

7/11

ELEMENTOS

DE

QUÍMICA

190.

ELEMENTOS
DE
QUÍMICA

PAPELETAS ARREGLADAS AL PROGRAMA DE INGRESO

EN EL

CUERPO DE TELÉGRAFOS

POR

UN TELEGRAFISTA



MADRID

ESTABLECIMIENTO TIPOGRÁFICO DE ANTONIO MARZO

Calle de Apodaca, núm. 18.

1897

OBSERVACIONES

1.^a Los párrafos á que antecede la letra A es que el asunto de que se trata corresponde más bien á la *Ampliación de Química* y no á los *Elementos*, y por eso se deja su desarrollo á la *Ampliación*.

2.^a Los párrafos precedidos de la letra B es que el asunto de que se trata corresponde más bien á la *Física* y se desarrollan con menos amplitud que la que se emplearía si perteneciese á este Programa.

PAPELETA PRIMERA

Nociones preliminares.—Absorción.—Tubos de seguridad.
Oro.—Platino.

NOCIONES PRELIMINARES

Materia.—Todos los objetos producen en nosotros sensaciones muy diversas: estas sensaciones nos revelan que dichos objetos están constituidos por una substancia que recibe el nombre de materia. Sus cualidades son tener extensión, ser impenetrable y estar dotada de peso.

Cuerpo se llama una porción limitada de la materia.

Fenómenos.—Se dividen en físicos y químicos. los primeros son los que no alteran el modo de ser de un cuerpo, y las modificaciones que sufren son pasajeras; y los segundos son los que alteran el ser del cuerpo, y sus modificaciones son permanentes; ejemplos: la congelación del agua es un fenómeno físico puesto que puede volver al estado líquido al restablecerse la misma temperatura, y la oxidación del hierro es un fenómeno químico, pues se forma un cuerpo nuevo diferente del oxígeno y del hierro.

Cuerpos simples y compuestos.—Se llama cuerpo

imple al que por medio del análisis químico sólo se ha extraído una clase de materia, y compuesto al que da lugar á dos ó más clases de materia; hoy existen 72 cuerpos simples.

Átomos y moléculas.—Se admite que los cuerpos no están formados de una materia continua, sino de elementos sumamente pequeños unidos por las fuerzas moleculares y reciben el nombre de moléculas, y que éstas están formadas de otras partes más pequeñas que no se pueden dividir ni física ni químicamente y reciben el nombre de átomos.

En los cuerpos simples sólo hay una clase de molécula, pero en los compuestos las hay que son las moléculas de los cuerpos simples que forman el compuesto y se llaman constituyentes, y las formadas por éstas se llaman integrantes; las moléculas de agua son integrantes, y las de oxígeno é hidrógeno que forman el agua son constituyentes.

Objeto de la Química y su división.—Es la ciencia que tiene por objeto el estudio de los elementos químicos, el de los compuestos que resultan de su combinación, el de las fuerzas, en virtud de las cuales se realiza esta combinación y las leyes que las rigen, y por último, el de las hipótesis y teorías inventadas para explicar las causas de los fenómenos químicos.

Se divide en *general* y *descriptiva*; la primera se ocupa de las leyes y fenómenos generales comunes á todos los cuerpos, y la segunda tiene por objeto el estudio particular á cada uno de ellos; también se divide en *inorgánica* y *orgánica*, según que se ocupé del conocimiento de las especies químicas inorgánicas ó de las de origen orgánico, vegetal ó animal.

B. Estados físicos.—Los cuerpos pueden presentarse en tres estados. *sólido, líquido y gaseoso*, según la intensidad con que obran respectivamente las fuerzas moleculares.

Los *sólidos* predomina la fuerza atractiva sobre la repulsiva y conservan volumen y forma constante. Los *líquidos*, ambas fuerzas están casi equilibradas y toman la forma de las vasijas que los contienen, y si están en muy pequeña masa, la forma *esferoidal*; el *gaseoso* predomina la fuerza repulsiva y no tienen forma determinada, y sus moléculas tienden á evaporarse, haciendo ocupar al cuerpo mayor espacio.

B. Cambios de estado.—El paso de un cuerpo del estado sólido al líquido por el aumento de temperatura se llama *fusión*, y si es al estado gaseoso, *volatilización*; el cambio de líquido á gas se llama *vaporización*; si ésta se verifica en la superficie de un líquido y á la temperatura ordinaria se llama *evaporación*, y si se verifica en la masa de líquido y por elevación de temperatura se llama ebullición. Por el contrario, si el descenso de temperatura hace pasar á un líquido al estado sólido, el fenómeno se llama *solidificación*.

B. Disolución.—El cambio de un cuerpo de sólido á líquido por la acción de un líquido se llama *disolución*. En las disoluciones siempre hay descenso de temperatura, como no se verifique al mismo tiempo una combinación, porque entonces puede haber descenso ó aumento de temperatura. El disolvente se llama *físico* cuando no hay combinación, como el agua cuando disuelve á la sal común, y *químico* si se verifica alguna combinación.

Solubilidad.—Los cuerpos que se disuelven en al-

gún líquido se llaman solubles y sino insolubles; por regla general, los sólidos se disuelven tanto más cuanto mayor es la temperatura, pero hay algunos que se disuelven lo mismo, cualquiera que sea la temperatura, como la sal común.

La solubilidad de los gases en los líquidos está en razón directa de la presión é inversa de la temperatura, y cuando están dos ó más gases en presencia de un líquido, se disuelven en él como si cada uno de ellos estuviese solo.

A. Cristalización.—Cuando por la acción del calor ó por un disolvente se hacen pasar los cuerpos sólidos al estado líquido, si se disminuye la temperatura ó se evapora el disolvente, si vuelven al estado sólido sin afectar formas determinadas se llaman *amorfos*, y si afectan formas geométricas regulares, se llaman *cristalinos*.

Se da el nombre de *cristalización*, al tránsito de un cuerpo del estado líquido ó gaseoso al sólido, afectando formas regulares que se llaman *cristales*.

A. Procedimientos para cristalizar los cuerpos.—Son dos principales: por vía *seca* y por vía *húmeda*.

Por vía *seca*, ó sea por el calor con por *fusión* y por *sublimación*; por *fusión*, cuando el cuerpo es fusible sin ser volátil, se funde y se deja enfriar lentamente, se horada la costra sólida que se forma en la superficie y se decanta la parte todavía líquida que se llama *agua madre*; la cantidad que resulta tapizada de cristales se llama *geoda*, y por *sublimación* ó *volatilización* cuando el cuerpo es volátil, se le calienta y recibe el vapor formado en un recipiente; por *fusión cristalina*, el azufre, y por *sublimación*, el arsénico.

Por vía *húmeda*: 1.º Disolviendo á la temperatura ordinaria las substancias en un líquido que se evapora lentamente ó que se deja abandonado á una evaporación espontánea, los cristales que se forman crecen en proporción al líquido evaporado; ejemplo, la sal común. 2.º Si la substancia que se quiere cristalizar se disuelve más en caliente que en frío, se hace primero la disolución á una temperatura elevada y luego se deja enfriar; ejemplo, el nitro.

En cualquier procedimiento para obtener buenos cristales se necesita tiempo, espacio y reposo.

Procedimiento de Chelmen.—Consiste en emplear como disolvente un cuerpo sólido fundido como el hierro, dejando enfriar la disolución ó volatilizándolo el disolvente, cristaliza el cuerpo, y de este modo se obtiene el grafito.

A. Sistemas cristalinos.—Siendo muy diversas las formas que afectan los cuerpos, se suponen muchas de ellas derivadas de otras que se llaman *tipos* ó formas principales.

Se llama *sistema cristalino* el conjunto de formas que se pueden suponer derivadas de un mismo tipo ó forma fundamental.

Se llama *eje de simetría* de un cristal ó más líneas ideales que pasan por un centro y alrededor de las cuales se hallan colocadas simétricamente las caras de aquél, y se llama centro al punto que divide en dos partes iguales á toda recta que, pasando por él, termina en la superficie del cristal.

Los sistemas cristalinos son:

- 1.º El cúbico.
- 2.º Primático recto de base cuadrada.

- 3.º Primático rectangular ó romboidal recto.
- 4.º Romboédrico.
- 5.º Rectangular ó romboidal oblicuo.
- 6.º Primático oblicuo de base paralelográmica oblicuángula.

Dimorfismo.—Es la propiedad que tienen algunos cuerpos de cristalizar en dos sistemas diferentes. El carbonato de cal en el Espato de Islandia (romboedro), y en el aragonito (prima recto de base rectangular). Si cristalizan en más de dos sistemas se llaman *polimorfos*.

Isomorfismo.—Es la propiedad que tienen cuerpos distintos de cristalizar en el mismo sistema con ángulos iguales ó casi iguales.

Los cuerpos isomorfos pueden cristalizar juntos siempre que tengan la misma composición química; cuerpos isomorfos, el sulfato de cobre y el sulfato de hierro.

Combinación.—Se da el nombre de combinación la unión de dos ó más cuerpos, para formar otro diferente en sus propiedades físicas y químicas. Para que haya combinación es preciso que haya contacto, lo cual se demuestra con el experimento siguiente: Si en una copa con agua de basita se introduce una varilla de vidrio impregnada de ácido sulfúrico no se enturbiará la disolución mientras el ácido no la toque, por pequeña que sea la distancia, pero en el momento que haya contacto se enturbiará el agua y se formará un compuesto blanco insoluble que será el *sulfato de basita*.

Los caracteres de que va siempre acompañada toda combinación son cambios de temperatura, desarrollo de electricidad y algunas veces producción de luz; es tam-

bién carácter importante, el que siempre tiene lugar entre cantidades fijas y determinadas, y que el cuerpo resultante tiene por regla general, propiedades muy diferentes de los de sus componentes; el cloro, gas amarillo verdoso, de olor sofocante y que no se puede respirar se une al sodio, metal muy parecido á la plata; cuando está recién cortado, que se altera fácilmente en contacto del aire y del agua, dando lugar al *cloruro de sodio* (sal común), que no tiene ninguna de aquellas propiedades y que se mezcla con los alimentos.

Afinidad.—La fuerza que une las moléculas de los cuerpos, ya sean simples ó ya compuestos, para hacer combinaciones y formar nuevos cuerpos se le llama afinidad, y esta fuerza, al contrario de lo que indica su nombre, es grande entre cuerpos cuyas propiedades es muy diferente, como el potasio y el oxígeno, y forman pocos compuestos muy estables y es débil entre cuerpos cuyas propiedades sean muy parecidas, como el oxígeno y el cloro, y forman muchos compuestos, pero poco estables.

Causas que hacen variar la afinidad:

1.^a El calor, que la aumenta ó disminuye; por ejemplo, el hidrógeno y el oxígeno que no se combinan á la temperatura ordinaria, pero sí lo hacen á la de 16°, y el óxido de mercurio elevando la temperatura al calor rojo obscuro, se descompone.

2.^a La luz, que la aumenta ó disminuye; el cloro y el hidrógeno no se combinan en la obscuridad, pero lo hacen lentamente á luz difusa y con detonación si actúa directamente sobre la mezcla las rayos solares; algunas sales de plata como el cloruro y el bromuro, que

son blancos, se obscurecen cuando actúan sobre ellos los rayos solares.

3.^a La electricidad, del mismo modo que el calor y la luz, cuando se mezcla el hidrógeno y el oxígeno, en la relación de dos volúmenes del primero para uno del segundo y se hacen saltar chispas eléctricas en la mezcla, se combinan con detonación y forman agua, y por el contrario, si se hace pasar una corriente eléctrica por agua se descompone en los dos gases mencionados.

4.^a La cohesión, que evidentemente es contraria á la afinidad.

5.^a El grado de división que puede darse á los cuerpos.

6.^a Por las cantidades relativas de los cuerpos entre las que puede verificarse la combinación.

7.^a Por las combinaciones anteriores en que están ya empeñados los cuerpos.

8.^a El peso específico.

9.^a Por la presión.

10. Los cuerpos porosos como el musgo de platino, que parece verifican composiciones y descomposiciones por una sola presencia, llamándose á este hecho *fenómenos catalípticos* ó de *presencia*.

11. El estado naciente, ó sea cuando un cuerpo está dejando de pertenecer á una combinación.

Diferencia entre combinación y mezcla.—En una mezcla se conservan las propiedades de los elementos y en una combinación las reemplazan otras nuevas. En la primera se pueden reconocer los elementos por medio de microscopio ó separarlas con oportunos disolventes, y al contrario, en la segunda sólo se observa un cuerpo homogéneo en todas sus partes.

Alotropía.—Muchos cuerpos simples, sin sufrir alteración alguna en su composición ni en su temperatura, presentan propiedades físicas y algunas químicas diferentes, esto se llama *alotropía*; y como ejemplo tenemos el carbono en sus diferentes estados alotrópicos, *diamante, negro de humo, grafito, plumbagina, carbón vegetal, carbón metálico.*

Isomesia.—La propiedad anterior aplicada á los cuerpos compuestos se llama *isomesia*, y como estados isoméricos podemos tener el *cinabrio*, natural ó artificial.

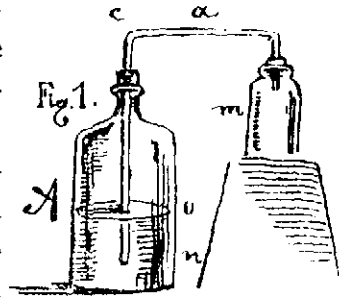
Análisis y síntesis.—Por dos procedimientos se puede distinguir si un cuerpo es compuesto ó no; por el análisis cuando dado un cuerpo compuesto le separan los simples que le forman, y por la síntesis, cuando se reúnen los simples para formar los compuestos.

El análisis es *cualitativo* cuando tiene por objeto determinar los simples que forman el compuesto, y *cuantitativo* cuando determina la cantidad en peso ó volumen de los simples. Para verificar el análisis se hace uso de los agentes físicos y de los reactivos, llamándose así á cuerpos que por sus reacciones sobre cada uno, hace resaltar una propiedad particular á cada uno de los simples que forma el compuesto, cuya propiedad no existe en el compuesto.

Absorción y tubos de seguridad.

Absorción.—Se llama así, un accidente que suele acontecer en los aparatos destinados á la preparación de los gases, cuando al recogerlos sobre el agua ó sobre el mercurio, penetran estos líquidos en los aparatos, lo cual frustra la operación.

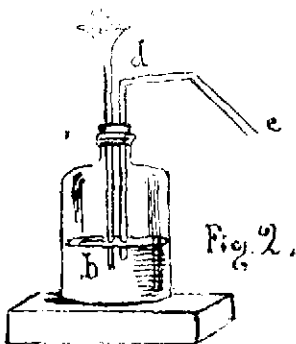
La causa es siempre el exceso de la presión atmosférica sobre la tensión del gas contenido en el aparato. Sea, por ejemplo, un gas que se desprende de un matraz *m* (Fig. 1.^a), y va á parar á una probeta *a*, llena de agua; interin el gas se desprende activamente, su tensión supera á la presión atmosférica, más el peso de la columna líquida *o n*; por lo tanto, el agua de la probeta



no puede subir al tubo y es imposible la absorción, más si decrece la tensión del gas por disminuir el desprendimiento ó la temperatura del matraz, predomina la presión exterior, y cuando el exceso de ésta sobre el interior es mayor que la columna líquida *o c*, entra el agua en el matraz, se vapora, y como entonces su volumen es 1.700 veces mayor, rompe el aparato é inutiliza la operación; esto se corta con los tubos de seguridad.

Tubos de seguridad son tres: *el recto, el de S y el de Welter.*

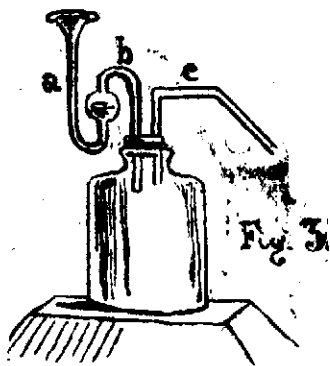
1.^o *Tubo recto.*—Este es el más sencillo; es un tubo



recto *a b* (Fig. 2), el cual atraviesa el tapón de corcho donde se halla el tubo de desprendimiento ó abductor *a d*, y se sumerge en la materia del matraz, que necesariamente debe ser líquida y debe permanecer el residuo en el mismo estado, en tanto que el desprendimiento

del gas se verifica con regularidad, la presión interior hace que se mantenga en el tubo *a b* una columna líquida proporcional al exceso de esta presión sobre la de la atmósfera; pero cuando la absorción tiende á producirse, el nivel baja en el tubo recto *a b*, y si este nivel descende hasta la extremidad del tubo, el aire exterior penetra en el matraz; por poco que la presión se disminuya en el interior del matraz, el aire penetra en el tubo, y uniéndose á la tensión del gas impide que el agua suba y se verifique la absorción. El tubo recto termina en un embudo para poder echar el líquido por él sin que se derrame, y además sirve también de válvula de seguridad.

2.º *Tubo en S.*—Cuando las materias que se accionan no son líquidas, se emplea un tubo encorvado *ab* (fig. 3) que lleva una esfera en su parte media, por



cuya forma se le da el nombre que lleva. Se echa en este tubo agua ó mercurio hasta llenar las dos terceras partes de la esfera. Al principiar el desprendimiento de los gases, el agua contenida en la esfera se eleva en la rama *a* á una altura proporcional á la columna líquida,

que el gas al salir por el tubo *c* atraviesa en la cuba, permaneciendo constante en todo el tiempo que dura la operación. Cuando la presión en el interior se disminuye, el agua baja en la rama *a*, y llegando el líquido al punto más bajo de ella, el aire atmosférico atravesará, en virtud de su ligereza, el agua de la es-

fera y penetrará en el matraz, impidiendo la absorción como en la disposición precedente; este tubo de seguridad sirve al propio tiempo para verter el líquido en el matraz sin tener que desmontar el aparato.

3.º *Tubo de Welter*.—Es un tubo de desprendimiento, el cual lleva soldado de un modo invariable el tubo en S que acabamos de describir.

