 140° una mezcla de cinco partes de alcohol y nueve de ácido sulfúrico. El matraz se coloca en baño de arena y comunica con un refrigerante donde el éter se condensa. Se tiene cuidado de estar reemplazando el alcohol que destila:



En esta primera reacción se forma sulfato ácido de etilo ó ácido sulfovínico. Al obrar una nueva molécula de alcohol sobre el sulfato-ácido de etilo se produce éter y se regenera el ácido sulfúrico:



El *éter acético* es un líquido incoloro, de olor agradable, más ligero que el agua, soluble en este líquido y en el alcohol.

Se le prepara calentando en un matraz una mezcla de acetato de sodio, ácido sulfúrico y alcohol concentrado.

El *éter oxálico*, $C^2O^4(C^2H^5)_2$, es un líquido incoloro, de olor aromático, de consistencia oleaginosa. Se le

prepara calentando en un matraz una mezcla de oxalato de sodio, ácido sulfúrico y alcohol concentrado.

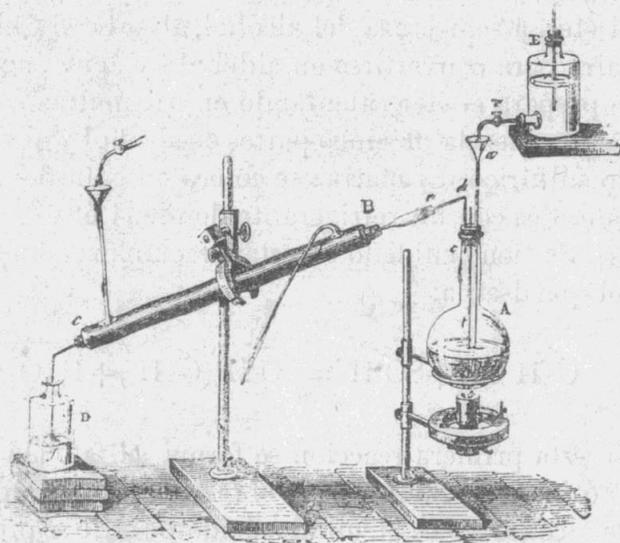


Fig. 63.—Preparación del éter.

El *sulfato-ácido de etilo*, $\text{SO}^4\text{H}, \text{C}^2\text{H}^5$, se produce en la primera faz de la preparación del éter. Es un éter-ácido muy importante. Sus compuestos más conocidos y utilizados en medicina como purgantes, son los sulfonatos de potasio y de sodio.

El *éter clorhídrico*, $\text{C}^2\text{H}^5\text{Cl}$, es un líquido incoloro, de olor aliaceo, algo más ligero que el agua. Hierve á 11° , así es que no se le puede conservar sino en tubos cerrados con la lámpara. Es poco soluble en el agua y muy soluble en el alcohol.

Se prepara calentando en un matraz una mezcla de cloruro de sodio, ácido sulfúrico y alcohol concentrado. El producto de la destilación sale en estado gaseoso, y se le purifica haciéndolo pasar por un frasco lavador que contiene agua. El vapor va á condensarse en un recipiente rodeado de agua helada.

El *éter iodhídrico*, $\text{C}^2\text{H}^5\text{I}$, descubierto por Gay Lussac en 1875, es un líquido incoloro, más denso que el agua, insoluble en este líquido, pero soluble en el alcohol.

Se le prepara calentando en un matraz de vidrio una mezcla preparada con muchas horas de anticipación, de alcohol concentrado, iodo y fósforo rojo.

Berthelot hizo la síntesis del éter iodhídrico ó ioduro de etilo, calentando 30 gramos de ácido iodhídrico y 1 litro de etileno, por espacio de 20 horas y á la temperatura de 100° .

El *éter cianhídrico* ó cianuro de etilo, se obtiene calentando en una retorta una mezcla de dos partes de etilsulfato de potasa y una de cianuro de potasio.

CAPITULO XXXIII.

ACIDOS.

SUMARIO.—Acido acético.—Acido oxálico.—Acido tártrico.—Acido cítrico.

Los ácidos orgánicos son cuerpos que resultan de la oxidación de los alcoholes y de los aldehidos. Pueden

ble, soluble en el agua. El ácido nítrico lo transforma en oxálico.

