

Generalmente se representa á los cuerpos simples con la primera letra de su nombre. Sin embargo, cuando hay dos cuerpos que empiezan por la misma letra, se les designa con la primera, seguida de la segunda ó tercera. Oxígeno se expresa con la letra O, Hidrógeno con H, Carbono con C, Zinc con Zn, Cobalto con Co., etc.

Todo ácido que acaba en *ico*, forma sal que acaba en *ato*: carbónico, carbonato; fosfórico, fosfato, etc. Todo ácido que acaba en *oso*, forma sal que acaba en *ito*: nitroso, nitrito; sulfuroso, sulfito.

El Sr. Dumas dividió á los metaloides en cuatro familias, fundándose en la semejanza de propiedades de los compuestos hidrogenados de aquellos cuerpos.

Los adelantos de la ciencia han modificado ligeramente la clasificación del químico Dumas.

Actualmente los metaloides forman cinco familias, que son las siguientes:

Primera.	Segunda.	Tercera.	Guarta	Quinta.
Fluor.	Oxígeno.	Nitrógeno.	Carbono.	Boro.
Cloro.	Azufre.	Fósforo.	Silicio.	
Bromo.	Selenio.	Arsénico.		
Iodo.	Teluro.	Antimonio.		

Los de la primera familia son *monoatómicos* porque se combinan con un átomo de hidrógeno; los de la segunda son *diatómicos* porque se combinan con dos; los de la tercera son *triatómicos* porque se combinan con tres átomos de hidrógeno, y los de la cuarta son *tetratómicos* porque se combinan con

cuatro. Al Boro no se le conoce combinación alguna con el hidrógeno.

CUESTIONARIO.

De qué trata la química?—Cómo se dividen los cuerpos, químicamente considerados?—Cómo se dividen los cuerpos simples?—Cuáles son los cuerpos simples últimamente descubiertos?—Cómo se dividen los cuerpos compuestos?—En cuántas familias se dividen los metaloides?

EXPLICACIONES DEL PROFESOR.

Enséñese á los alumnos el mayor número posible de cuerpos simples y hágase obrar un ácido y una base, sucesivamente, en tintura de tornasol.—Importancia de la Química.—La Alquimia de los antiguos.—La Química aplicada.

CAPITULO II.

Los metaloides.

El Iodo.—El Cloro.—El Oxígeno.—El Azufre.

IODO.

Simbolo, I.—Peso atómico, 127.—Densidad, 4.91.

El iodo, que se representa con la letra I, es un metaloide sólido, de un color gris azulado, descubierto por Courtois en 1811; su densidad es igual á 4.91 (*). Se funde á 107° y hierve á 175°. Su vapor es de un color violeta muy hermoso, al cual debe su nombre.

El iodo es muy poco soluble en el agua. En el alcohol, el éter y el cloroformo, se disuelve muy bien. La solución mancha la piel de amarillo.

Este metaloide se encuentra combinado con el so-

(*) Hay que recordar que las densidades de los sólidos y de los líquidos se toman con respecto al agua á + 4°.

dio en las plantas marinas, de donde se le extrae, y tiene aplicaciones en la fotografía y en la medicina.

Se le prepara calentando en una retorta una mezcla de ioduro de potasio, ácido clorhídrico y bióxido de manganeso. Se forma iodo, cloruro de manganeso, cloruro de potasio y agua.

Experimento.—En un matraz muy limpio se colocan unas partículas de iodo y calentando ligeramente con la lámpara de alcohol, se observa que todo el frasco se llena de vapores de hermoso color violeta. Se deja enfriar el matraz y se observa que los vapores han pasado al estado sólido, formando pequeñísimos cristales en el cuello del matraz.

CLORO.

Símbolo, Cl.—*Peso atómico, 35.5.*—*Densidad, 2.44.*

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 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 allí lo que pudiera llevar de ácido clorhídrico

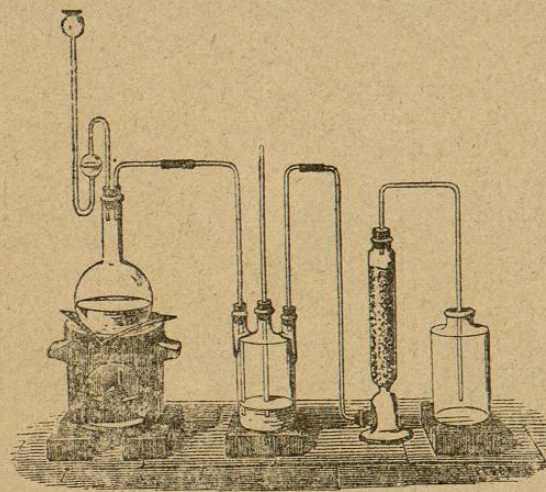


Fig. 1.—Preparación del cloro.

y de cloruro de manganeso, se seca en el cloruro de calcio y por fin va á dar al frasco de boca ancha.