ORO

Fórmula Au.

Equivalente, 98,20 (H) 1227 (O).

Historia.—Conocido desde la más remota antigüedad, los alquimistas le llamaban *sol y rey de los metales*.

Estado en la naturaleza.—Existe libre (oro nativo) en ciertas rocas de cuarzo, formando pilones ó velas; se halla también mezclado con tierras silíceas y aleado con la plata, cobre, hierro, paladio y telurio. Cuando es puro se encuentra algunas veces cristalizado en octaedros ó cubos, otros en laminitas ó arenillas y algunos, aunque pocos, en *pepitas*, notables algunas por su magnitud (hasta de 84 kilogramos); se le encuentra formando seleniuro y telururo (calaverita).

Ciertos ríos conducen igualmente oro, pero en pajillas tan finas que son necesarias más de 20 para formar un miligramo, y en España se hallan en los ríos Darro ó Dauro (Granada), Sil (Galicia) y Tajo.

Donde se extrae mayormente el oro, es en California, Montes Urales (Rusia) y Australia.

Propiedades físicas.—Es sólido de color amarillo característico, pero reducido á polvo tiene color pur-

púreo obscuro. Cristaliza en cubos y octaedros. Su densidad 19,5. Es el más dúctil y maleable de todos los metales, se le puede extender en láminas de $\frac{1}{10.000}$ de milímetro de espesor, que dejan pasar la luz tiéndola de verde. Es bastante blando, menos duro que la plata y tan blando como el plomo; conduce bien el calor y la electricidad. Funde á 1250,° á mayor temperatura se volatiliza y su vapor es verde

Propiedades químicas.—Es inalterable en el aire y en el oxígeno á todas las temperaturas; pero por medios indirectos se combina¹ con el oxígeno y forma dos óxidos.

Se combina directamente con los cuerpos halógenos.

A una alta temperatura se combina con el fósforo y el arsénico.

El ácido clorhídrico y el nítrico no le disuelven, pero sí el agua regia, formada por estos dos ácidos.

El único ácido que le ataca es el selénico.

A. Extracción.—Se extrae de las arenas auríferas, y sometiéndolo á lavados, cuyo objeto es ir separando las substancias menos densas; cuando ya el agua sale clara se agrega un poco de mercurio para que se amalgame con el oro; esta amalgama se coloca en una piel de gamuza y se exprime para separar el azogue excedente, quedando una masa pastosa que calentada volatiliza el mercurio y queda libre el oro.

Si se extrae de rocas cuarzosas se las tritura y se coloca con mercurio y agua en unos depósitos hemisféricos metálicos, á los que se imprime un movimiento de rotación; en estos depósitos se colocan dos bolas de hierro para que ayuden á la trituración; las por-

ciones más ligeras van saliendo por unas aberturas que hay junto á los bordes de los depósitos; el oro, por su mayor densidad, se va al fondo y se amalgama con el mercurio y se separa como se ha dicho antes.

Aplicaciones.—Se emplea para dorar los metales y maderas; reducido á polvo fino para dorar el vidrio y la porcelana y para soldar el platino.

Para la *moneda* se alea con el cobre.

Para la construcción de vajillas, alhajas, etc., se hacen aleaciones de oro y cobre, cuya ley es variable.

Para la moneda de oro { $\begin{matrix} 90 & \text{—} & \text{oro.} \\ 10 & \text{—} & \text{cobre.} \end{matrix}$

Joyería y vajilla de oro { $\begin{matrix} 75 & \text{á} & 92 & \text{oro.} \\ 25 & \text{á} & 8 & \text{cobre.} \end{matrix}$

PLATINO

Fórmula Pt.

Equivalentes, 98,5 (H) 1232 (O).

Historia.—Fue descubierto en Colombia (América) en 1741 por el inglés Woord y descrito por D. Antonio Ulloa, matemático español, se le llamó oro blanco, y después, por Ulloa, *platina*, diminutivo de plata, y últimamente *platino*.

Estado en la naturaleza.—Se presenta nativo en pequeños granos de color gris entre las arenas de acarreo y en *pepitas*, las cuales pesan algunas 9 kilogramos, y se encuentra unido á los metales indio, osmio, paladio, sodio, cobre, hierro, plata, plomo, rutenio y oro.

Se le encuentra en Colombia, Brasil, Montes Urales (Rusia) Mijier y Baruco.

Propiedades físicas.—Es blanco, algo agrisado. Su densidad fundido es 21,15 y puede llegar á 22 con el

batido. Muy dúctil, muy maleable y muy tenaz; se le puede estirar en hilos de $\frac{1}{1.200}$ de milímetro de diámetro.

Es más duro que la plata, pero menos que el hierro.

Resiste sin fundirse á las temperaturas más elevadas que pueden producirse en los hornos de fundición, pero se funde fácilmente á la temperatura elevada que produce el soplete de gas hidrógeno y oxígeno y á la que se origina entre dos carbones cuando se produce luz eléctrica; expuesto á la temperatura del rojo blanco se ablanda lo suficiente para poder forjar y soldar como el hierro.

Propiedades químicas.—Es el menos alterable en el aire y no se combina con el oxígeno á ninguna temperatura; sin embargo, forma con él dos compuestos, un protóxido PtO y un bióxido PtO_2

Combínase directamente con el azufre, fósforo, arsénico, boro y con metales muy fusibles, como el zinc y el plomo, y deben tenerse en cuenta estas propiedades al emplear vasijas de platino en los laboratorios.

El cloro no actúa sobre él sino en determinadas circunstancias, y con poca energía.

El ácido nítrico y el clorhídrico no le atacan cuando está puro; el agua regia es su mejor disolvente, dando bicloruro de platino $PtCl_2$

A. Musgo y esponja de platino.—Echando en la disolución de cloruro de platino sal amoniaco, se forma un precipitado cristalino de color amarillo que es el cloruro doble de platino y amoniaco, el cual, calcinado á la temperatura del rojo, se conoce con el nombre de esponja ó musgo de platino; favorece la

combinación del oxígeno é hidrógeno á la temperatura ordinaria, y también se observa que dirigiendo una corriente de gas hidrógeno sobre el platino esponjoso se inflama el gas.

Fusión del platino.—La esponja de platino, reducida á polvo y diluida con agua, se comprime fuertemente en un cilindro hueco de hierro, por manera que adquiere alguna cohesión y luego se calienta al rojo blanco y se martilla á quedar reducido á láminas; este procedimiento, que es el que se ha usado hasta ahora, se sustituye por el de Sainte-Claire, Deville y Debray.

El metal se introduce poco á poco en una copela B de cal viva, cerrada con una tapadera A de la misma materia. Un soplete de gas del alumbrado E, alimentado por oxígeno, penetra en la parte central E' de la bóveda de esta especie de horno de reverbero, fundido ya el metal puede echarse en un molde de hierro, en cuyo fondo se ha puesto una lámina de platino para impedir la fusión del molde al tiempo de verter en él el metal.

Aplicaciones.—Por ser el metal más infusible é inalterable por los ácidos sulfúricos, nítrico, etc., se emplea para la construcción de alambiques que se usan para la concentración del ácido sulfúrico, para la construcción de hilos, láminas, crisoles, cápsulas, etc.; aparatos necesarios para ciertas operaciones químicas en las lámparas de gas hidrógeno.

En telegrafía para hilos capilares y de tope en algunos aparatos de trasmisión.

PAPELETA 2.^a

Acidos.—Bases.—Sales.—Nomenclatura química.—Zinc.—Sulfato de zinc.

Acidos, Bases, Sales, Nomenclatura química.

Se llama *Nomenclatura* la parte de la Química que tiene por objeto dar nombre á los cuerpos simples y compuestos; los de estos últimos deben indicar los nombres de los simples que los forman y las proporciones en que entran.

La nomenclatura fué ideada por Lavoisier, Berthollet y Guyton de Morveau.

Nomenclatura de los cuerpos simples.

Los cuerpos simples se dividen en dos clases:

1.º Metaloides.

2.º Metales.

Fundándose en las propiedades físicas de los cuerpos, los metales son más densos que los metaloides, conducen mejor el calor y la electricidad y tienen un brillo especial que se llama metálico, teniendo los metaloides propiedades opuestas; pero en virtud de que algunos cuerpos, entre ellos el carbono, presentan propiedades físicas en sus diferentes estados alotrópicos que corresponden á los metales y á los metaloides, se desechó esta división, instituyéndola por otra, fundada en las propiedades químicas, llamándose *metaloides* los que, uniéndose al oxígeno, forman compuestos, neutros ó ácidos, pero nunca *básicos* y metales á los simples que, uniéndose al oxígeno, forman por lo menos un óxido básico.

Para nombrar á los cuerpos se les dió nombres que recordasen algunas de sus propiedades más características, así decían:

Oxígeno, engendrador de ácidos.

Nitrógeno, ídem del nitro.

Azoe, privativo de vida.

Fósforo, llevador de luz, etc.

Pero viendo después que algunos otros cuerpos tienen las mismas propiedades, se les da hoy nombres arbitrarios y que sean sencillos para formación de los cuerpos compuestos.

Todos los cuerpos simples son sólidos á la temperatura ordinaria, excepto el oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, cloro y fluor que son gaseosos y el bromo y el mercurio que son líquidos.

El más electro-negativo es el oxígeno y el más electro-positivo el potasio.

CUERPOS SIMPLES Ó ELEMENTOS QUÍMICOS

NOMBRES .	Símbolos.	EQUIVALENTES		Pesos atómicos
		H (1)	O (100)	
Aluminio.	Al	137	177	27,04
Antimonio.	Sb	120,6	1057	119,96
Arsénico.	As	75	937	74,92
Azufre.	S	16	200	31,98
Bario.	Ba	18,5	856	136,80
Bismuto.	Bi	208	2650	207,50
Boro.	Bo	11	136	10,94
Bromo.	Br	80	1000	79,75
Cadmio.	Cd	56	696	111,80
Calcio.	Ca	20	250	39,91
Carbono.	C	6	75	11,97
Cerio.	Ce	70,65	590	141,20
Cesio.	Cs	133	2653	132,70
Cloro.	Cl	35,50	443	35,37
Cobalto.	Co	29,3	368	58,60
Cobre.	Cu	31,6	396	63,18
Cromo.	Cr	26,2	328	52,46
Didimio.	Di ó D	49,6	620	142,12
Erbio.	Er	166	»	»
Estaño.	Sn	59	735	117,70
Estroncio.	Sr	43,8	548	87,30
Fluor.	Fl	19	239	19,06
Fósforo.	Ph	31	387	30,96
Glucinio.	Gl	4,62	1	9,08
Hidrógeno.	H	1	12,5	1
Hierro.	Fe	28	350	55,90
Indio.	In	56,70	»	113,40
Iridio.	Ir	98,5	1232	192,50
Lantano.	La	67,50	»	138,50
Litio.	Li	7	87	7
Magnésio.	Mg	12	150	23,96

NOMBRES	Símbolo.	EQUIVALENTES		Pesos atómicos
		O (100)	H (1)	
Manganeso.	Mn	27,50	244	54,80
Mercurio.	Hg	100	1250	199,80
Molibdeno.	Mo	48	600	95,90
Niobio.	Nb	47	512	93,80
Niquel.	Ni	29,5	369	58,60
Nitrógeno.	N ó Az	14	175	14,02
Oro.	Au	98,3	1227	196,26
Osmio.	Os	99,5	1242	195
Oxígeno.	O	8	100	15,96
Paladio.	Pd	53,2	665	106,20
Plata.	Ag	108	1311	107,67
Platino.	Pt	98,3	1232	194,50
Plomo.	Pb	103,5	1294	206,60
Potasio.	K	39	490	39,03
Rodio.	Rh	52	652	104,10
Rubidio.	Rb	85	1060	85,20
Rutenio.	Ru	52	645	107,50
Selenio.	Se	39,7	495	78,87
Silicio.	Si	14	»	28
Sodio.	Na	23	287	22,90
Talio.	Fl	204	»	203,70
Tantalo.	Ta	91	050	182
Teluro.	Te	64,5	800	127,80
Titano.	Ti	25	314	50,25
Torio.	To	58,5	743	231,96
Tonsteno.	W	92	1150	183,60
Urano.	U	60	750	239,80
Vanadio.	V	68,4	255	51,26
Yodo.	Y	127	1587	126,56
Zinc.	Zn	33	412	64,90
Zirconio.	Zr	45	»	90,40

NOTA. En esta tabla no se han incluido el Decipio, Escandio, Galio, Germanio, Iterbio, Samario, Tulio é Itrio por su poca importancia.

Nomenclatura de los cuerpos compuestos.

Se supone que todos los cuerpos compuestos están formados de dos; uno que es el género, y es el más electro-negativo, y el otro la especie, que es el más electro-positivo; los dos que se suponen forman el compuesto, pueden ser simples y también compuestos.

Cuerpos oxigenados.

Se dividen en ácidos, bases ú óxidos básicos, óxidos neutros, óxidos salinos y óxidos singulares.

Ácidos.

Se llaman *ácidos* los compuestos formados por la combinación de un cuerpo simple con el oxígeno, el hidrógeno ú otros (aunque ahora solo consideramos los formados por el oxígeno) y que tienen las propiedades siguientes:

- 1.º La de unirse á las bases para formar sales.
- 2.º La de enrojecer la tintura azul de tornasol.
- 3.º La de poseer un sabor más ó menos agrio y algunos ser corrosivos.
- 4.º La de presentarse en el polo positivo de la pila cuando se hace pasar la corriente eléctrica por una disolución salina.

Si los ácidos no contienen agua se llaman *anhídros*; y si están combinados con ella se llaman *hidratados* y dilatados ó diluidos si están solo disueltos con ella.

Cuando un cuerpo forma con el oxígeno una sola combinación ácida, se le designa con el nombre genérico de ácido y después se añade el del cuerpo que está unido al oxígeno terminándole en *ico*; el azufre con el oxígeno sería

Acido sulfúrico.

Si formase dos grados de acidificación se terminaría el menos oxigenado en *oso* y el más en *ico*

Acido sulfuroso.

Acido sulfúrico

Si hay cuatro combinaciones se antepone á la especie la preposición *hipo*, que significa menos cantidad que la terminación en *oso* y en *ico*

Acido hiposulfuroso.

» sulfuroso.

» hiposulfúrico.

» sulfúrico.

Habiendo descubierto en algunos cuerpos otra nueva combinación, ácido con más oxígeno que la terminada en *ico* se ha antepuesto á la especie la preposición *per* ó *hiper*

Acido persulfúrico ó hipersulfúrico.

En el estudio del azufre y del cloro se verá que estos cuerpos forman más combinaciones, demostrando con esto la necesidad de reformar esta nomenclatura.

Acidos basicos ó bases.

Las *bases* se forman de la unión de un metal con el oxígeno, dando cuerpos cuyas propiedades son las siguientes:

- 1.º La de unirse á los ácidos para formar sales.
- 2.º La de no alterar el color de la tintura de tornasol y devolverla el color azul cuando ha sido enrojecida por un ácido y enverdecer el jarabe de violetas.
- 3.º La de tener un sabor alcalino contrario, por lo tanto, al de los ácidos.
- 4.º La de presentarse en el polo negativo de la pila cuando se descompone por la electricidad por ser el elemento positivo del compuesto salino. Hay dos nomenclaturas para los óxidos básicos: la francesa y la alemana.

1.ª La francesa.

Cuando un cuerpo simple no forma con el óxígeno más que un solo óxido bájico, se le designa haciendo seguir á la voz óxido del nombre del cuerpo simple.

Oxido de zinc.

Cuando forman diversos grados de oxidación, se indican haciendo preceder al nombre genérico de óxido las partículas griegas *proto*, *deuto*, *trito*, *tetra* y *penta*, para el primero, segundo, etc., grado de oxidación, y al óxido más oxigenado se le designa generalmente con la palabra *peróxido*; pero si las cantidades de oxígeno en estos diferentes grados de oxidación, son entre sí como los números $1 : \frac{3}{2} : 2 : 3 \dots$ se anteponen las palabras *proto*, *sesqui*, *bi*, *tri*, etc.

✓ Ejemplo: Protóxido de manganeso.

Sesquióxido de id.

Bióxido de id.

Cuando se encuentra un óxido menos oxigenado que el protóxido se llama subóxido.

2.ª La alemana.

Algunos químicos, entre ellos Berzelius, se sirven de los adjetivos en *oso* y en *ico* para indicar el menor ó mayor grado de oxidación.

Oxido manganoso.

Oxido manganico.

Cuando hay más grados de oxidación se hace preceder al nombre genérico óxido las preposiciones *sobre* y *sub* que significa más ó menos que la terminación en *oso* ó en *ico*.

Oxidos neutros ó indiferentes.

Son los que unas veces hacen de ácidos con bases muy enérgicas ó de bases con ácidos enérgicos como el agua.

Estos óxidos están en general muy cargados de oxígeno y pasan fácilmente á ser ácidos débiles.

Oxidos salinos.

Son los que están formados por dos óxidos del mismo metal, como el óxido de hierro magnético que está formado de un protóxido y de un sosquíóxido.

Oxidos singulares.

Son aquellos que no se combinan con los *ácidos*, sino perdiendo la mitad de su oxígeno como el peróxido de manganeso.

NOTA. Muchos óxidos se designan comunmente

con los nombres bajo los cuales eran conocidos en otro tiempo:

Como potasa en vez de protóxido de potasio.

sosa	»	»	protóxido de sodio.
cal	»	»	protóxido de calcio.
agua	»	»	protóxido de hidrógeno.
aluminio	»	»	sexquíósido de aluminio.

Sales.

Son compuestos que resultan de las combinaciones de las bases con los ácidos.

Se dividen en *neutras*, *ácidas* y *básicas*.

Se llaman neutras cuando las propiedades del ácido y de la base se neutralizan; se les designa por un nombre genérico tomado del ácido, cambiando la terminación de *ico* ó de *oso* en *ato* ó *ito* y por el nombre del óxido unido al del ácido que forma el específico; así es que los ácidos sulfúrico y sulfuroso forman con el bióxido de cobre, el sulfato y el sulfito de bióxido de cobre.