Se encuentra el ácido tártrico en el zumo de la uva y en otros varios vegetales. Se le extrae del tartrato ácido de potasio que se deposita en el interior de los barriles de vino.

El ácido tártrico forma con las bases sales llamadas *tartratos*. El bitartrato de potasio ó *crémor tártrico* y el tartrato doble de antimonio y de potasio (emético), tienen aplicaciones en medicina.

Acido cítrico.—El ácido cítrico es tribásico ($C^6H^7O^7H^3$); es un cuerpo sólido, dotado de sabor ácido agradable, es soluble en el agua y en el alcohol. Se le extrae del zumo del limón que se hace hervir con carbonato de calcio para formar citrato de calcio y luego se descompone con ácido sulfúrico.

El citrato de magnesio y el citrato de hierro amoniacal tienen aplicaciones en medicina.

CAPITULO XXXIV.

ÁLCALIS Y AMIDOS.

SUMARIO.—Morfina.—Quinina.—Estricnina.—Nicotina.—Albúmina.—Sangre.—Leche.

Alcalis.—Los álcalis son compuestos cuyas propiedades son muy semejantes á las del amoníaco y las bases alcalinas.

Se dividen en álcalis *artificiales* y en *naturales* ó *alcaloides*. Entre los primeros se considera la *metilamina*,

la *etilamina*, *dietilamina*, *trietilamina*, las *fosfaminas*, las *anilinas*, etc., substancias muchas de éstas empleadas en la industria para teñir.

Los *álcalis naturales* ó *alcaloides* existen combinados con ácidos vegetales en las familias de las solanáceas, umbelíferas, etc. A pequeñas dosis obran como tónicos, narcóticos ó excitantes, pero son venenos violentos á mayores dosis. Constituyen el principio activo de las plantas de que se extraen, y por eso producen una acción muy enérgica en la economía animal.

Se les emplea con mucha frecuencia y muy buen éxito para ciertas enfermedades.

Los alcaloides más importantes son: la *morfina*, la *quinina*, la *estricnina* y la *nicotina*.

Morfina.—La morfina, descubierta por Sertuerner en 1806, se extrae del opio que contienen las plantas llamadas adormideras. Es una substancia cristalina y su efecto es narcótico y produce insensibilidad.

Cristaliza en prismas romboidales rectos, incoloros y de sabor amargo. Es insoluble en el agua á la temperatura ordinaria y en el éter, un poco soluble en el alcohol y en el agua caliente.

Quinina.—La *quinina* fué descubierta por Pelletier y Caventou en 1820. Es un polvo blanco, cristalino, inodoro, de sabor amargo. Cristaliza en prismas rectangulares y en octaedros. Poco soluble en el agua, es muy soluble en el alcohol y en el éter.

A una temperatura elevada desprende amoníaco.

Se extrae de la corteza de los árboles de quina asociada con el ácido quínico y la chinchonina. El árbol

de la quina amarilla es el que la produce en mayor abundancia.

Uno de los compuestos más importantes de la quina es el sulfato neutro de quinina que se obtiene combinando el ácido sulfúrico con la quinina. Se usa en medicina para combatir el reumatismo, la gota, etc.

Estricnina.—La *estricnina* se extrae de la nuez vómica. Esta substancia cristaliza en pequeños cristales octaédricos, inodoros, incoloros, sumamente amargos. Soluble en el alcohol á los 90°, es casi insoluble en el agua y muy poco en el alcohol á la temperatura ordinaria.

Se emplea en terapéutica.

En mayores dosis es uno de los venenos más violentos que se conocen. $C^9H^{22}N^2O^2$.

Nicotina.—La *nicotina*, descubierta por Raimann y Posett en 1829, se obtiene de las hojas del tabaco. Es un aceite incoloro, de olor penetrante; es soluble en el agua, alcohol y éter.

Es un veneno sumamente violento.

Se encuentra en gran cantidad en el tabaco que se usa como rapé; se encuentra en menor cantidad en el que se emplea para fabricar cigarros, puros, etc.

AMIDOS.

Se da el nombre de amidos á un grupo de cuerpos compuestos que resultan de la acción de los ácidos sobre el amoníaco con eliminación de agua.

Entre los amidos se encuentran las materias albuminoides, cuyo estudio es muy importante. Las materias albuminoides están esencialmente compuestas de carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, y se encuentran con abundancia en la organización animal.