Experimento.—Para obtener el cloro disuelto en el agua se hace pasar el gas por una serie de frascos de Wouff, 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 en vez del gas, porque se maneja con más

facilidad, pero tiene el inconveniente de alterarse con el tiempo.

Experimento.—En un frasco que contenga cloro se introduce una espiral de cobre que lleva en el extremo un pedacito de yesca encendida; entonces se ven caer unas gotitas incandescentes que no son otra cosa que cloruro de cobre.

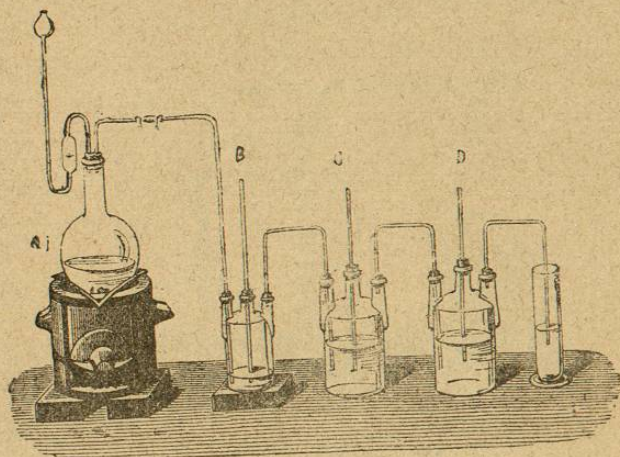


Fig. 2.—Preparación de la solución acuosa de cloro.

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

Historia.—A principios del siglo XVII el químico alemán Glauber, creyó entrever la existencia del

cloro; pero realmente su descubrimiento se debe á Scheele, quien lo llevó á cabo en 1774. El ilustre sueco, examinando una 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



Fig. 3.—Combinación del cloro y del arsénico.

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

Aplicaciones.—El cloro se emplea principalmente para blanquear las telas, procedimiento propuesto

por Berthollet en 1785; es un excelente desinfectante y sirve para que recobren el sentido las personas asfixiadas con el ácido sulfhídrico; sirve para destruir los miasmas y preservar del rigor de las epidemias; se emplea mucho en la fabricación 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.

CUESTIONARIO.

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

EXPLICACIONES DEL PROFESOR.

El iodo y el descubrimiento de la fotografía.—Papel del cloro como desinfectante.—Trabajos que debe la química á Scheele.—Importancia de los hipocloritos.

OXÍGENO.

Símbolo, O.—*Peso atómico, 16.*—*Densidad, 1.10.*

Preparación.—Mézclese íntimamente en un mortero 50 gramos de clorato de potasa y 50 gramos de bióxido de manganeso y póngase esta mezcla en una retorta de cristal sostenida por un soporte de anillos. El cuello de la retorta comunica por medio de un tubo de goma con una cuba de agua donde hay unos frascos invertidos y llenos del mismo líquido. Se em-

pieza 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. Las primeras burbujas que se despren-

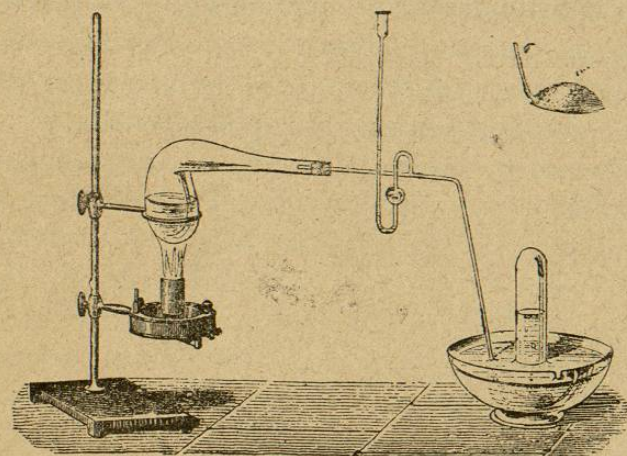


Fig. 4.—Preparación del oxígeno.

den 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.



Fig. 5.—Combustión del fósforo.

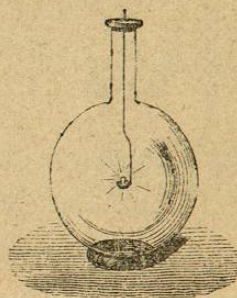


Fig. 6.—Combustión del carbón.