Se llaman *ácidos* aquellas sales en que las propiedades del ácido sobresalen sobre la de la base, se llaman también sobresales, y siendo siempre la misma la cantidad de base las del ácido están en la relación de 1: $\frac{2}{3}$; 2: 3 y entonces se antepone al nombre que indica el género las palabras *bi*, *sesqui*, *tri*, etcétera, y se dice sal neutra, sulfato de bióxido de cobre, sales ácidas

Bisulfato de bióxido de cobre.

Sesquisulfato de íd. íd.

Trisulfato de íd. íd.

Se llaman sales basicas ó subsales aquellas en que dominan las propiedades de la base sobre las del ácido y siendo constante la cantidad de ácido, la de la base está en la relación de $1: \frac{3}{2}$: $2: 3$ y se nombran colocando entre el género y la especie, ó sea entre el ácido y la base la palabra basica anteponiéndole *bi*, *sesqui*, *tri*, etc., sal neutra, sulfato de potasa, sales basicas

Sulfato bibasico de potasa.

Sulfato sesquibasico de íd.

Sulfato tribasico de íd.

Las sales se combinan algunas veces entre sí y forman sales dobles ó de doble base; la nomenclatura de estos compuestos no presenta dificultad, pues todo está reducido á colocar la palabra doble después del nombre genérico de la sal, por ejemplo, la combinación del sulfato de potasa con el sulfato de alumina será sulfato doble de alumina y potasa.

Cuando el agua se combína con el ácido y con los óxidos metálicos hace el papel de base con los primeros, y de ácido con los segundos; cuando hace papel de base, han de darse los mismos nombres que en las sales en general y decir sulfato de protóxido de hidrógeno, pero se nombran diciendo el nombre del ácido y agregándole la palabra hidratado; así es que en ejemplo anterior se dice ácido sulfúrico hidratado y como siendo la cantidad de ácido la misma que la del agua puede variar en las proporciones de $1: \frac{3}{2}$: $2: 3$ á la palabra hidratado se antepondrían las preposiciones *mono*, *bi*, *sesqui*, *tri*, etc. Cuando hace el papel de ácido, los compuestos se llaman *hidratos*, y á esta palabra se le ágrega la base y se dice *hidrato de potasa*, *hidrato de protóxido de hierro*, etc.

Cuerpos no oxigenados.

En las combinaciones de los metaloides entre sí ó con los metales, se forma el nombre genérico con el cuerpo más electro-negativo, terminándole en *uro*, y en seguida el nombre del metal ó metaloide al cual se une

Cloruro de azufre.

Sulfuro de hierro.

Quando el metaloide que forma el género del compuesto entra en diferentes cantidades en la combinación, pero sin relación determinada, se le anteponen las palabras *proto*, *dento*, *trito*, etc.

Protocloruro de hierro.

Deutocloruro de hierro.

Tritocloruro de hierro, etc.

Pero si están en la relación de $1: \frac{3}{2}: 2: 3$ — se anteponen las palabras *proto*, *bi*, *sesqui*, *tri*, etc.

Protocloruro de hierro.

Bicloruro de hierro.

Sesquicloruro de hierro, etc.

Excepciones.

El hidrógeno forma con algunos cuerpos compuestos ácidos que se llaman *hidrácidos*: pero á diferencia del oxígeno, que forma varios compuestos ácidos, el hidrógeno no forma más que uno, y para nombrarle, á

la palabra ácido, se agrega el otro cuerpo terminado en *hídrico*, así se dice:

Acido clorhídrico.

Acido sulfhídrico.

Cuando el hidrógeno forma combinaciones gaseosas con un metaloide que no presentan caracteres ácidos ó basicos, se exceptúan de la regla general y se nombran agregando al nombre del hidrógeno el del metaloide adjetivado en *ado*, y se dice:

Hidrógeno fosforado.

Hidrógeno arseniado.

Dos compuestos binarios que contienen el mismo elemento electro negativo pueden combinarse como el cloruro de platino y el cloruro de potasio, y aplicándoles el mismo principio que á las sales dobles, diremos cloruro doble de platino y potasio.

Se ha dado el nombre de sulfácidos á ciertos sulfuros que entran en combinación con otros sulfuros que se conocen con el nombre de sulfo-bases y forman sales que se llaman sulfo-sales; lo mismo pasa con algunos cloruros.

Hay algunos otros ácidos que también se exceptúan, como el ácido sulfo-carbónico y el ácido fluobórico.

Aleaciones.

Son las combinaciones de los metales entre sí; se designan con el nombre de aleación seguido de los nombres de los metales: aleación de cobre y plata; si en la aleación entra el mercurio se llaman *amalgamas* y se dice amalgama de oro.

Zinc.

Fórmula: Zn.

Equivalente 32'7 (H) 412 (O).

Historia.—No fué conocido en Europa hasta el siglo XII, que le importaron de la China y de la India, llamándosele *estaño* de las Indias, y sólo se prepara en Europa desde 1743.

Estado en la naturaleza.—Se encuentra generalmente unido al azufre, formando un sulfuro llamado *blenda*, y en el estado de óxido unido á los ácidos carbónico y silícico, constituyendo la *calamina*.

Se encuentra en Inglaterra, Silesia, Bélgica, Australia (donde se ha encontrado nativo) y en España, en San Juan de Alcaraz.

Propiedades físicas.—Cristaliza en prismas exagonales ó en dodecaedros romboidales; su fractura presenta láminas anchas muy brillantes. Es de un color blanco azulado. Su densidad, 6,86 que puede elevarse á 7,71 cuando está laminado. Tiene una blandura especial, merced á la cual embota las limas.

Es quebradizo á la temperatura ordinaria, pero adquiere maleabilidad y ductilidad á una temperatura de 130° á 150°; pero calentado á 200°, se presenta tan quebradizo, que se pulveriza fácilmente en un mortero. Se funde á 410° y se volatiliza á unos 930°.

Propiedades químicas.—Es combustible, calentado al rojo en contacto del aire; arde con llama blanca muy brillante, dando óxido infusible en forma de copos ligeros semejante á lana, de cuyo hecho sacan partido los pirotécnicos para ciertos fuegos de artificio:

Se combina directamente con los cuerpos halógenos.

Es inalterable en el oxígeno y aire secos; pero en el aire húmedo se oxida, pero nada más que superficialmente, porque se cubre de una capa de óxido ó de hidró-carbonato insolubles, que preservan al resto del metal de la oxidación.

Con el azufre no se combina sino cuando ambos cuerpos están en estado de vapor, y entonces lo hacen hasta con detonación, de lo contrario manifiestan tan poca afinidad que se puede destilar el azufre en vasijas de zinc.

El selenio, el fósforo, el arsénico y otros metaloides se unen directamente con este metal.

El zinc puro no descompone el agua sino á una temperatura superior á 100°, y no lo hace en frío con presencia de los ácidos; el zinc ordinario descompone el agua en frío en la del ácido sulfúrico, dependiendo esto de la existencia de metales extraños, que siendo electro-negativos, respecto al zinc, determinan la formación de una pila en que este metal es el elemento oxidable, por cuanto el zinc puro, puesto en contacto con un metal como el cobre ó el plomo, ataca inmediatamente el agua acidulada.



el zinc ataca las disoluciones hirviendo de potasa ó sosa con desprendimiento de hidrógeno y formación de óxido de zinc que se une al álcali, respecto del cual hace las veces de ácido.



A. Extracción.—Los dos únicos minerales que se explotan para extraer el zinc son la blenda y la cala-

mina; su metalurgia está fundada en transformar aquellos dos minerales en óxido y en la reducción de éste por el carbón. Sometida la blenda á la tostación desprende gas sulfuroso y se convierte en óxido; calcinada la calamina pierde ácido carbónico, se forma óxido de carbono y el zinc queda libre.

Los procedimientos para practicar esta operación varían y son por *ascenso* ó por *descenso*, según que el zinc se recoja en recipientes situados encima ó debajo del punto en que se verifica la reducción de su óxido; el primer procedimiento se aplica mucho en Bélgica y el segundo en Inglaterra.

Purificación del zinc.—El zinc extraído por la industria y que se vende en el comercio no es puro, contiene generalmente arsénico, carbono, hierro, plomo, cobre y cadmio; para purificarle se le destila, á fin de separar gran parte de los cuerpos que le acompañan, que son fijos ó menos volátiles que él, pero hay alguno que es volátil, como el arsénico, y no se separa por la destilación, para ello es preciso fundirle con nitro, á fin de oxidar el arsénico. El mejor medio de tener zinc puro consiste en reducir el óxido puro por el carbón ó descomponer el sulfato por la electricidad.

Aplicaciones.—En los laboratorios sirve para preparar el hidrógeno y como reductor. Reducido á hojas delgadas sirve para cubrir los tejados, canalones, baños y estanques. No es conveniente usarlo para utensilios de cocina, porque puede formar sales venenosas. Se usa en los fuegos artificiales para producir estrellas brillantes. Sirve para galvanizar el hierro empleado en los alambres telegráficos, que no es más que hierro

cubierto de zinc por inmersión en un baño de este metal; el hierro se halla así protegido del orín, aun en los puntos donde podría ponerse accidentalmente al descubierto, porque el zinc es electro-positivo con relación á él, y de todos modos la alteración del zinc solo es superficial, pues el hidro-carbonato formado resguarda á este metal.

Se usa formando aleaciones importantes, principalmente con el cobre, formando el latón, del cual se hablará en la papeleta 3.^a.

Sulfato de zinc.

Fórmula: ZnO, SO_3 .

Cristaliza en prismas romboidales con siete moléculas de agua isomorfa con el sulfato magnésico y es efflorescente; es blanco (vitriolo blanco), de sabor estíptico, soluble en agua, más en la caliente y muy poco en el alcohol. Calentado, experimenta la fusión acuosa, después pierde seis moléculas de agua, y á 240° queda anhidro; á mayor temperatura se descomponen, desprendiendo gas sulfuroso y oxígeno, y deja como residuo óxido de zinc.

El sulfato de zinc se puede obtener disolviendo terneadoras de zinc en ácido sulfúrico diluído; se produce como residuo en la preparación del hidrógeno; se produce en las pilas ordinarias, y en la industria se obtiene por la tostación del sulfuro de zinc á alta temperatura.

Se emplea en las fábricas de indianas y en la pintura con blanco de zinc para hacer más secantes los aceites; se emplea también en Medicina.

PAPELETA 3.^a

Clasificación de los cuerpos.—Signos y fórmulas químicas.—Cobre.

Clasificación de los cuerpos.

Taxonomía química.—Siendo muy numerosas las especies químicas y tan diversas por sus caracteres y por las funciones que desempeñan, es preciso adoptar algún orden para darlas á conocer, así como para describir sus propiedades y cuanto concierne al estudio de cada una de ellas, á fin de facilitarle; este es el objeto de lo que puede llamarse taxonomía química, ó sea clasificaciones de los cuerpos.

Cuerpos simples y compuestos. Ya se dijo en la primera papeleta que los cuerpos se dividían en simples y compuestos y los primeros en metales y metaloides; y en la papeleta segunda se ha dicho ya la diferencia que hay entre ambos, y respecto á los cuerpos compuestos ya hemos visto en la misma papeleta la división que de ellos se hacen.

Clasificación de los metaloides.—Reuniendo los que son más análogos y forman compuestos, sobre todo con el hidrógeno; Dumas los clasificó en las familias siguientes:

- 1.^a Fluor, cloro, bromo, yodo (halógenos).
- 2.^a Oxígeno, azufre, selenio, telurio (anfígenos).
- 3.^a Nitrógeno, fósforo, arsénico (nitrogenoídees).
- 4.^a Carbono, boro, silicio (carbonoídees).
- 5.^a Hidrógeno.

El hidrógeno, por tener caracteres que le separan de los metaloides y le asemejan á los metales, le incluye en grupo aparte.

Clasificación de los metales.—Para clasificar los metales hay que tener en cuenta tres circunstancias: su afinidad con el oxígeno, temperatura á que se reducen sus óxidos y descomposición del agua; la clasificación de Thenard, modificada por Regnault, es la siguiente, dividida en siete secciones:

1.^a Sección. Metales que descomponen el agua en frío; se oxidan en el aire seco á temperaturas elevadas; sus óxidos son irreductibles por el calor; son el potasio, sodio, litio, talio, cesio, nuldio, panio, estroncio y calcio, 9.

2.^a Sección. Metales que descomponen el agua á 100°; se oxidan en el aire seco á las temperaturas elevadas; sus óxidos son irreductibles por el calor; son el magnesio, manganeso, aluminio, glucinio, cerio, láutano, didimo, itrio, orbio, terbio, tovio circonio, 12.

3.^a Sección. Metales que descomponen el agua al rojo obscuro ó en frío en presencia de los ácidos; se oxidan en el aire seco á las temperaturas elevadas; sus óxidos son irreductibles por el calor; son el hierro,

zinc, níquel, cobalto, vanadio, cromo, cadmio, uranio, 8.

4.^a Sección. Metales que descomponen el agua al rojo vivo, ó á 100° en presencia de las bases energícas formando ácidos: se oxidan en el aire seco á las temperaturas elevadas; sus óxidos son irreductibles por el calor y son el Tungsteno, Molibdeno, Osmio, Tántalo Titano Estaño, Antimonio, Niobio, Ilmenio, 9.

5.^a Sección. Metales que solo descomponen el agua al rojo blanco: se oxidan en el aire seco á temperaturas elevadas; sus óxidos son irreductibles por el calor, y son el Cobre, Plomo y Bismuto, 3.

6.^a Sección. No descomponen el agua á ninguna temperatura; absorben el oxígeno á una temperatura dada y los óxidos se reducen á otra más elevada, y son el Mercurio, Paladio, Rodio y Rutenio, 4.

7.^a Sección. Metales que no descomponen el agua á ninguna temperatura: no se combinan directamente con el oxígeno y cuyos óxidos se reducen con suma facilidad, se llaman metales nobles, y son la Plata, Oro, Platino é Iridio, 4.

Signos y fórmulas químicas.

Antes hay que dar algunas nociones sobre las leyes principales de las combinaciones y de los equivalentes químicos.

Ley de los pesos.—Los cuerpos al combinarse no pierden nada de su peso, de donde se deduce que el peso de un compuesto es igual á la suma de los pesos de los elementos que se han combinado para formarle.

Si el hierro que se enmohece al aire húmedo aumen-

ta de peso, es porque está combinado con el oxígeno y el vapor de agua que existían en el aire; y el peso del moho obtenido es igual á la suma de la del hierro, oxígeno y vapor acuoso que han entrado en combinación.

Ley de las proporciones constantes ó definidas ó ley de Proust.—Los cuerpos al combinarse lo hacen siempre en proporciones fijas é invariables; ejemplo: cuando en una mezcla de oxígeno é hidrógeno se pasa una chispa eléctrica, se combinan ambos gases en la relación de dos volúmenes de hidrógeno por uno de oxígeno; pero si se ha puesto en exceso uno de estos dos gases, queda libre este exceso y lo mismo sucede con los volúmenes y los pesos.

Ley de las proporciones múltiples ó ley de Dalton.—Existe una relación sencilla entre los pesos diferentes de un cuerpo que se combina con una misma cantidad en peso de otro cuerpo, para formar varios compuestos, siendo aquéllos múltiplos unos de otros.

Si tomamos como ejemplo los compuestos del ázoe, hallamos que

14 gr. de ázoe	pueden combinarse con	8 gr. de oxig.
14	»	» con 16
14	»	» con 24
14	»	» con 32
14	»	» con 40

Los diferentes pesos de oxígeno están en la relación de 1, 2, 3, 4 y 5.

La ley de las proporciones múltiples se aplica también á las sales; así la sosa forma con el ácido carbónico tres sales:

La primera contiene 31 sosa por 22 ácido carb.

La segunda » 31 sosa por 33 »

La tercera » 31 sosa por 44 »

Las cantidades de ácido carbónico están en la relación $1, \frac{3}{2}, 2$.

Ley de los números proporcionales.—Los números que representan las cantidades en peso de diversos cuerpos simples, que pueden combinarse con uno de ellos, tomado como unidad ó término de comparación, expresan también exactamente ó multiplicados por números sencillos, las cantidades en peso, según las cuales, dichos cuerpos se combinan entre sí.

Por medio de la balanza, se ha encontrado que una parte en peso de hidrógeno, se combina ó puede ser reemplazada por

8	partes en peso de oxígeno.
16	» » » de azufre.
35,5	» » » de cloro.
28	» » » de hierro.

Pues bien, en cualquiera combinación que formen el oxígeno, el azufre, el cloro y el hierro entre sí ó con otros cuerpos, lo harán en cantidades ponderales, representadas respectivamente por los números 8, 16, 35,5, 28, ó por múltiples sencillos de estos números. Estos números que representan las cantidades en peso proporcionalmente, á las cuales se combinan entre sí los cuerpos ó se reemplazan mutuamente en las combinaciones, han recibido el nombre de números proporcionales ó equivalentes químicos.

Ley de los volúmenes ó de Gay-Lussac.—Existe una

relación muy sencilla entre los volúmenes de los gases ó de los vapores que se combinan; la suma de estos volúmenes y el volumen del cuerpo restante, si es gaseoso ó puede reducirse á vapor.

Los volúmenes de dos cuerpos en estado gaseoso, que se combinan, guardan entre sí relaciones muy sencillas, pudiendo ser expresadas por números enteros de pocas unidades; también existe una relación sencilla entre la suma de aquellos volúmenes y el volumen del cuerpo resultante, cuando es gaseoso, observándose que éste es igual ó menor que dicha suma.

1 volumen de cloro con 1 volumen de hidrógeno, forman 2 volúmenes de ácido clorhídrico.

1 volumen de oxígeno con 2 de hidrógeno, forman 2 volúmenes de agua en vapor.

1 volumen de nitrógeno con 3 volúmenes de hidrógeno, forman 2 de amoniaco.