Albúmina.—La albúmina es una materia transparente é inodora que constituye la clara de huevo. Existe también en el suero de la sangre, en la linfa, en el quilo y en todos los líquidos serosos.

Evaporada en el vacío es una masa transparente, amorfa, soluble en el agua; enverdece el jarabe de violetas.

Los ácidos la coagulan, lo mismo que el tanino y el alcohol, y en esta propiedad se funda el uso que se hace de las claras de huevo para clarificar los vinos. Al coagularse la albúmina forma una red que aprisiona y arrastra todas las materias que flotan en el seno del líquido.

La albúmina de la sangre se emplea para clarificar los jarabes en las fábricas de azúcar.

El bicloruro de mercurio forma con la albúmina un compuesto insoluble, lo que explica el empleo de la albúmina como contraveneno de este cuerpo.

Sangre.—La sangre está formada por un líquido incoloro y transparente que mantiene en suspensión multitud de corpúsculos rojizos á que se da el nombre de glóbulos de la sangre. Estos están formados de una materia llamada *hemoglobina*, combinada con una materia colorante llamada *hematina*. La hemoglobina se compone de carbono, oxígeno, hidrógeno, nitrógeno y

una pequeña cantidad de hierro. Se encuentran también en la sangre otros glóbulos incoloros que se llaman glóbulos blancos ó *leucocitos*.

La parte líquida de la sangre está compuesta de agua que contiene en disolución albúmina, fibrina, materias grasas, gas carbónico, oxígeno, nitrógeno y algunas sales, tales como cloruro de sodio, carbonato y fosfato de sodio, carbonato de magnesio, etc.

Leche.—Observada al microscopio una gota de leche, se mira un líquido transparente en medio del cual nadan muchos globulitos grasos.

Si se deja en reposo un vaso lleno de leche, los glóbulos grasos suben á la superficie, formando la crema ó nata, y la capa de la parte inferior toma un color blanco azulado.

La leche es un líquido alcalino, blanco, de sabor agradable, su densidad es algo mayor que la del agua.

Considerada químicamente, se compone de cuatro partes que son: 1º una materia grasa y opaca, contenida en celdas microscópicas; 2º una materia nitrogenada, el *caseum*, que tiene mucha tendencia á coagularse; 3º una materia azucarada, llamada lactosa; 4º sales en disolución, especialmente fosfatos de calcio y de magnesio, cloruro de sodio y carbonato de sodio.

Bajo la influencia del aire, el azúcar de leche experimenta una fermentación particular que la transforma en ácido láctico, lo cual explica por qué se agria la leche al cabo de cierto tiempo.

FIN.

APÉNDICE.

APENDICE.

TABLA DE LOS METALES CON EXPRESIÓN DE SUS SÍMBOLOS Y DE SUS PESOS ATÓMICOS, RELACIONADOS AL HIDRÓGENO.

Aluminio	Al	26,9	Magnesio	Mg	24,18
Bario	Ba	36,4	Manganeso	Mn	54,6
Bismuto	Bi	106,9	Mercurio	Hg	200,3
Cadmio	Cd	11,6	Molibdeno	Mo	96,0
Cesio	Cs	131,9	Neodimo	Nd	142,5
Calcio	Ca	139,7	Níquel	Ni	58,3
Cerio	Ce	39,2	Niobio	Nb	94,0
Cromo	Cr	51,7	Oro	Au	195,7
Cobalto	Co	58,55	Osmio	Os	189,6
Cobre	Cu	63,1	Paladio	Pd	105,7
Erbio	Er	64,7	Platino	Pt	193,3
Estaño	Sn	118,1	Plomo	Pb	205,35
Escandio	Sc	43,8	Potasio	K	38,85
Estroncio	Sr	86,94	Plata	Ag	107,11
Fierro	Fe	155,5	Praseodimo	Pr	139,4
Gadolinio	Gd	54,8	Radio	Ra	223,3
Galio	Ga	169,5	Rodio	Rh	102,2
Germanio	Ge	172,5	Rubidio	Rb	84,9
Glucinio	Gl	9,03	Rutenio	Ru	100,9
Helio	He	4,0	Samario	Sa	149,2
Hidrógeno	H	1,0	Sodio	Na	22,88
Indio	I	114,1	Tántalo	Ta	181,6
Iridio	Ir	191,5	Terbio	Tb	158,8
Lantano	La	137,9	Talio	Tl	202,6
Litio	Li	6,98	Torio	Th	230,8

Tulio	Tu	169,7	Yterbio	Yb	171,7
Titano	Ti	47,7	Ytrio	Y	88,3
Tungsteno	Tu	182,6	Zinc	Zn	64,9
Uranio	U	236,7	Zirconio	Zr	89,9
Vanadio	V	50,8			

Los cuerpos simples descubiertos de pocos años á esta parte, son: el argón, el kryptón, el neón, el metargón, el helio y el coronio.