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

Para esto, estando todavía la boca del frasco dentro del agua, se tapa muy bien con un disco de corcho y se invierte. No importa que quede 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 corcho atravesado por una varilla de metal que sostiene en la parte inferior una cápsula de hierro, en la cual se pone un pequeño fragmento de fósforo. (*) Se incendia el fósforo acercándole un cerillo, é inmediatamente, aunque con precaución, se quita el corcho que cubria 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.

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

El experimento más común consiste en 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.

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

Propiedades.—El oxígeno es un gas sin color, olor ni sabor, su densidad á 0°, y bajo la presión de 0^m76, es de 1.10 con respecto al aire; es muy poco soluble en el agua; es comburente; existe en el aire y es un elemento indispensable para la vida de los animales y las plantas; forma parte de la composición del agua. Comprimido á la presión de 48 atmósferas y enfriado á menos 105°, ha sido posible licuarlo.

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

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

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

Aplicaciones.—El oxígeno sirve para producir temperaturas elevadísimas; es, en el aire, el agente indispensable de la vida y la combustión; el oxígeno

no del aire interviene en la industria para la preparación del ácido sulfuroso, del ácido sulfúrico, de los ácidos arsénico y arsenioso, y en la de los óxidos de plomo y de zinc.

CUESTIONARIO.

Cómo se prepara el oxígeno?—Qué precaución hay que tomar con el tubo de desprendimiento antes de apagar la lámpara?—En que consiste el fenómeno de la absorción?—Qué peligros presenta el manejo imprudente del fósforo?—Qué experimentos se pueden hacer con el oxígeno?—Qué propiedades tiene este cuerpo?—Quién lo descubrió?—Cuáles son sus aplicaciones?

EXPLICACIONES DEL PROFESOR.

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

AZUFRE.

Símbolo, S.—*Peso atómico, 32.*—*Densidad, 1.97.*

El azufre es conocido desde la más remota antigüedad. Se le encuentra al estado nativo en los terrenos volcánicos. En la Sicilia y en la Islandia se encuentran depósitos considerables. Para separar el azufre de las substancias terrosas que contiene, se le destila en unas tinajas de barro, y para purificarlo se le *refina* en un horno de fierro, pudiéndose obtener azufre en flor, que es cuando está en polvo, ó azufre en cañón, que se presenta en forma de barritas.

El azufre es un cuerpo sólido, de color amarillo acitrón. Es insípido, inodoro y quebradizo; completamente insoluble en el agua, muy poco soluble en el alcohol y perfectamente soluble en el sulfuro de

carbono. Su densidad es igual á 1.97. Se funde á $111^{\circ}5$ y emite vapores á 400° .

El azufre entra en la fabricación de la pólvora, sirve para la fabricación del ácido sulfúrico, de los cerillos, para tomar marcas de medallas; los médicos lo emplean para combatir ciertas enfermedades de la piel.

La pólvora se prepara mezclando convenientemente 75 partes de salitre (*nitrate de potasio*), 12.5 de azufre y 12.5 de carbón.

Experimento.—Se pesa 7 gramos 5 de salitre, 1 gramo 25 de azufre en flor y 1 gramo 25 de carbón de madera en polvo. Estas tres substancias se mezclan íntimamente en un mortero y observaremos que desaparecen el color blanco del salitre, el color amarillo del azufre y el color negro del carbón, quedando una masa de color gris.

Si en seguida colocamos una corta cantidad de esta masa en un ladrillo bien seco y le acercamos un cerillo, la masa se inflamará.

La fabricación de la pólvora de guerra es una operación laboriosa para la que se requieren establecimientos especiales. La pólvora que preparamos en el laboratorio es una pólvora imperfecta.

Uno de los compuestos del azufre—el anhídrido sulfuroso—presenta la propiedad curiosa de decolorar la mayor parte de las substancias vegetales. Unas violetas ó unas rosas introducidas en una campana que contenga anhídrido sulfuroso se ponen completamente blancas.

El azufre frotado con un pedazo de lana se electriza negativamente.

CUESTIONARIO.

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

EXPLICACIONES DEL PROFESOR.

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

CAPITULO III.

Los Metaloides.

(CONTINUACIÓN).

El Nitrógeno.—El Fósforo.—El Arsénico.—El Carbono.

NITRÓGENO.

Símbolo, N.—*Peso atómico, 14.*—*Densidad, 0.97.*

Preparación.—En la superficie del agua de una cuba se coloca un disco de corcho que sostiene una cápsula en la que se pone un fragmento de fósforo. Se inflama el fósforo é inmediatamente se cubre todo con una campana de cristal, cuidando de que la campana penetre un poco en el agua. Se ven producirse unos humos blancos de anhídrido fosfórico que poco á poco se van disolviendo en el agua. Cuando se aclara la atmósfera interior y conforme se va enfriando el gas, se observa que el nivel del agua sube dentro de la campana. El fósforo se com-