En el ejemplo primero, el volumen del cuerpo resultante (ácido clorhídrico), es igual á la suma de los volúmenes que han entrado en la combinación, y se dice que ésta se ha verificado sin contracción; en el segundo, la suma de los volúmenes es 3, y el volumen resultante (agua en vapor), es 2, habiendo una contracción de $\frac{1}{3}$; en el tercero (amoniaco), la contracción ha sido de un $\frac{1}{2}$.

Para formar la tabla de los equivalentes, se toma un cuerpo cualquiera como tipo, dando un valor arbitrario á su equivalente y refiriendo á éste el de todos los demás; los cuerpos que se han tomado como tipo, han sido el hidrógeno, á cuyo equivalente se le da el valor de 1 y el oxígeno que se le dá el valor de 100; en la papeleta segunda está la tabla de los equivalentes.

Signos y fórmulas químicas.

El equivalente de una substancia simple se da á conocer por el símbolo químico que se emplea para indicarla.

Tabla papeleta 2.^a.—Cuando se quiere expresar más de un equivalente, se pone por coeficiente ó por exponente el número de equivalentes, como 3Fe ó Fe^3 , que son tres equivalentes de hierro; en química el exponente no indica lo mismo que en matemáticas, aquí indica una suma lo mismo que el coeficiente.

El equivalente de un cuerpo compuesto, formado por simples, se forma uniendo los símbolos químicos de sus elementos HO, hidrógeno y oxígeno que forman agua; SO^3 , un equivalente de azufre, y tres de oxígeno, forman el ácido sulfúrico.

En el equivalente de una sal neutra, se pone primero la base y después el ácido, separados por una coma el sulfato de zinc. ZnO, SO^3 ; si fuese una sal ácida ó básica, se antepone al ácido ó á la base el coeficiente necesario para que indique el número de sus equivalentes; bisulfato de potasa $\text{KO}, 2\text{SO}^3$; sulfato bibásico de potasa $2\text{KO}, \text{SO}^3$; si hubiese en una fórmula más de un equivalente de una sal, se pone dentro de un paréntesis y un exponente que indique los equivalentes que se tienen $(\text{KO}, \text{SO}^3)^2$ indica 2 equivalentes de sulfato de potasa.

Por medio de la formulación química se pueden presentar de una manera fácil y abreviada todas las reacciones químicas, poniendo los productos en forma de ecuación. En el primer miembro se escriben los símbo-

los que representan las sustancias que reaccionan separadas por el signo + y en el segundo, después del signo = se escriben los signos de los nombres de las sustancias producidas, que son los mismos que constituyen el primer miembro, pero dispuestos en orden diferente.

La ecuación se llama literal si solo expresa una reacción por medio de signos, y se denomina ponderal cuando expresa el número de equivalentes de las diferentes sustancias que entran en reacción. La ecuación será *literal* y *ponderal* á la vez, si debajo de la literal se escribe la ponderal; por ejemplo: la reacción que tiene lugar cuando se pone el zinc en contacto del ácido sulfúrico y el agua; este cuerpo se descompone, el oxígeno se une al zinc, y el óxido de zinc formado al ácido sulfúrico, desprendiéndose el hidrógeno; la reacción se expresa por la siguiente igualdad:

Zinc.	Acido sulfúrico.	Agua.	Sulfato de zinc.	Hidrógeno.
Zn	+ SO ₃	+ HO	= ZnO,SO	+ HO
406,50	+ 500	+ 112,50	= 1.006,50	+ 12,50

Cobre.

Cobre. Fórmula. Cu. Equivalente 31,5.

Historia. Es conocido desde la más remota antigüedad. Los latinos le dieron el nombre de *cuprum*, probablemente, porque se le extraía de la Isla de Chipre, y los alquimistas le denominaron *Venus*, nombre que aún conservan algunas de sus preparaciones, como los cristales de Venus, que es el acetato de cobre.

Estado de la naturaleza.—Le presenta de muchas maneras; pero las principales son las siguientes:

1.º El cobre nativo, que se presenta cristalizado en ortaedros ó cubos, y se encuentra más comúnmente en dentritas ó en hilos reunidos de varios modos y también en láminas de diverso grueso; lustre metálico y color rojo, más ó menos empañado en la superficie; se encuentra en España en Riotinto, Linares y Colmenar Viejo; en Bolivia (América) y en las orillas del lago Luperco en los Estados Unidos.

2.ª *La Chalkopirita*.—Es un sulfuro doble de cobre y hierro, se llama también *pirita de cobre y cobre amarillo*, diferente de la Fillipzita, que también es un sulfuro doble de cobre y hierro, cristaliza en cubos y tetraedros, tener estructura compacta con lustre metálico, de color amarillo más ó menos claro y no dar chispas con el eslabón.

Se encuentra muy abundante en Inglaterra, Méjico y Chile, y en España en Linares y Río-Tinto, principalmente en este último.

3.ª *La Fillipzita* tiene un color pardo rojizo con reflejos violados y lustre metálico, y da mayor cantidad de cobre que la Chalkopirita.

4.ª El *Cobre gris*, que tiene diferentes nombres, y que son unos sulfuros complicados de Cobre, Plata, Antimonio, Plomo, Hierro, y algunas veces Arsenico.

5.ª *La Chalkosina*, que es un sulfuro de cobre muy interesante por la gran cantidad de metal que produce su beneficio, cristaliza en el sistema romboédrico, se presenta bajo la forma de espigas de color gris de acero. En España se encuentra bastante abundante en Río-Tinto, y da un 80 por 100 de cobre, se encuentra en los mismos puntos que las anteriores.

6.^a Dos óxidos que se llaman Ziguelina y Melacónisa, poco importantes.

7.^a La *Malaquita* es un carbonato de cobre, y se llama también cobre verde y cenizas verdes; cristaliza pocas veces; estructura fibrosa, compacta ó térrea, se encuentra en España en Linares y Río-Tinto, y además en el Perú, Chile y montes Urales.

8.^a La *Azurita*, que es otro carbonato de cobre, llamado también cobre azul y azul de montaña, se diferencia del anterior en cristalizar en prismas romboidales, tener color azul, y tener algunas veces la estructura compacta *pedra de Armenia*, y cuando la tiene térrea se llaman cenizas azules; se encuentra en los mismos puntos que la Malaquita.

9.^o La Cyanosa ó caparrosa azul que es un sulfato de cobre hidratado.

Casi todos los vegetales contienen cobre aunque en cantidades muy pequeñas; en la economía animal existen también compuestos de cobre que penetran en ella con los alimentos; se le halla en la sangre, en la leche, en el hígado, en la bilis y en los cálculos biliares del hombre.

Propiedades físicas.—Ya hemos visto en sus diferentes especies como cristaliza; su color es rojo característico, cuando se le frota desprende un olor particular que como su sabor es desagradable.

Tiene por densidad 8,95; es muy tenaz, muy ductil y muy maleable, pudiendo extenderse en láminas tan delgadas, que dan paso á rayos luminosos verdes; es muy buen conductor del calor y de la electricidad; se funde á 1.200° y á mayor temperatura se volatiliza, aunque en tan pequeña cantidad, que puede conside-

rarse como metal fijo, su vapor comunica á la llama un color verde. Su tenacidad sigue á la del hierro.

Propiedades físicas.—El oxígeno y el aire seco no ejercen acción sensible sobre el cobre á la temperatura ordinaria; pero se altera con prontitud si están húmedos, recubriéndose de una materia verde formada por el carbonato de cobre, que impropiamente puede llamarse *cardenillo*. Calentado hasta el rojo en presencia del aire, se une rápidamente al oxígeno y se cubre de una costra rojiza de sub-óxido, que pasa á protóxido si se prolonga la acción del calor. El cobre, uniéndose al oxígeno, forma cuatro compuestos: un protóxido $\text{Cu}^{\circ}\text{O}$, un bióxido CuO , otro CuO° y un ácido cúprico CuO° ; los dos primeros son básicos, y el tercero es indiferente; el cuarto es muy poco estable.

La presencia de un ácido (vinagre, cuerpo graso) capaz de formar con el óxido de cobre una sal soluble, acelera mucho la oxidación, y de aquí es el peligro de conservar alimentos en vasijas de cobre, formándose una sal venenosa, y para evitarle, se estafían los utensilios de cobre.

Puede arder en una atmósfera de cloro, formando el cloruro correspondiente, y también se combina directamente con el bromo y el yodo.

Los metaloides, hecha excepción del hidrógeno, del nitrógeno y del carbono, se combinan directamente con el cobre.

El amoniaco determina la oxidación del cobre al contacto del aire, en cuyo caso se forman óxido de cobre y nitrato de amoniaco, que con el exceso amoniacal, constituyen un licor azul (reactivo de Schweizez) capaz de disolver la celulosa (algodón, hilas, etc.)

El ácido sulfúrico diluído no ataca al cobre en frío ni en caliente; el ácido concentrado obra en este último caso, produciendo ácido sulfuroso y sulfato de cobre.

El ácido nítrico aun diluído en mucha agua ataca el cobre en frío; el ácido clorhídrico no le ataca sino á la temperatura de ebullición.

A. Extracción.—La metalurgia del cobre es diferente, según sea la naturaleza del mineral que se beneficia; si es un óxido ó un carbonato, se reducen por el carbón para obtener el metal; pero si, como generalmente sucede, son las piritas de cobre (sulfuros de cobre y hierro) de las que se ha de extraer, los procedimientos son más complicados, puesto que es preciso separar del cobre el azufre, el arsénico y el hierro.

Esta separación está fundada en las reacciones siguientes: sometiendo á la tostación el mineral, se desprende una parte de su azufre en estado de gas sulfuroso y el arsénico y antimonio en estado de ácidos arsenioso y antimonioso volátiles, y los metales se oxidan y sulfatan también en parte, quedando estos óxidos y sulfatos mezclados con el mineral no oxidado. El producto de la tostación se funde con carbón y sílice; el carbón reduce al óxido de cobre, y este metal reacciona sobre el sulfuro de hierro que aún queda, formándose sulfuro de cobre y óxido de hierro, que se une á la sílice para formar silicato de hierro, que constituye parte de las escorias muy flúidas que se producen, debajo de las cuales queda un subsulfuro llamado *mata* fusible, más denso que la escoria, por lo que es fácil separarle de ésta. Se somete la mata de cobre nuevamente á la tostación y á la fusión con substan-

cias silicias para ir eliminando azufre y hierro, y repetidas estas operaciones ocho ó diez veces, se obtiene una mata formada por 90 á 94 por 100 de cobre, unido á algo de plomo, de azufre, de hierro, etc., que recibe el nombre de cobre gris ó negro.

Aplicaciones.—En Química se emplea en la análisis orgánica; en la industria y las artes sirve para construir un gran número de objetos y utensilios, formados, ya de cobre sólo, ya de alguna de sus aleaciones.

Aleaciones.

Las principales aleaciones las forma el cobre con el zinc y con el estaño; las primeras forman el latón, y las segundas el bronce.

Los latones se aproximan más al color del oro, cuanto más cobre contienen; son maleables y dúctiles en frío; sirviendo para hacer utensilios de casa é instrumentos de Física; se emplean en la fabricación de botones, alfileres, alambres, joyas falsas (similar), candeleros, guarniciones de lámparas ó muebles.

El melchor (latón) sirve para la fabricación de las cubiertas, cubiletes, teteras y guarniciones de cuchillos y pistolas; empléase en los guarneses y espuelas, y desde algunos años se utiliza en las máquinas de relojes por su gran dureza y su tenue alteración en el aire.

Los bronces se usan en la fabricación de cañones, estatuas, campanas, timbres, platillos, tantanes, medallas y monedas de cobre.

También se alea con el oro y la plata para moneda, vajillas y joyerías.

Proporciones de las aleaciones.

Con el oro.—Moneda: 900 Au. 100 Cu.

Vajillas y medallas: 75 á 92 Au., 25 á 8 Cu.

Joyería: 75 Au. 25 Cu.

Con la plata.—Moneda de 5 pesetas: 90 de Ag y 10 de Cu.

Idem de menos de 5 pesetas: 83,5 de Ag y 16,5 de Cu.

Vajillas y medallas: 95 de Ag y 5 de Cu.

Joyería: 80 de Ag y 20 de Cu.

Latones.—Latón: 67 de Cu y 33 de Zn.

Similar: 90 de Cu y 10 de Zn.

Melchor ó metal blanco: 50 de Cu, 25 de Zn y 25 de níquel.

De tornero: 65 de Cu, 31 de Zn, 1 de estaño y 3 de plomo.

Bronces.—Moneda: 95 de Cu, 4 de estaño y 1 de Zn.

De cañones: 90,9 de Cu y 9,1 de Sn.

De tímboles: 80 de Cu y 20 de Sn.

De campanas: 78 de Cu y 22 de Sn.

Para espejos telescópicos: 67 de Cu y 33 de Sn.

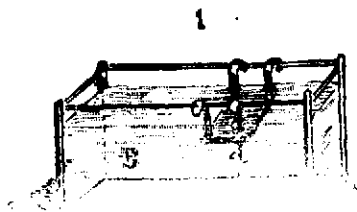
Bronce de aluminio: 90 á 95 de Cu, 10 á 5 de aluminio.

PAPELETA 4.^a

Cuba hidroneumática.—Caracteres físicos y organolépticos.—Oxígeno.

Cuba hidroneumática.

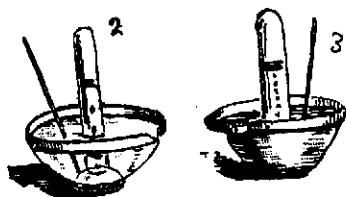
Es un aparato fundado en la impenetrabilidad de los líquidos con los gases. Consiste, como lo indica la figura 1, en una capacidad *B* llena de agua, que general-



mente es una especie de baño de madera, de cristal ó de cobre. A una pulgada de su borde superior se halla colocada una tabla ó puente *d*, que es como la cuarta parte de su superficie total, la cual tiene una cortadura en uno de sus lados, destinada á dar paso á los tubos que conducen los gases, y en medio de ella hay un orificio sobre el cual se colocan las campanas llenas de agua que deben recibirlos. En la superficie inferior de

dicha tabla, y debajo del orificio, hay una concavidad á manera de embudo que facilita la dirección de los gases.

Se suele reemplazar el baño que se acaba de describir por un lebrillo ó cristizador de porcelana ó de cristal, como representan las figuras 2 y 3, y en vez de



puente se emplea una cápsula de barro invertida, figura 4, que tiene una abertura central a y otra lateral b para dar paso á la extremidad del tubo t , por donde se desprenden los gases.



Cuando los gases que se trata de recoger en las campanas son solubles en el agua, se emplea el mercurio y la cuba recibe en este caso el nombre de *hidrargiro-neumática* ó *baño de mercurio*, cuyo baño generalmente es de mármol ó porcelana.

Caracteres físicos.

Los caracteres físicos se fundan en una propiedad para cuyo examen no se necesita alterar la naturaleza del ser, entre los cuales consideraremos la forma, es-

estructura, fractura, refracción sencilla y doble, lustre, color, fosforescencia, elasticidad, ductilidad, dureza, tenacidad, peso específico, electricidad, magnetismo, delicuescencia, eflorescencia y apegamiento.

Forma.—Es el modo de terminar las superficies de un cuerpo, y son *indeterminadas* cuando no tienen semejanza con cuerpo alguno, *determinadas* cuando se parecen á cuerpos conocidos, *regulares* las que constan de planos y ángulos, y *heterogéneas* las tomadas de cuerpos orgánicos. Las formas regulares ó geométricas reciben el nombre de cristales.

Estructura.—Designa la forma interior de los cuerpos. Se divide en *regular é irregular*. La regular se presenta al romper algunos cristales, pues cada fragmento es también un pequeño cristal, lo cual se observa en la sal común, cuyos fragmentos presentan la forma cúbica. La irregular se presenta en aquellos cuerpos que, partidos, nos dan siempre fragmentos de forma variable, y generalmente se la conoce con el nombre de textura.

La estructura irregular puede presentarse de varios modos: *escamosa*, la compuesta de pequeñas hojuelas colocadas en distintas direcciones; *granosa*, la que consta de granos, ya gruesos, ya finos; *dendrítica*, la que presenta bastante semejanza con forma de vegetales; *fibrosa*, la resultante de la agregación de cristales más ó menos delgados unidos por sus planos laterales; *hojosa ó apizarrada*, la constituida por láminas colocadas unas sobre otras; y por último, *compacta*, la que presenta minerales sumamente coherentes y sólidos.

Fractura.—Designa ciertas modificaciones de la estructura compacta, y recibe los nombres siguientes:

concheada ó concoidea cuando presentan los fragmentos impresiones convexas y cóncavas, análogas á las del interior de algunas conchas; *astillosa*, cuando presenta un número mayor ó menor de fragmentos fáciles de separar, y *plana*, cuando presenta una superficie muy unida; algunos añaden las llamadas *vítrea*, *térrea*, *cérea*, etc.

B. Refracción sencilla y doble.—La refracción es una desviación que experimentan los rayos luminosos cuando pasan oblicuamente de un medio á otro, como por ejemplo, del aire al agua ó de aquélla á cualquier otro medio; se dice oblicuamente, porque si el rayo luminoso es perpendicular á la superficie que separa los dos medios, no se desvía y continúa propagándose en línea recta.

Si representamos por SO el rayo incidente (figura 5), el refractado será el OH, que es la dirección que acepta la luz en el segundo medio, y los ángulos SOA y HOB que forman estos rayos con la recta AB, normal á la superficie que separa los dos medios, se denominan, el uno *ángulo de incidencia*, y el otro *ángulo de refracción*.

Cuando el rayo luminoso, sencillo en la incidencia, continúa siéndolo después de la refracción, esta es *sencilla*; pero si el rayo incidente origina dos rayos refractados, es *doble* refracción.