CUADRO DE LOS METALOIDES.

Nombre.	Símbolo.	Estado físico.	Peso atómico.
Fluor	Fl	gas	19
Cloro	Cl	gas	35,5
Bromo	Br	líquido	80
Iodo	I	sólido	127
Oxígeno	O	gas	16
Azufre	S	sólido	32
Selenio	Se	sólido	79
Teluro	Te	sólido	128
Nitrógeno	N	gas	14
Fósforo	Ph	sólido	31
Arsénico	As	sólido	75
Antimonio	Sb	sólido	120
Carbono	C	sólido	12
Silicio	Si	sólido	28
Boro	Bo	sólido	11

CUADRO DE LOS DIVERSOS GRADOS DE CONDUCTIBILIDAD CALORÍFICA DE LOS PRINCIPALES METALES.

Plata	100,0	Estaño	14,4
Cobre	77,6	Hierro	11,9
Oro	53,2	Plomo	8,5
Latón (<i>liga</i>)	23,6	Platino	8,4
Zinc	19,0	Bismuto	1,8

CUADRO DE LAS DENSIDADES.

Platino	22,0	Níquel	8,2
Oro	19,2	Cobalto	7,8
Mercurio	13,6	Hierro	7,7
Plomo	11,3	Zinc	6,8
Plata	10,4	Manganeso	7,5
Bismuto	9,8	Cromo	5,9
Cobre	8,7	Sodio	8,9
Cadmio	8,6	Potasio	0,8

CUADRO DE LA FUSIBILIDAD.

Mercurio	-39°	Plata	1000°
Potasio	+62	Cobre	1100
Sodio	95	Oro	1250
Estaño	228	Hierro	1500
Bismuto	264	Níquel	1500
Plomo	335	Cobalto	1500
Zinc	410	Platino	2000
Aluminio	750	Iridio	2300

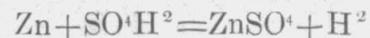
LAS REACCIONES DE LAS PILAS.

Como complemento al estudio de las pilas eléctricas que se ha hecho en el curso de la Física, y ahora que ya se poseen conocimientos de Química, creo conveniente dar á conocer las reacciones que en esos aparatos se verifican.

Pila de Volta:

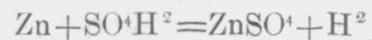


Pila de Wollaston:



Pila de Daniell.

1ª reacción:

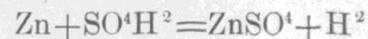


2ª reacción:

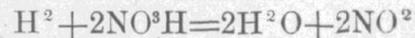


Pila de Bunsen:

1ª reacción:

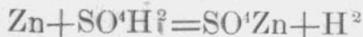


2ª reacción:

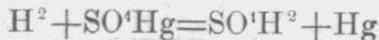


Pila de Mariè-Davy.

1ª reacción:

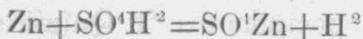


2ª reacción:

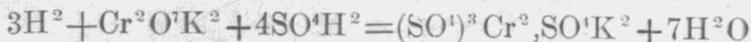


Pila de Grenet.

1ª reacción:



2ª reacción:

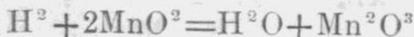


Pila de Leclanchè.

1ª reacción:



2ª reacción:



FIN DEL APENDICE.

LIBRERIA DE CH. BOUBET.

Manuales para los Estudiantes,

POR LUIS G. LEON,

Manual para el estudiante de Física.....	\$ 0.70
Manual para el estudiante de Geometría plana y en el Espacio.....	0.70
Manual para el estudiante de Algebra.....	0.70

Próximamente verán la luz:

Manual para el estudiante de Química.

Manual para el estudiante de Trigonometría.

Manual para el estudiante de Meteorología.



LIBRERIA DE CH. BOUBET.

Calle del 5 de Mayo Núm. 14.

MEXICO. D. F.