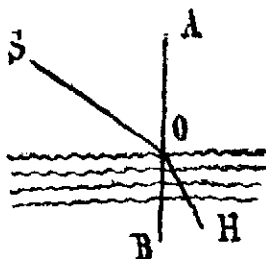
Lustre.—Es la impresión que producen en nuestra vista los rayos de luz reflejados por un cuerpo; los que tienen esta propiedad se llaman *lustrosos*, los que no la tienen se llaman *mats*.

El lustre puede ser *vítreo*, *sedoso*, *céreo*, *craso*, *resinoso*, *adamantino*, *metálico* y *metalóideo*.

Color.—Resulta de la descomposición que experimenta la luz al llegar á la superficie de los cuerpos. Pueden ser éstos incoloros y de colores variados.

Los incoloros son *transparentes* cuando dejan paso á la luz, dejando percibir los objetos; *traslucientes*, cuando

Fig. 5.^a



do pasa la luz sin distinguir los objetos, y *opacos* cuando no dejan pasar la luz.

Los colores se dividen en propios y accidentales; los primeros proceden de la naturaleza del cuerpo, como en el azufre, y los segundos proceden de mezclas ó combinaciones químicas.

Fosforescencia.—Es la propiedad que tienen algunos cuerpos de arrojar ráfagas de luz en la oscuridad.

B. *Elasticidad.*—La propiedad que tienen algunos cuerpos á volver instantáneamente á su primitiva posesión cuando desaparece la causa ó fuerza que le alteró. Se divide en elasticidad de presión, de torsión, de tracción y de flexión; sólo la primera es propiedad general de los cuerpos, y las otras pertenecen sólo á los sólidos.

Ductilidad.—La propiedad que tienen algunos minerales de extenderse en hilos más ó menos largos. Los metales que tienen esta propiedad se llaman *dúctiles*, y los que no la tienen se llaman *agrios*.

Dureza.—La mayor ó menor resistencia que los cuerpos presentan á ser rayados por otros.

La escala de dureza es: 1.º, talco; 2.º, yeso; 3.º, caliza; 4.º, espato fluor; 5.º, fosforita; 6.º, feldspato; 7.º, cuarzo; 8.º, topacio; 9.º, zafiro; 10.º, diamante.

Tenacidad.—La resistencia que oponen los cuerpos á ser rotos por la percusión; la propiedad opuesta se llama *fragilidad*. Los cuerpos más solubles son los menos tenaces.

B. *Peso específico*.—Se llama peso específico de un cuerpo, la relación del peso relativo de un volumen cualquiera de este cuerpo, á la temperatura de 0º, con el de volumen igual de agua destilada, cuya temperatura sea de 4º sobre 0.

B. *Electricidad*.—Es un agente físico de gran potencia, cuya presencia se manifiesta por medio de atracciones y repulsiones, por apariencias luminosas, por violentas conmociones, por descomposiciones químicas y por otros muchos fenómenos. Las causas que desarrollan la electricidad son el frotamiento, la presión, las acciones químicas, el calor, el magnetismo y la misma electricidad.

B. *Magnetismo*.—Es la propiedad que tienen algunos cuerpos de atraer al hierro y algunos otros metales, como son el níquel, cobalto, cromo y manganeso.

Delicuescencia.—La propiedad que tienen algunos cuerpos de absorber el agua de la atmósfera y disolverse poco á poco en ella, como la sal común.

C. *Florescencia*.—Es la propiedad que tienen algunos cuerpos de perder el agua de cristalización y reducirse á polvo, como el carbonato de sosa.

Apegamiento á la lengua.—Esta propiedad se obser-

va principalmente en las arcillas, en las que siempre que hacemos una separación sobre su superficie, tiende á apoderarse del agua en vapor que sale de los pulmones, y se adhieren á la lengua ó á los labios con bastante fuerza si á ellos se aproximan.

Caracteres organolepticos.

Son aquellos que están fundados en las compresiones que producen sobre nuestro organismo y las principales que consideraremos con *crasitud*, *olor* y *sabor*.

Crasitud.—Es la propiedad que tienen algunos cuerpos de causar en nuestro tacto una impresión análoga á la de un cuerpo que se hallase untado de grasa ó jabón en su superficie. Presentan principalmente desarrollada esta propiedad los cuerpos en cuya composición entra gran cantidad de magnesia, como el jabón de saastre. Esta propiedad se presenta en los cuerpos cuya coherencia entre sus moléculas, es debil y se les llama *delezna-bles*, y los que no tienen esta propiedad se llaman *áridos*.

Olor.—Es la sensación resultante de la impresión que en el sentido del olfato producen los cuerpos en razón á las partículas que de ellos se desprenden, y se dividen en propios y accidentales.

Sabor.—Es la sensación resultante de la impresión que en el órgano del gusto producen los cuerpos á causa de su mayor ó menor solubilidad.

El sabor de los cuerpos no se puede determinar sino por comparación; así, sabor *estíptico* ó *astrigente* el de la *caparrosa verde*; *salado*, el de la sal común; *acre* ó *cáustico* el del *carbonato de sosa*; *fresco* el del *nitro*; *amargo* el de la *sal de higuera* y *jabonoso* el del *bórax*.

Caracteres químicos.—Los que se fundan en una propiedad para cuyo exámen se necesita alterar la naturaleza del ser, como la oxidación.

Caracteres geológicos.—Le toman de la consideración del terreno en que se encuentra el mineral, de las sustancias que le acompañan en este terreno y de su origen probable.

Entre los caracteres físicos se pueden considerar, la fusión, la vaporización (dividida en evaporación y ebullición), volatilización, solidificación y licuación.

Oxígeno.

Fórmula.—O.

Equivalente.—100 (O) 8 (H).

Historia.—Sospechada su existencia en los siglos XV, XVI y XVII, su descubrimiento tuvo lugar en 1.º de Agosto de 1774 por Priestley, en Inglaterra, descomponiendo con una lente convergente el bióxido de mercurio colocado debajo de una campana. Poco tiempo después, Scheele en Suecia y Lavoisier en Francia obtuvieron este mismo cuerpo. Este gas ha sido conocido bajo diferentes nombres: *aire deflogisticado*, *aire vital*, *aire eminentemente respirable*, *aire puro*, *aire del fuego*. Los autores de la nomenclatura le dieron el de *oxígeno*, de dos palabras griegas, que quiere decir *engendro ácidos*.

Estado en la naturaleza.—Es el más extendido en la naturaleza. Existe mezclado con el nitrógeno en el aire, del cual forma la quinta parte próximamente. Es uno de los elementos del agua, de muchos minerales y de las más de las sustancias vegetales y animales.

Propiedades físicas.—Es un gas diáfano, considerado como permanente hasta que lograron liquidarle en 1827, Caillelet sometiéndole á 300 atmósferas de presión y -29° de temperatura, condensándose en forma de niebla, y Pictet á 470 atmósferas y -130° le condensó en un líquido que sale del aparato en forma de filetes, teniendo el aspecto de un penacho blanco y brillante rodeado de una aureola azulada; se conserva líquido á 22,5 atmósferas y -136° .

El oxígeno no tiene olor ni sabor; su densidad es 1,1056; un litro pesa á 0° 18° , $293 \times 1,1056 = 18^{\circ}$, 430.

Es poco soluble en el agua, que á 0° no disuelve más que 41 milésimas de volumen, y á 20° nada más que 28.

Es el más magnético de todos los gases.

El calor y la luz no le alteran, y la electricidad le transforma en ozono.

Propiedades químicas.—Es el cuerpo más electro negativo que se conoce y el elemento comburente y oxidante por excelencia; en él arden los cuerpos combustibles con mucha más intensidad que en el aire; este hecho puede demostrarse por gran número de experimentos: introduciendo en una probeta llena de oxígeno una cerilla encendida, arde con más brillo que en el aire, é introduciéndola con un solo punto en ignición se enciende de nuevo; si dentro de un frasco de vidrio lleno de oxígeno se suspende un trozo de fósforo en combustión, arde con una llama tan intensa, que la vista no puede resistir y se produce ácido fosfórico anhidro, y lo mismo le pasa al azufre, carbono y otros metaloides.

También arden en el oxígeno algunos metales, como el potasio, el sodio, el hierro, etc., produciéndose los óxidos metálicos correspondientes; basta suspender en

el interior de un frasco ó de una campana llena de oxígeno y colocada sobre un plato con agua, una espiral de alambre ó de lámina de hierro (como un muelle de reloj) que lleve en su extremo inferior un trozo de yesca en combustión, para que ésta se comunique al hierro, que arde con una luz muy viva, desprendiendo en todas direcciones fragmentos incandescentes del óxido ferros-férrico que se forma.

El oxígeno y el hidrógeno no se combinan á la temperatura ordinaria, sino en presencia, por ejemplo, de la esponja de platino. Á 500° y la electricidad produce la combinaci3n de los dos gases con detonaci3n, por lo que á la mezcla de dos soluciones de hidrógeno y una de oxígeno se llama mezcla detonante.

El oxígeno no se combina directamente con los cuerpos hal3genos y con el fluor ni indirectamente.

A. *Combustión*.—Se da el nombre de combustión al acto de unirse los cuerpos combustibles con el oxígeno, que se efectúa con desarrollo de calor y luz; aunque algunas veces no entra el oxígeno en las combustiones. Las combustiones son *rápidas*, si el calor se desarrolla en un tiempo, y espacio limitados, poniéndose incandescentes los cuerpos que en ellas intervienen, y *lentas* si la unióndel cuerpo combustible con el oxígeno, se verifica poco á poco de tal manera, que aparentemente no se produce calor porque éste se difunde á medida que se va produciendo y no hay en ellas desarrollo de luz.

Acci3n del oxígeno sobre la vida animal.—Es el elemento necesario para la respiraci3n de los seres animales; pero es preciso para que se verifique ésta, que esté mezclado con otro gas inerte, como el nitr3geno; si se introduce un animal en una atm3sfera de oxígeno puro,

perece abrasado, porque su acción es demasiado enérgica. En respiración, el resultado inmediato es la *hematosis*, ó sea la transformación de la sangre *venosa* en sangre *arterial*.

Acción del oxígeno sobre la vida vegetal.—Sobre los vegetales, el oxígeno obra directamente como principio nutritivo; favorece su crecimiento, uniéndose á los demás principios que los acompañan, y no solamente se halla en los jugos que las plantas absorben por las raíces, sino también en los fluidos que toman de la atmósfera. La respiración vegetal es distinta según los tejidos de las plantas donde se efectúe sean verdes ó tengan otro color cualquiera, estén ó no en contacto con la luz; las partes coloreadas durante el día y la noche, absorben el oxígeno y exhalan ácido carbónico, y los tejidos verdes funcionan durante el día, descomponiendo el ácido carbónico, exhalando el oxígeno y apropiándose el carbono, y estos tejidos durante la noche absorben el oxígeno y desprenden ácido carbónico.

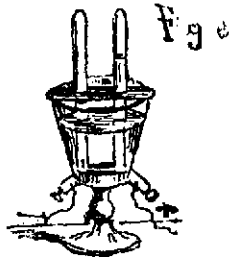
Obtención del oxígeno.—Hay varios procedimientos.

1.º Por el voltámetro. (*Fig. 6.ª*) Se emplea un vaso ó copa de vidrio, cuyo fondo está atravesado por dos alambres de platino que se elevan algunos centímetros en el interior del vaso; en éste se echa agua ligeramente acidulada y se coloca sobre cada hilo una campanita de cristal graduada llena de agua.

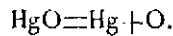
Haciendo comunicar los réforos de una pila con los hilos de platino, principia la descomposición, apareciendo numerosas burbujitas de gas que se desprenden de los hilos y se elevan en las campanas.

El gas hidrógeno se recoge en la campana que corresponde al hilo negativo y el oxígeno en la que cubre el

hilo positivo, siendo el volumen del primer gas doble del volumen del segundo.



2.^o *Por el óxido de mercurio.* — Hay algunos óxidos metálicos que se descomponen completamente por el calor, quedando libres el metal y el oxígeno, prefiriéndose el de mercurio, y la reacción es la siguiente:

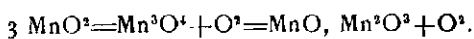


Pero este procedimiento es caro y da poca cantidad de oxígeno.

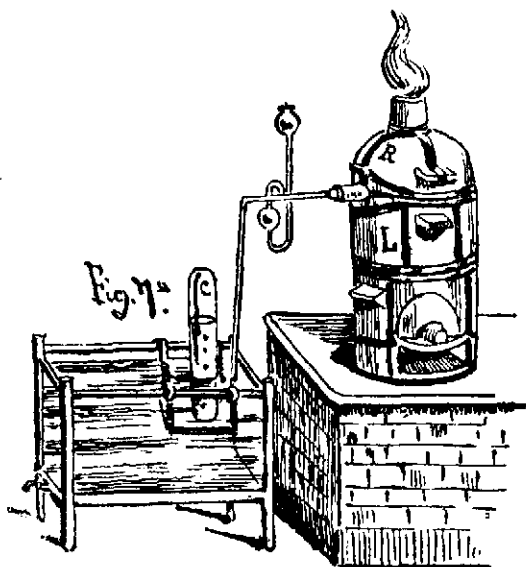
3.^o *Por el bióxido ó peróxido de manganeso.* — El bióxido reducido á polvo se introduce en un retorta de barro, que se llena en sus dos terceras partes (*Fig. 7.^o*) y se coloca en un hornillo de reverbero; el cuello de la retorta está cerrado con un tapón de corcho que atraviesa un tubo encorvado (tubo abductor), que sirve para llevar el gas á una probeta situada en la tablilla de una cuba hidroneumática. Entonces se ponen sobre la rejilla algunos carbones incandescentes y se acaba de llenar el hornillo con carbones negros que, encendiéndose poco á poco, calientan lentamente la retorta. Al elevarse la temperatura, se dilata y sale en parte el aire de la retorta en forma de burbujas á través del agua de la cuba. La descomposición del bióxido sólo comienza cuando es

llevada hasta el rojo la retorta; se deja perder el primer litro de gas, que, además del aire de ésta, contiene una cantidad bastante grande de ácido carbónico, y no se recoge el oxígeno sino cuando es bastante puro para que arda una luz poco encendida.

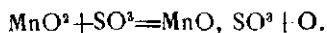
En esta descomposición abandona el tercio de su oxígeno, y la reacción se expresa de la siguiente manera:



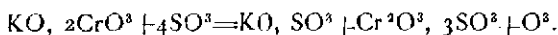
Para retener el ácido carbónico que sale con el oxígeno, se le hace pasar por un frasco lavador que contenga potasa.



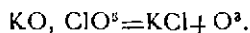
4.º Se puede hacer por el procedimiento anterior; pero haciendo obrar sobre el bióxido de manganeso, además del calor, el ácido sulfúrico, dando entonces la mitad del oxígeno, y la reacción sería:



5.º En los procedimientos anteriores se puede reemplazar el peróxido de manganeso por ciertas sales, cuyo ácido, perdiendo una parte de oxígeno, forme un compuesto más estable, capaz de unirse al ácido sulfúrico; puede hacerse uso del bicromato de potasa, y la reacción sería:



6.º El procedimiento por el que se obtiene todo el oxígeno, es por el clorato de potasa; éste, sometido á la acción del calor, pierde todo su oxígeno, transformándose en cloruro de potasa;



Si se emplea el clorato de potasa solo, una parte del oxígeno que se desprende se une al clorato no descompuesto aún y le transforma en perclorato, que necesita después una temperatura más elevada para descomponerse á su vez y dejar libre todo el oxígeno.

Se evita la formación del perclorato mezclando el clorato con ciertos óxidos metálicos que impide que se funda y se oxide; de los varios óxidos que se pueden emplear, se prefiere el bióxido de manganeso, adicionando de 2 á 5 por 100 del peso del clorato.

Aplicaciones.— El oxígeno tiene numerosas aplicaciones: en Química se le emplea con frecuencia para oxidar muchas sustancias inorgánicas y orgánicas; en Medicina, en inhalaciones como agente terapéutico; muchas industrias emplean el oxígeno del aire ó el oxígeno más ó menos puro para preparar ó modificar ciertos productos.

PAPELETA 5.^a

Azoe. — Aire atmosférico. — Mercurio.

Azoe ó nitrógeno.

Fórmulas. — Az y N.

Equivalente. — 175 (O) 14 (H).

Historia. — Se le confundió con el ácido carbónico hasta 1772 en que Rutherford le distinguió de aquél, recibiendo el nombre de *gas mefítico* porque no servía para la respiración; los autores de la nomenclatura le denominaron *ázoe*, que quiere decir que no sirve para la vida.

Chaptal propuso el de nitrógeno (engendrador del nitro), el cual fué adoptado.

Estado en la naturaleza. — El nitrógeno es muy abundante en la naturaleza; mezclado con el oxígeno constituye las cuatro quintas partes del aire atmosférico; en el estado de combinación se le encuentra en gran número de sustaneias de origen vegetal; en casi todas las sustancias animales, en el ácido nítrico y en el nitrato de potasa (nitro ó salitre).

Propiedades físicas. — Gas considerado como permanente, hasta que Cailletet logró liquidarle en 1877, bajo la forma de gotitas, por la expansión repentina del gas

comprimido á 200 atmósferas; si en estas condiciones se le enfría por una corriente de oxígeno líquido, se consigue solidificarle en copos cristalinos.

No tiene color, olor ni sabor; su densidad es 0,791. El agua disuelve á la temperatura ordinaria $\frac{1}{40}$ del volumen de este gas; es más soluble en el alcohol. El nitrógeno líquido tiene por densidad 0,455; hierve á -193° y el sólido se funde á -203° .

Propiedades químicas.—El nitrógeno apaga los cuerpos en combustión, lo que le confundió con el ácido carbónico; pero se le distingue en que no enturbia el agua de cal; no sirve tampoco para la respiración; los animales que se sumergen en una atmósfera de nitrógeno parecen asfixiados por falta de oxígeno; no es deletéreo.

No se combina directamente sino con muy pocos cuerpos, siendo notable su combinación con el boro, magnesio, titanio, tántalo y tungsteno.

Con el oxígeno forma varios compuestos que son: *protóxido de nitrógeno* NO; *bióxido de nitrógeno* NO²; *ácido nitroso* NO³; *ácido hiponítrico* NO⁴; *ácido nítrico* NO⁵, y *ácido pernítrico* NO⁶.

Por influjo de una serie de chispas eléctricas se une, ya con el oxígeno para formar ácido hiponítrico, y ya con el hidrógeno para componer el amoniaco. El nitrógeno y el oxígeno del aire se combinan igualmente bajo el influjo de la electricidad atmosférica en presencia del vapor de agua y dan ácido nítrico, el cual se une con el amoniaco; de aquí la existencia del nitrato de amoniaco que contienen con frecuencia las aguas de tormenta.

Preparación ú obtención:

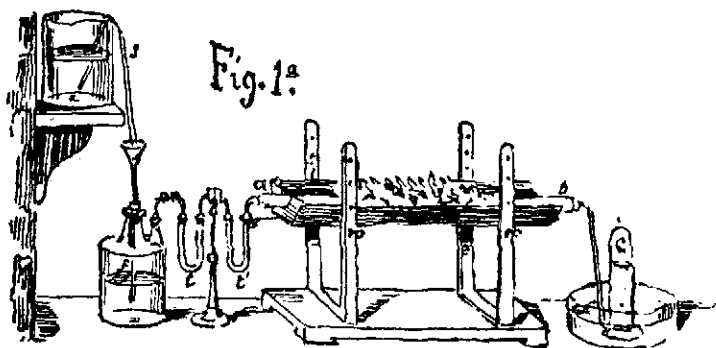
1.º *Absorbiendo el oxígeno del aire.*—Se coloca sobre la superficie del agua de la cuba hidro-neumática un

disco de corcho que mantiene flotante una capsulita de porcelana, la cual contiene un trozo de fósforo; se inflama el fósforo y todo se cubre en seguida con una campana; el fósforo arde á expensas del oxígeno del aire contenido en la campana, pasando al estado de ácido fosfórico que se disuelve en el agua y el nitrógeno queda libre; terminada la combustión del fósforo, y después de enfriado el gas, se observa que el volumen primitivo del aire se ha reducido á los $\frac{4}{5}$ próximamente.

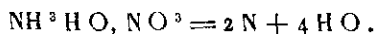
El nitrógeno preparado por este medio no es puro, pues se encuentra mezclado con una corta cantidad de vapores de fósforo y ácido carbónico. Los vapores de fósforo se separan fácilmente haciendo llegar á la vasija donde se halla el gas unas burbujas de gas cloro; este cuerpo se combina con el cloro, y forma un cloruro soluble y el ácido carbónico por medio de la potasa cáustica que absorbe dicho ácido formando también un carbonato soluble.

2.º *Por el cobre.*—Se prepara el nitrógeno muy puro haciendo pasar una corriente de aire por un tubo de vidrio poco fusible *a b* (*Fig. 1.ª*) lleno de torneaduras de cobre y colocado sobre un pequeño hornillo de palastro, estrecho y largo, el cual se halla rodeado de carbones encendidos. Al extremo *b* de este tubo se ajusta otro encorvado para dirigir el gas á la campana *c*, y el extremo opuesto *a* se comunica con un frasco *f* de dos bocas por medio de dos tubos *t* y *t'* en forma de *u*, los cuales contienen fragmentos de piedra pómez, humedecidos los del tubo *t* con una disolución de potasa cáustica y los del tubo *t'* impregnados de ácido sulfúrico concentrado. Haciendo llegar al frasco *f*, que sirve de gasómetro, un pequeño chorro de agua por medio del sifon *s*, el aire

contenido en él marchará al tubo *ab*, pasando primero por el tubo *t*, donde pierde el ácido carbónico (gas que contiene siempre el aire atmosférico, el cual es absorbido por la potasa) y después por el tubo *t*; en el que queda toda la humedad que le acompaña, la cual es absorbida por el ácido sulfúrico. El aire así purificado llega al tubo *ab*, pasando al través del cobre incandescente; este cuerpo se combina con el oxígeno y el nitrógeno marcha á la campana *c*.



3.º *Por el nitrito de amoniaco.*—Este se descompone por medio del calor en agua y nitrógeno. Se calienta en una retorta ó matraz con tubo de desprendimiento para recoger el gas en probetas sobre la cuba hidroneumática.
Reacción.



4.º *Por la acción del cloro sobre el amoniaco.*—Este procedimiento está fundado en la gran afinidad que tiene el cloro para el hidrógeno, en virtud de la cual se apodera de él el amoniaco, dejando el nitrógeno libre; es preciso cuidar de que no haya cloro en exceso, pues de lo contrario puede formarse cloruro de nitrógeno, que

es muy detonante; puede reemplazarse el cloro por los hipocloritos ó los hipobromitos.

Aplicaciones.—El nitrógeno es un cuerpo de pocas aplicaciones en estado libre, y sin embargo, es uno de los elementos químicos más importantes por el papel que desempeña en el aire, siendo el gas en que está diluido el oxígeno para atenuar su acción tan enérgica. Se mide el poder alimenticio de las sustancias vegetales y animales por la cantidad de nitrógeno que contienen, de donde se deduce cuánto interesará el empleo de abonos muy ricos en principios nitrogenados asimilables, en el cultivo de muchos vegetales, y el conseguir que el nitrógeno atmosférico entre á formar parte de compuestos asimilables por las plantas.

Aire atmosférico.

Historia.—Anaxímenes, en el siglo VI antes de la era cristiana, consideró el aire como el principio de todos los cuerpos; un siglo después Heráclito lo consideró como uno de los cuatro elementos; pero su naturaleza química no fué conocida hasta el último tercio del siglo pasado, en que la dieron á conocer los trabajos de Lavoisier; desde que dió á conocer la verdadera composición del aire hasta nuestros días, los trabajos de los químicos que se han ocupado de este cuerpo, han tenido por objeto, ya el perfeccionar los medios de determinar su composición, ya el de fijar la constancia de ésta en cuanto á sus principales componentes, ya, en fin, el de demostrar en él algunos cuerpos que existen en cantidades pequeñas.

Estado en la naturaleza.—Se encuentra el aire formando la atmósfera que envuelve á nuestro globo, en una extensión que se calcula en unos 75 k^m; ocupa los intersticios de los cuerpos á quienes rodea; se halla disuelto en el agua, aunque con una composición algo distinta de la del aire atmosférico.

Propiedades físicas.—Es un gas diáfano, pero no permanente; comprimiendo á 255 atmósferas, cuando está muy seco y sin ácido carbónico se ha liquidado, y aumentando á 3,10 atmósferas se ha solidificado.

Es incoloro, visto en pequeña cantidad, pero de color azulado cuando se mira la atmósfera estando despejada; no tiene olor ni sabor, y cuando se percibe en él alguno, es debido á sustancias extrañas; se toma como unidad para referir á él las densidades de los cuerpos gaseosos; un litro de aire pesa 1,293 gramos á 0° y 760 mm.; se disuelve en el agua, pero siendo más soluble el oxígeno que el nitrógeno, el aire disuelto en ella contiene más cantidad de aquél que el atmosférico.

Propiedades químicas.—Las propiedades químicas del aire son una consecuencia de las que tienen los cuerpos que le forman, y sobre todo de las del oxígeno y nitrógeno. Ahora bien; como el primero de estos dos cuerpos es un elemento muy activo, mientras que el segundo en la mayor parte de los casos hace un papel completamente pasivo, resultará que el aire actuará como el oxígeno, pero muy disminuída su intensidad. En algunas acciones químicas importantes del aire es necesario tener en cuenta la existencia en él del vapor acuoso y del ácido carbónico.

El aire, es un cuerpo comburente por el oxígeno que contiene; en él se verifican casi todas las combustiones

y oxidaciones; al final del aire atmosférico pondremos algunas ideas sobre las combustiones.

El aire es una mezcla.—Se admite que el aire es una mezcla de oxígeno y nitrógeno, y no una combinación de estos dos gases, como han creído algunos químicos, fundándose en que la composición química de este fluido es igual en todos los puntos de la tierra. Varias son las razones que manifiestan que es una mezcla.

1.^a En el estudio de las leyes de las proporciones múltiples, hemos visto que los gases se combinan en proporciones sencillas, y en el aire no se verifica esto.

2.^a Cuando se combinan dos gases, hay siempre desprendimiento de calor y de luz, fenómeno que no se presenta cuando se mezclan el oxígeno y el nitrógeno en las mismas proporciones que existen en el aire, sin embargo de obtener un compuesto idéntico por todos sus caracteres físicos al aire atmosférico.

3.^a La facultad refrigerante del aire es igual á la suma de las facultades refrigerantes de los dos gases que le forman; si estos dos gases estuvieran combinados, la facultad refrigerante del aire sería diferente, puesto que todos los gases compuestos poseen una facultad refrigerante mayor ó menor que la de los elementos que los forman.

4.^a El agua que por algún tiempo se encuentra en contacto del aire, disuelve mayor cantidad de oxígeno que de nitrógeno. Si éstos dos gases estuvieran combinados, se disolverían en el agua en las mismas proporciones en que se hallan formando el aire.

Análisis del aire.—Tiene por objeto determinar cuáles son sus componentes y en qué cantidades entran en él; pueden seguirse varios procedimientos.

Análisis cualitativo.—Tiene por objeto demostrar la

existencia en el aire de los cuerpos que le forman, que son los siguientes:

Oxígeno.—Su existencia la demuestran las combustiones que se efectúan en el aire, de las que resultan compuestos formados por la unión de aquél con los cuerpos que se queman ó con sus elementos; así es que el hidrógeno se transforma en agua, el azufre en ácido sulfúrico D. ozono.

Nitrógeno.—Queda como residuo por la absorción en las combustiones rápidas ó lentas.

Ácido carbónico.—Por medio del agua de barita ó de cal, que se enturbian en contacto del aire, porque se forman los carbonatos de barita ó de cal.

Vapor acuoso.—Por medio de dos cuerpos delicuescentes como el cloruro de calcio, que le absorben para disolverse en él.

Se demuestra también que el aire contiene carburos de hidrógeno, amoniaco y corpúsculos sólidos en suspensión, que son de dos clases, sustancias minerales y sustancias orgánicas.

Análisis cuantitativo.—Su objeto es determinar las cantidades de oxígeno, nitrógeno, ácido carbónico y vapor acuoso que hay en el aire; también pueden determinarse cuantitativamente algunas de las demás sustancias, pero esto es más bien objeto de análisis especiales.

Análisis del aire en volumen.—Hay varios procedimientos.

1.º *Por el fósforo en frío.*—En una probeta graduada que descansa en el agua y contiene 100 centímetros cúbicos de aire, se pasa una larga barra de fósforo húmedo; combinado el oxígeno con el fósforo forma ácido fosforoso que se disuelve en el agua. A una hora poco más

ó menos ya no está rodeado el fósforo de llamas blancas, ni es luminoso en la oscuridad; se le saca, y midiendo el nuevo volumen reducido á la presión inicial, se comprueba que está formado de 79 centímetros cúbicos de ázoe; luego han desaparecido 21 centímetros cúbicos de oxígeno; de esto se infiere que el aire se halla compuesto de 79 de ázoe y 21 de oxígeno.

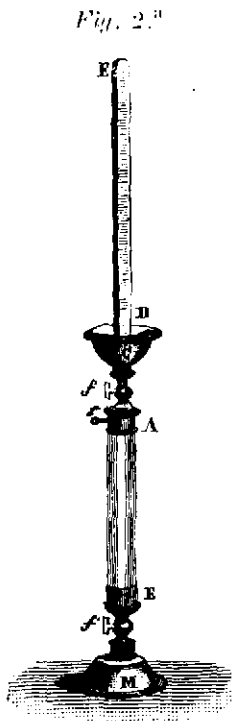
2.^o *Por el fósforo en caliente.*—Se hace del modo siguiente: en una campana curva que contiene un volumen determinado de aire y reposa en el agua, se pasa por medio de un alambre un trocito de fósforo; llegado que es este cuerpo á la parte encorvada, sácase el alambre, y con una lamparilla de alcohol se calienta el fósforo, primero con precaución para evaporar el agua que había llevado consigo, y después rápidamente, de modo que se inflame el vapor fosfórico; entonces se ve adelantarse progresivamente una llama pálida absorbiendo el oxígeno; separa el aire que aún contiene oxígeno del que ya no le encierra, y cuando ha descendido hasta el nivel del agua, está terminado el experimento. Frío ya el aparato, se puede comprobar que está formado el residuo, como en la experiencia anterior, de 79 volúmenes de ázoe por 100 de aire.

3.^o *Por el ácido piro-agállico y la potasa.*—Liebig, fundándose en la propiedad que tiene el ácido-agállico en presencia de la potasa, de absorber el oxígeno del aire, ideó un procedimiento muy práctico. Se coloca en la cuba hidrargiro-neumática una probeta graduada llena de mercurio, en la que se hace entrar un volumen conocido de aire, después un poco de disolución de potasa, y por último, una pequeña cantidad de ácido-agállico; en cuanto éste se pone en contacto con la potasa, co-

mienza la absorción del oxígeno del aire encerrado en la probeta, oscureciéndose el líquido, y el mercurio va ascendiendo en ésta; terminada la absorción, se mide el volumen gaseoso restante, que es el nitrógeno; este procedimiento es bastante rápido.

4.º *Método eudiométrico.* — Los eudiómetros están fundados en la propiedad que tiene el oxígeno del aire de combinarse con el hidrógeno para formar agua; se practica este procedimiento haciendo saltar una chispa eléctrica en una mezcla de volúmenes conocidos de aire é hidrógeno.

Hay diferentes eudiómetros: vamos á describir y analizar solamente el de Gay-Lussac (*Fig. 2.ª*); se compone de un tubo grande de cristal grueso A B, sujeto por sus extremos en armaduras de cobre C D y M, provistas de llaves *f* y *f'*, y terminadas en embudos. El de la armadura inferior sirve de pie al aparato, y la superior la atraviesa un vástago de cobre aislado *t* que termina cerca de la pared metálica inferior. Las dos armaduras están reunidas por una regla de metal dividida que sirve de cuerpo conductor á la electricidad. A este aparato,



que constituye el eudiómetro propiamente dicho, se halla añadido un largo tubo graduador D E, dividido en 200 partes de igual capacidad y terminado inferiormente en una armadura que puede atornillarse en el centro del embudo superior: finalmente, una pro-

beta pequeña ó graduador N, de una cabida igual á 100 divisiones del tubo graduador, sirve para medir los gases que se desea introducir. Tiene una armadura de cobre con corredera ó pasador, en el cual corre una lámina, maciza la mitad de ella, y la otra con una grande abertura de modo que se pueda abrir ó cerrar el graduador cuando se quiera.

Para hacer un análisis, se empieza metiendo el endiómetro verticalmente en el agua, después de haber abierto sus llaves; cuando esté expulsado todo el aire, se cierra debajo del agua la llave de la armadura superior y se levanta el aparato para ponerle sobre el puente de la cuba. Entonces se toma el graduador lleno de aire, tapando su abertura en seguida, después de haberle volcado y sumergido en el agua de modo que salga el exceso de gas, alojado en la guarnición, se le lleva debajo del embudo inferior y se abre; el aire sube en el cudiómetro. Luego de esto, se hace llegar hidrógeno al graduador empleado como una probeta común, y operando con las mismas precauciones se pasa este gas en el cudiómetro; preparado así el experimento, es menester excitar una chispa eléctrica en la mezcla aproximando al vástago aislado el platillo de un electróforo. La combinación del oxígeno ó hidrógeno se produce con calor y luz; después el agua sube y llena el vacío que resulta de la condensación del vapor de agua.

Para medir el volumen del gas restante, se atornilla en el centro del embudo superior el tubo graduado D E, lleno de agua, y después de haber cerrado la llave inferior, se abre la superior; el gas sube en este tubo graduado, en cuyo caso se le destornilla, se le tapa con el pulgar y se le pone en la cuba de agua ó en una ancha pro-

beta de pie, de modo que el nivel sea el mismo en lo interior del tubo y en lo exterior. Así se comprueba que quedan 137 volúmenes de gas, con que han desaparecido 63 para formar agua, y estando formada ésta de 2 volúmenes de hidrógeno, combinados con 1 de oxígeno, debe inferirse que la tercera parte de 63, ó sean 21 volúmenes de oxígeno, se han combinado con 42 de hidrógeno; había, pues, 21 volúmenes de oxígeno, y por tanto, 79 de ázoe, en los 100 volúmenes de aire analizado, que contenían el azoe y el oxígeno en el estado de simple mezcla. De todos modos puede comprobarse directamente la existencia de 79 volúmenes de ázoe; y en efecto, después de la desaparición de 42 volúmenes de hidrógeno, quedan 58 del mismo gas; si se añade, pues, al residuo 29 volúmenes de oxígeno y se excita la chispa, no debe quedar por nuevo residuo más que 79 volúmenes de azoe.

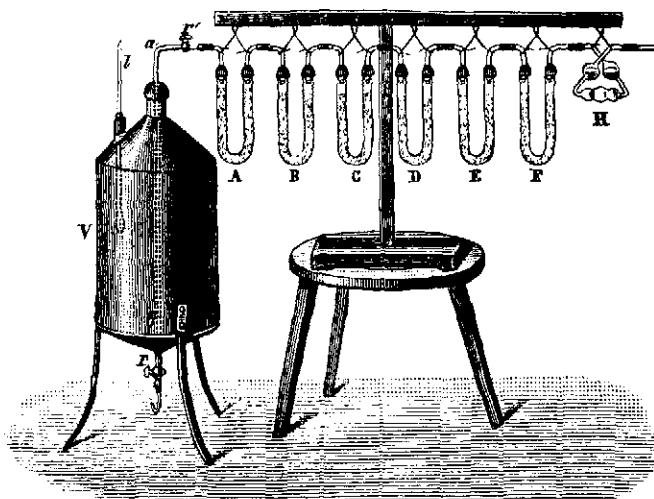
El endiómetro de agua presenta el inconveniente que al momento que se condensa el vapor de agua procedente de la combinación del oxígeno y del hidrógeno, produce súbitamente un vacío, y antes que el agua de la cuba tenga tiempo de llenarle, una parte del aire disuelto en esta agua ha podido desprenderse y aumentar el volumen del residuo, y no puede pensarse en emplear agua hervida, pues no contendría aire, pero podría disolver una parte del gas al introducirla, ocasionando por consecuencia un error en sentido opuesto al que da el agua común: para evitar esto se han ideado otros endiómetros, y los de mercurio son los mejores, no entrando á describir otros por no alargar estos apuntes.

Método en peso.—Son también varios y se idearon para evitar los errores inherentes á la medición de vo-

lúmenes, aunque se tomen las precauciones que aconseja la ciencia; entre los diferentes procedimientos adoptaremos el de Dumas y Boussingault; el aparato de que se valieron (*Fig. 3.^a*) se compone de un globo de vidrio A, de unos 20 litros de cabida, con una armadura metálica R'', con llave de cuadrante en su boca, á fin de ponerle en comunicación con una máquina neumática para hacer el vacío en él y regular después la entrada del aire en su interior; comunica dicho globo con un tubo de vidrio, poco fusible B B', lleno de cobre metálico, colocado en un hornillo de combustión, que tiene en sus extremos dos llaves R' R que pueden cerrarle herméticamente después de hacer el vacío; y comunica á su vez con una serie K, I, G, F, E, D, de seis tubos en U, en los que hay fragmentos de potasa cáustica en unos y piedra pómez impregnada de ácido sulfúrico en otros; entre el segundo y tercer tubo en U, hay uno de bolas de Liebig H, con ácido sulfúrico, y después del último de aquéllos, otro de estos C, con una disolución de potasa cáustica, que tienen por objeto privar al aire que se va á analizar, del ácido carbónico, del vapor acuoso y de otras sustancias, de tal manera, que al llegar al tubo que tiene el cobre, no contenga más que oxígeno y nitrógeno; el tubo de bolas con que termina el aparato, se pone en comunicación con el aire que se quiere analizar por medio de un tubo largo de vidrio.

Para efectuar el análisis se comienza por hacer el vacío en el globo de vidrio y en el tubo que contiene cobre y se les pesa; colocados en sus respectivos sitios, se calienta este último hasta el rojo, y abriendo las llaves, el aire tiende á llenar el vacío del tubo y del globo de vidrio, pero al atravesar por los tubos de bolas y por los

en U, son absorbidos el vapor de agua y el ácido carbónico, llegando al tubo que contiene el cobre al rojo una mezcla de oxígeno y de nitrógeno; el oxígeno se une con aquél para formar óxido de cobre, y el nitrógeno se recoge en el globo de vidrio; el aumento de peso del tubo que contiene el cobre será el peso del oxígeno; el del globo será el peso del nitrógeno, y la cantidad de aire analizado será lo que pese el volumen que puede contener el referido globo de vidrio; de diferentes análisis resulta hasta ahora que el aire se compone en volumen 20,93 de O. y 79,07 de N., y en peso de 23,13 de O. y 76,87 de N.

Fig. 3.^a

Determinación del ácido carbónico y vapor acuoso.— Thenard fué el primero que determinó la cantidad de ácido carbónico; pero Boussingault lo ha hecho por medio de un aparato que da al mismo tiempo la cantidad de ácido carbónico y de vapor acuoso, y consiste (*Figura 4.^a*) en un aspirador V, de bastante cabida, pro-

visto en su parte inferior de una llave *r*, cuya boca *a* comunica con seis tubos A, B, C, D, E, F en U, que contienen piedra pómez impregnada de ácido sulfúrico unos

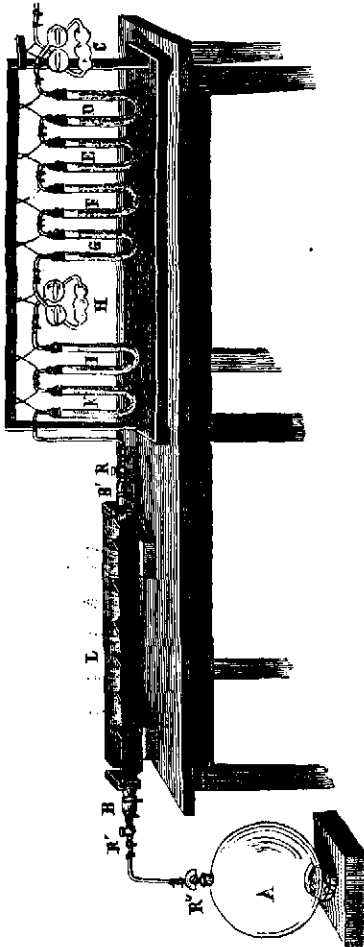


Fig. 4.^a

y fragmentos de potasa cáustica otros; el más inmediato al aspirador contiene pómez sulfúrica, y está destinado para absorber el vapor acuoso procedente del agua de aquél; el último comunica con otro de bolas H que tiene ácido sulfúrico, que á la par que deseca el aire que va á pasar por los que contienen la potasa, sirve para regular la entrada de aquél en el aparato, el aspirador lleva un termómetro largo *t* para marcar la temperatura de su interior.

Pesados de antemano los tubos en U con potasa cáustica y colocados en el aparato, se abre la llave del aspirador para que se vierta poco á poco

el agua que contiene, volviéndole á llenar cuantas veces se crean necesarias; el vacío que ésta deja le llena el aire que tiene que atravesar los tubos en V, en los que

es absorbido por la potasa cáustica el ácido carbónico para formar carbonato de potasa; después se pesan nuevamente los tubos, y el aumento de peso que hayan experimentado será el del ácido carbónico procedente de un volumen de aire igual al del agua que se haya derramado del aspirador.

Como resultado de estas experiencias, tenemos que el ácido carbónico que se halla en el aire es en volumen de dos á tres diezmilésimas, y en peso de cuatro á seis.

La cantidad de vapor acuoso es muy variable, y suponiendo que el aire esté saturado de vapor acuoso, la composición centesimal en peso debe ser

Oxígeno.	20,63
Nitrógeno.	78,49
Vapor acuoso.	0,84
Acido carbónico.	0,04

100

A. *Fenómenos que tienen lugar en las combustiones.*— En el oxígeno, ya hablamos de lo que era la combustión, y por lo tanto, vamos ahora á hablar de la llama como resultado de la combustión.

A. *Llama.*—Es el resultado de la combustión de una sustancia gaseosa ó que pueda tomar dicho estado; el hierro y todos aquellos cuerpos que no se volatilizan á la temperatura á que se ponen incandescentes, se queman sin llama; en cambio los gases combustibles como el hidrógeno, el gas sulfhídrico, el azufre, el fósforo, el zinc, que son volátiles, arden con llamas más ó menos brillantes. Si el cuerpo que arde es simple, la llama que produce es homogénea como la del hidrógeno, fósforo, zinc; pero si es compuesta y fácilmente descomponible,

su llama es heterogénea como la del gas del alumbrado y las de las bujías ordinarias.

Davy, que ha hecho investigaciones sobre la llama, ha observado que haciéndola pasar al través de una red metálica medianamente tupida que se halle á la temperatura ordinaria, los gases se enfrían hasta el punto de pasar por las mallas del tejido metálico sin ser luminosos, sobre cuya parte superior se les puede inflamar nuevamente aproximando una bujía encendida. De esta propiedad de las telas metálicas sacó partido para la construcción de su *lámpara de seguridad* ó de *mineros* para evitar las desgracias que solían ocurrir en las minas de carbón de piedra.

Mercurio.

Fórmula.—Hg.

Equivalentes.—1.250 (O) 100 (H).

Historia.—Es uno de los primeros metales que conoció el hombre, y el único que conserva su antiguo nombre; también se le conoce con el de azogue.

Estado en la naturaleza.—Se le encuentra en la naturaleza en estado nativo, pero comunmente se le halla combinado con el azufre, formando el *cinabrio*, cuyas principales minas son las de Almadén (provincia de Ciudad Real), en España; y en Idria (Illiria), Austria; Ducado de Dos-Puentes (Palatinado), Baviera; y San José (California).

Propiedades físicas.—Es el único metal líquido á la temperatura ordinaria, que hoy se conoce; de color blanco argentino y con algún viso azulado. No tiene olor.

Su densidad, 13,59. Á la temperatura de $-39^{\circ},4$ se solidifica cristalizando en octaedros, y sometido al frío producido por la mezcla de ácido carbónico sólido y éter, forma una masa sólida blanca de 14,40 de densidad, que se corta fácilmente, es tan maleable como el plomo y se le puede trabajar como á los metales sólidos empleando herramientas de madera.

El mercurio puede dividirse mediante la agitación en gotitas sumamente finas, de color gris empañado. Se facilita esta división triturándole con cuerpos extraños, que suele hacerse con manteca de cerdo, obteniendo así los *ungüentos mercuriales* empleados en medicina.

El mercurio emite á la temperatura común vapores apenas sensibles, como se demuestra exponiendo en un frasco una hoja de oro sostenida á corta distancia por arriba de la superficie del mercurio; esta hoja blanquea poco á poco, y al cabo de algunos días se transforma en amalgama.

Entra en ebullición á 360° .

Propiedades químicas.—El mercurio se altera lentamente al contacto del aire templado, y su superficie se cubre de una película gris de sub-óxido (Hg^2O) que puede disolverse parcialmente en el metal y adherirse á las paredes del vaso; la oxidación del mercurio se hace con mucha rapidez á la temperatura de 350° , produciéndose en estas circunstancias óxido rojo (HO).

Todos los cuerpos halógenos le atacan á la temperatura ordinaria, y con el cloro forma un subcloruro (Hg^2Cl) ó un cloruro $Hg Cl$, según dominan el metal ó el cloro.

El azufre calentado suavemente con mercurio da un sulfuro $Hg S$, siendo primero un polvo negro (etiope mi-

neral) que se sublima después en bellos cristales rojos (cinabrio artificial).

El ácido sulfúrico carece de acción en frío sobre el mercurio; concentrado y caliente, da ácido sulfúrico y sulfato de mercurio.

El ácido clorhídrico no le ataca nunca, el ácido yodhídrico le ataca rápidamente y el bromhídrico con lentitud.

El ácido nítrico diluído y frío produce bióxido de nitrógeno y nitrato de subóxido de mercurio, y caliente determina nitrato de protóxido, desprendiendo siempre bióxido de nitrógeno.

Con muchos metales forma amalgama.

Aplicaciones. — Se emplea en Química para recoger algunos gases y para preparar sus compuestos; en Física, para construcción de barómetros, termómetros, manómetros, etc.; en Medicina, como medicamento; en la industria y las artes, para formar amalgamas de uso muy variado. La extracción del oro y la plata consume gran cantidad de mercurio.

La amalgama formada de partes iguales de mercurio y estaño se emplea para azogar los espejos.

PAPELETA 6.^a

Hidrógeno. — Agua. — Sulfato de cobre.

Hidrógeno.

Fórmula.—H.

Equivalente.—1.

Historia.— El descubrimiento del hidrógeno data después del siglo XVII; pero sus propiedades principales no se conocieron hasta que Cavendish las estudió en 1776, dándole el nombre de gas inflamable; al formar la nomenclatura recibió el de hidrógeno, por ser uno de los principios constituyentes del agua.

Estado en la naturaleza.— Existe libre en los gases que se desprenden en las solfataras de Islandia (Bunsen). En combinación con el oxígeno, forma el agua; con el azufre, el ácido sulfhídrico que se desprende de algunos manantiales; con el nitrógeno, el amoniaco, de las sales amónicas naturales; con el carbono, los carburos de hidrógeno que se desprenden de ciertos pantanos y en las minas de carbón de piedra y que suelen ir acompañados de algo de hidrógeno libre. Forma parte de casi todas las sustancias orgánicas, de los vegetales y de muchas sustancias de origen animal.

Propiedades físicas.— Es un gas diáfano considerado

como permanente hasta 1877 en que Cailletet en París y Pictet en Ginebra consiguieron liquidarlo.

Cailletet empleó para ello una presión de 300 atmósferas y una temperatura de -29° ; Pictet lo verificó á 650 atmósferas y á -140° .

El gas liquidado tiene un color como el del acero fundido, y produce al chocar con el suelo, cuando sale del aparato, un ruido estridente como de granalla metálica; evaporado rápidamente, una parte se solidifica, conservándose así algunos minutos.

El gas hidrógeno no tiene color, olor ni sabor cuando está puro.

Es 14,44 veces más ligero que el aire, pues su densidad es 0,069, por lo tanto, el más ligero de todos los gases; por esta razón se le puede trasvasar fácilmente de una probeta á otra, cuidando de tenerla con las bocas hacia abajo.

El agua, á la temperatura ordinaria, no disuelve más que 1,5 por 100 de su volumen de hidrógeno.

Es el gas de mayor poder endosmósico; atraviesa con facilidad membranas ó tabiques porosos orgánicos é inorgánicos, y hasta láminas de hierro ó de platino calentadas al rojo; no atraviesa, sin embargo, películas muy delgadas de vidrio; esta propiedad se puede demostrar por varios experimentos; si se tapa una probeta llena de hidrógeno con una hoja de papel, el gas pasa á través de ésta, y se le puede hacer arder encima de ella aproximando una cerilla encendida.

Es de todos los gases el mejor conductor del calor y de la electricidad, propiedades que le asemejan á los metales.

Observado su espectro en un tubo de Geissler, se ven

tres rayas, una roja brillante, otra verde azulada y otra violada poco intensa.

Propiedades químicas. — Por su carácter químico es más bien electro-positivo que electro-negativo.

Tiene dos estados alotrópicos, pues no tiene exactamente las mismas propiedades químicas el obtenido por la electrolisis del agua que por otros procedimientos.

Se condensa el hidrógeno en los poros de los metales, pudiendo hacer absorber por el paladio hasta 982 veces su volumen de gas hidrógeno.

El hidrógeno es combustible: si se introduce una cerilla encendida en una probeta llena de este gas, arde con llama azulada poco intensa y la cerilla se apaga, porque no es comburente; sacando con lentitud la cerilla de la probeta, vuelve á encenderse al atravesar las capas de gas que están ardiendo en su boca. La llama del hidrógeno tiene poco brillo, y cuando el gas es puro apenas es visible: en cambio su temperatura es muy grande; introduciendo en su interior ciertas sustancias, como un alambre de platino ó un cilindro de cal, de magnesia ó de zircona (luz Drumond), ó bien cuando se mezcla con el vapor de ciertas sustancias combustibles, como la bencina, petróleo, etc., se produce una luz muy intensa.

El hidrógeno no sirve para sostener la respiración de los animales, pero no es deletéreo; se le puede respirar mezclado con el aire sin experimentar ninguna molestia; únicamente se modifica algo el timbre de la voz de las personas que le respiran.

Una mezcla de hidrógeno con oxígeno ó aire se inflama al contacto de una luz, produciendo una fuerte detonación. Para practicar la experiencia se pone en la cuba de agua un frasco lleno de este mismo líquido con

la abertura hacia abajo; se pasa por él hidrógeno hasta que esté lleno en los dos tercios y se acaba de llenarle con oxígeno, de modo que contiene dos volúmenes de hidrógeno y uno de oxígeno; si se acerca al orificio una vela encendida, se hace la combinación con detonación, la cual es fácil comprender, porque al combinarse ambos gases desprenden una grande cantidad de calor, de modo que el vapor de agua formado se halla á una temperatura excesivamente elevada, tendiendo por lo mismo á ocupar un volumen muy superior al del frasco; la mayor parte de este vapor expelido del frasco va á chocar bruscamente con el aire, á cuya dilatación se sigue al instante un vacío producido por la condensación del vapor, y el aire exterior se precipita en la vasija; los dos ruidos que resultan de estos movimientos bruscos de los gases constituyen la explosión; debe tenerse la precaución de rodear el frasco de un lienzo mojado para evitar la proyección de los pedazos de vidrio si llegase á romperse.

En vez de mezclarse dos volúmenes de hidrógeno con uno de oxígeno, pudieran mezclarse con cinco volúmenes de aire, que contiene uno de oxígeno, y en este caso la detonación sería menor.

En lugar de producir la combustión por medio de una llama, se la puede determinar por el paso de una chispa eléctrica, ó también por la presencia de ciertos cuerpos porosos como la esponja de platino.

Propiedades reductoras. —Es un cuerpo muy reductor: combinándose con el oxígeno ó con otros elementos electro-negativos de algunas moléculas, hace disminuir en ellas la cantidad de aquéllas; en otras ocasiones se adiciona á los cuerpos y hace disminuir la cantidad relativa de oxígeno; una corriente rápida de gas hidrógeno

que pasa por sexquíóxido de hierro poco calentado se apodera de su oxígeno para formar agua que se desprende.

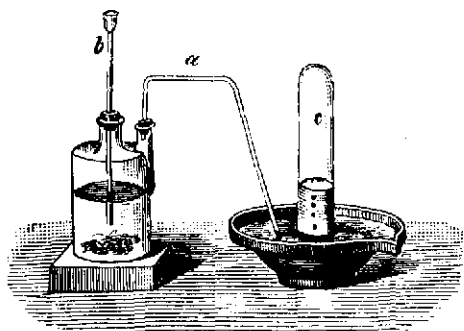
Armónica química.—Haciendo arder el hidrógeno que sale por la punta afilada de un tubo, é introduciendo la llama poco á poco en tubos de mayor diámetro y bien secos, se producen sonidos cuyos tonos son diferentes según los diámetros de aquéllos, y esto se llama *armónica química*.

Obtención del hidrógeno.—Se obtiene por varios procedimientos.

1.^o Por el voltámetro, (página 63, primera obtención del oxígeno).

2.^o Descomponiendo el agua por metales correspondientes á la sección 3.^a, y entre ellos eligiendo el zinc ó el hierro, prefiriendo el primero para verificarlo á la temperatura ordinaria, y el segundo á una temperatura elevada. Primero á la temperatura ordinaria. En un frasco de dos bocas cuya cabida sea de un litro poco más ó menos y que esté medio lleno de agua (*Fig. 1.^a*), se in-

(*Fig. 1.^a*)



troduce granalla de zinc (unos 50 á 60 gr.); uno de los tubos tiene otro de desprendimiento *a*, que se dirige de-

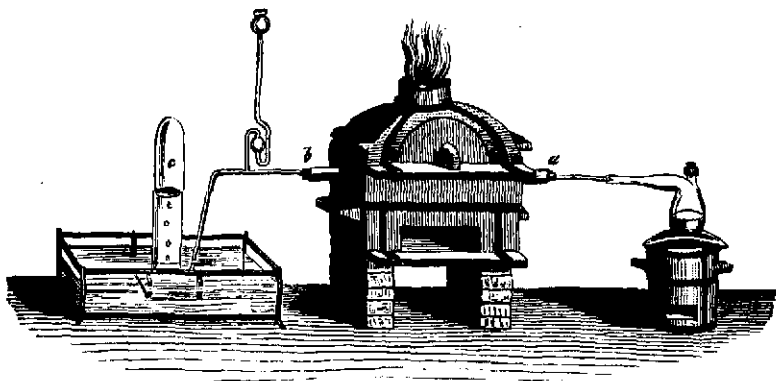
bajo de la probeta llena de agua *c*; el otro tiene un recto de embudo *b*, sumergido por su parte inferior en el agua del frasco, y que sirve para ir vertiendo poco á poco el ácido sulfúrico de modo que produzca un desprendimiento regular y no tumultuoso que haría rebosar el líquido si se añadiese demasiada cantidad de ácido á la vez. No se empieza á recoger el gas sino cuando el hidrógeno ha expulsado el aire contenido en el frasco.

La reacción está expresada por la siguiente ecuación:



3.º Para obtener el hidrógeno á una temperatura elevada (*Fig. 2.ª*), se meten en un tubo de porcelana alambres delgados de hierro doblados en forma de pe-

(*Fig. 2.ª*)



queños ovillos y después se coloca el tubo en un horno de reverbero; á la extremidad *a* del tubo se adapta una retorta mediada de agua, y á la extremidad *b* un tubo abductor para conducir el gas bajo la campana *c* colocada en el baño hidro-neumático. Se calienta lentamente el tubo de porcelana hasta enrojecerle, y en seguida se

hace servir el agua de la retorta; al pasar el vapor de agua por el hierro hecho ascua, es descompuesto, el metal se combina con el oxígeno y queda libre el hidrógeno que se dirige á la cuba hidro-neumática.

La reacción se representa por la fórmula siguiente:



Otros procedimientos.—Se podía hacer uso del potasio y sodio, que son metales que descomponen el agua á la temperatura ordinaria; pero resultan demasiado caros y por eso tenemos bastante con los procedimientos anteriores.

Purificación del hidrógeno.—El hidrógeno que resulta de estas reacciones no es puro, porque el zinc que generalmente se emplea contiene una pequeña cantidad de carbono, y algunas veces ligeras porciones de arsénico, azufre y fósforo. Estas sustancias se unen al hidrógeno naciente, formándose carburos de hidrógeno, ácido sulfúrico, hidrógeno arseniado é hidrógeno fosforado, los cuales dan al hidrógeno que se desprende un olor nauseabundo. Para separar estos cuerpos del hidrógeno se les hace pasar por varios tubos en *u* que contienen piedra pómez empapada en disoluciones de nitrato de plomo, que retiene al ácido sulfhídrico, sulfato de plata que retiene al hidrógeno arseniado y fosforado y potasa cáustica que retiene á los carburos.

No puede utilizarse para esta reacción el zinc y el ácido sulfúrico puros, porque el zinc puro es muy difícil de preparar y no ataca el ácido sulfúrico que está en contacto con un metal menos oxidable que él, como el cobre ó el plomo, produciéndose en este caso una verdadera pila.

Corriente continua de hidrógeno.—Puede obtenerse una corriente continua de hidrógeno por medio de dos frascos grandes que comuniquen entre sí por un tubo de goma que une los tubos que tienen cerca de sus fondos; en uno de ellos se coloca carbón de cok ó de madera y encima el zinc en granalla ó en lámina cortada, y en el otro el agua acidulada con ácido sulfúrico ó el ácido clorhídrico; á la boca del primer frasco hay adaptado un tubo de desprendimiento provisto de una llave para dar salida al gas á voluntad; variando convenientemente la altura de cada uno de dichos frascos, se conseguirá que el ácido no esté en contacto con el zinc, y por consiguiente que no haya desprendimiento de gas cuando el aparato no funcione.

Aplicaciones.—El gas hidrógeno tiene aplicaciones interesantes; en química como agente reductor y algunas veces para reemplazar al aire en ciertos aparatos; sirve también para la luz Drumond. Por la propiedad que tiene el platino de condensar grandes cantidades de hidrógeno, se le emplea en algunos aparatos como la lámpara hidro-platínica y el termo-cauterio de Paque-
lin. Por ser el gas menos denso que se conoce, puede emplearse para llenar los globos aereostáticos.

Agua.

Fórmula.—HO.

Equivalente.—112,50 (O) 9 (H).

Historia.—El agua fué considerada como los cuatro elementos, aire, agua, tierra y fuego; no se conoció su verdadera composición hasta 1774, en que la dió á conocer Cavendish.

Estado del agua en la naturaleza.—Existe formando los mares, ríos, manantiales, etc.; forma parte de la atmósfera en estado de vapor y en el estado sólido constituye las nieves, el granizo, el hielo; todos los seres orgánicos vegetales y animales contienen agua, pues sin ella sería imposible la vida.

Propiedades físicas.—Se presenta en estado sólido, líquido y gaseoso.

En estado sólido.—Cristaliza en prismas exagonales que se agrupan de diferentes maneras, afectando con frecuencia la forma de estrellas. Se solidifica á la temperatura de 0° , aun cuando en determinadas circunstancias puede llegar hasta -8° y -10° sin solidificarse; aumenta de volumen haciendo menor su densidad, y se explica por esto una porción de hechos que tienen lugar durante los grandes fríos del invierno, como por ejemplo, la flotación del agua sólida en el agua líquida, la disgregación de ciertas rocas llamadas heladizas, la muerte de muchos vegetales, etc.

La densidad es 0,93.

En estado líquido.—No tiene color cuando está en pequeñas masas, pero en grandes masas, como en los mares, aparece de color azulado, y algunas veces de color verdoso ó amarillo, como en algunos ríos ó lagos, á consecuencia de los cuerpos que lleva en disolución.

No tiene olor ni sabor; si las aguas naturales tienen alguno es por las sustancias que lleva en disolución, pues el agua pura es insípida y únicamente se advierte cuando se la paladea cierto sabor metálico.

La mayor densidad es á 4° y se la toma como unidad para las densidades de los líquidos y sólidos, y disminuye su densidad á temperaturas mayores y menores de 4° .

Es el principal disolvente, cuyo poder se aumenta con la temperatura.

No conduce bien el calor y la electricidad.

Emite vapores á cualquiera temperatura.

Estado gaseoso.—Se encuentra en este estado en la atmósfera, evaporándose de los mares, ríos y manantiales á la temperatura ordinaria y produciéndose nieblas, nubes y lluvias.

Entra en ebullición á 100° , siendo la presión 760 mm.; pero esta temperatura puede variar por los cuerpos que tenga en disolución, por las vasijas donde se verifique el fenómeno, por la presión y por la carencia de aire; se trasforma en un vapor incoloro, cuya densidad es 0,622, y este vapor tiene un volumen 1.700 veces mayor.

A la temperatura de 2000° se descompone, pero mucho antes de esta temperatura á unos 1.100° ya comienza á disociarse.

La electricidad descompone el agua cuando se le hace atravesar por ella en corriente, que, como ya hemos visto, el hidrógeno va al polo negativo y el oxígeno al positivo.

Propiedades químicas.—El agua ya hemos dicho que está clasificada como óxido neutro ó indiferente, es decir, que hace de ácido con bases enérgicas y de base con ácidos enérgicos; cuando hace el papel de base, los cuerpos se llaman *hidratados*, y cuando hace el papel de ácido, se llaman *hidratos*, y el agua que contienen unos y otros se llama *agua de cristalización*.

Acción de algunos metaloides.—Estos cuerpos unos descomponen el agua apoderándose de su oxígeno y dejando libre el hidrógeno, y otros al contrario; el fluor descompone el agua formando ácido fluorhídrico y ozo-

no y los demás cuerpos halógenos la descomponen, ya mediante la influencia de la luz, ya á una temperatura elevada, uniéndose al hidrógeno y dejando libre el oxígeno, el carbono se apodera del oxígeno, forma óxido de carbono y deja libre el hidrógeno.

Acción de los metales.—Los metales nobles son los únicos que no descomponen el agua; los demás, unos á la temperatura ordinaria como el potasio, el sodio y otros, se apoderan del oxígeno y dejan libre el hidrógeno; el hierro lo verifica á la temperatura del rojo oscuro y el cobre al rojo blanco.

Acción de los ácidos.—Los ácidos fluorhídrico, clorhídrico, bromhídrico y yodhídrico, además de ser muy solubles en el agua, forman con ella distintos hidratos, en los que su cantidad varía con la temperatura á que se han formado.

Clasificación de las aguas naturales.—La clasificación de las aguas depende de las sustancias que tengan en disolución, ya tomadas de la atmósfera, ya del terreno por donde pasan; las primeras se llaman *meteóricas* y las segundas *telúricas*; de estas últimas se pueden hacer varias clasificaciones: *potables* que pueden beberse; no *potables* ó *crudas*, las que no pueden beberse; *frías*, si su temperatura es igual ó inferior á la del ambiente; *termales*, si es superior; aguas *minerales* ó *medicinales*, si por su temperatura ó por contener alguna sustancia que obre como agente terapéutico, ó por ambas cosas á la vez, pueden aplicarse á la curación de ciertas enfermedades; éstas, á su vez, reciben diferentes nombres.

Acidulas ó *gaseosas* por contener mucho ácido carbónico libre.

Sulfhídricas ó *sulfurosas* si contienen gas sulfhídrico ó un sulfuro soluble.

Alcalinas las que llevan en disolución bicarbonato sódico ó un silicato alcalino.

Salinas las que contienen sales neutras como el cloruro de sodio.

Ferruginosas las que tienen en disolución una sal de hierro.

Nitrogenadas si desprenden bastante gas nitrógeno.

Aguas potables.—Para que un agua sea buena como bebida, debe estar fresca, sin olor, de un sabor débil pero agradable, debe cocer bien las legumbres y disolver el jabón. Cualquier agua no llena estas condiciones sino cuando está bien aereada y contiene en disolución materias minerales cuyo peso no pase 5 por litro. La presencia del ácido carbónico en debida cantidad la hace agradable al gusto y fácil de digerir. La presencia de carbonato de cal, fosfato de cal y cloruro de sodio en el agua es útil para la nutrición en general, y en particular para el desarrollo huesoso, y para reconocerse estas aguas debe observarse que no da con la tintura de campeche sino una leve coloración azul y debe formar grumos con el jabón.

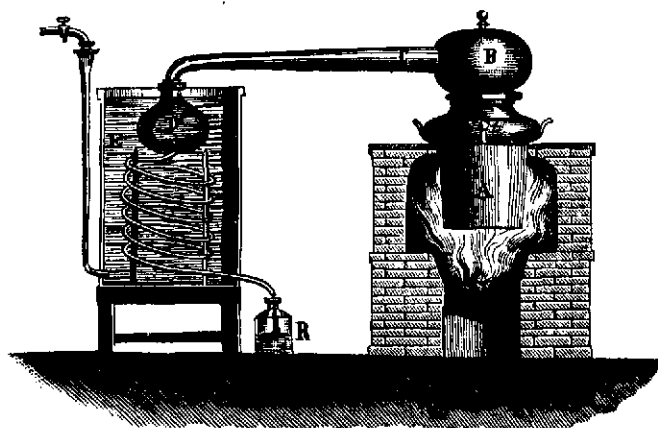
Aguas selenitosas.—Llámanse así las que tienen una gran cantidad de sulfato de cal que las hace impropias para el jabonado y cochura de las legumbres.

Determinacion de los principios fijos de un agua.—Se determinan evaporando en un baño de vapor un volumen conocido de agua, en una cápsula de platino pesada de antemano; el residuo salino que deja en la cápsula serán los principios fijos que tenía disueltos el agua evaporada; se somete aquélla con el residuo á una tempe-

ratura de 180° y se pesa después, restando de este peso el de la cápsula, se tendrá el del residuo, que, cualquiera que sea la cantidad de agua de que proceda, se refiere á un litro. Este residuo está formado generalmente de carbonato de cal y magnesia, sulfatos de cal, magnesia y sosa, cloruro de sodio, sílice y materias orgánicas, que se reconocen por varios reactivos.

Agua destilada.—Se llama así la que no tiene en disolución ni en suspensión sustancia alguna, y para verificar la destilación se hace uso de unos aparatos que se llaman alambiques (*Fig 3.^a*), que se componen de tres partes principales; A caldera de cobre estañado, que se denomina *cucúrbita*, la cual se coloca en un hornillo; en

(*Fig. 3.^a*)



esta vasija se hecha por el orificio *T* el agua que se quiere destilar; *B* *cúpula* ó *capitel*, también de cobre estañado, que se adapta á la boca de la cucúrbita; el cuello lateral *C* sirve para dirigir los vapores al *refrigerante* ó *serpentin* *D*; éste consiste en un tubo de estaño bastante largo, en forma de espiral, contenido en una cuba cilíndrica.

drica *E* de metal ó madera, que se mantiene llena de agua. La extremidad del serpentín desemboca fuera de la cuba. Al pasar los vapores por el tubo se condensan formando pequeñas gotas líquidas que corren por él y se recogen en un frasco *R* de vidrio, al cual se le da el nombre de *recipiente*, porque recibe el producto de la destilación.

Las primeras porciones de agua destilada no deben recogerse, porque arrastran consigo todas las sustancias volátiles que el agua tiene en disolución, ni tampoco debe apurarse demasiado la destilación, porque se podrán descomponer los cuerpos fijos contenidos en el agua, dando lugar á compuestos gaseosos volátiles que impurificarían las últimas porciones del agua destilada.

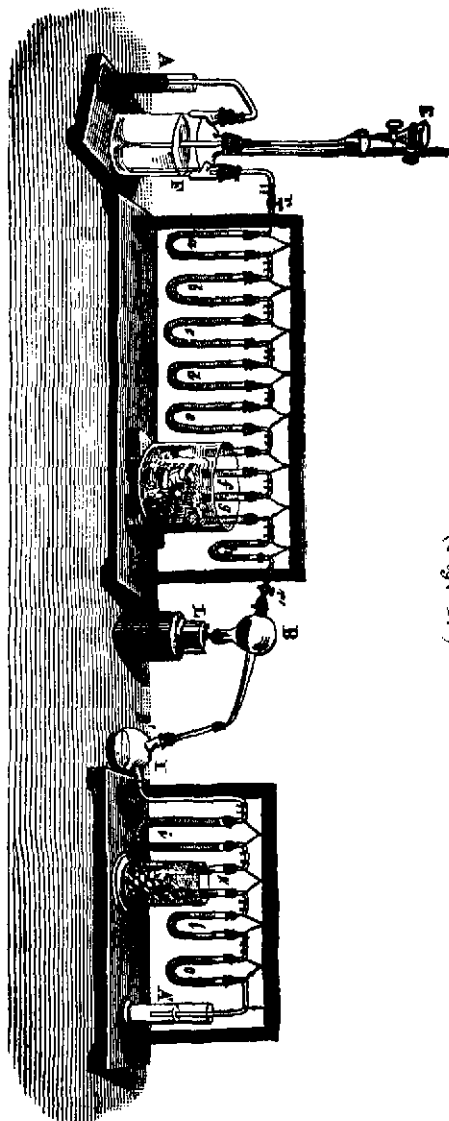
Análisis y síntesis del agua.—Se puede descomponer el agua por medio de una corriente haciendo uso del voltámetro, según se vió en la obtención del oxígeno (pág. 63); pero mejor que los métodos analíticos son los sintéticos, y son de dos clases: unos que dan la composición del agua en volumen y se llaman *eudiométricos* porque se emplean en ellos los aparatos llamados *eudiómetros*, y otros que determinan la composición.

Procedimientos eudiométricos.—El endiómetro lo conocemos ya (pág. 76). Se introducen en el eudiómetro 100 volúmenes de oxígeno y otros 100 de hidrógeno; excitando la chispa, después de la detonación, se ve que de los 200 volúmenes de la mezcla quedan 50 de residuo, el cual es oxígeno, porque es absorbido por el fósforo. De los 150 volúmenes que han desaparecido dando agua hay, pues, 50 de oxígeno, y por consecuencia 100 de hidrógeno, ó sea para un volumen de oxígeno dos de hidrógeno.

Síntesis del agua en peso.—Berzelius y Dulong emplearon para hacer la síntesis del agua la acción reductora del hidrógeno sobre el óxido de cobre á una temperatura elevada, deduciendo de la disminución de peso que experimentaba dicho óxido, la cantidad de oxígeno que entraba á formar el agua, y restando del peso de ésta, el del oxígeno, obtenía el del hidrógeno por diferencia. Dumas hizo uso del siguiente aparato (*Fig. 4*); consiste en un frasco grande *F* lleno de hidrógeno, obtenido por el procedimiento del zinc y del ácido sulfúrico, purificándole, haciéndole por una serie *a b c d e* de tubos en *u* que contienen piedra pómez empapadas de nitrato de plomo, sulfato de plata y potasa cáustica para absorber respectivamente el ácido sulfhídrico, el hidrógeno fosforado y arseniado y el carbonado; á continuación de aquellos hay otros dos *f g* que contienen ácido fosfórico anhidro y que están rodeados de una mezcla de hielo y sal, otro tubo *h* más pequeño que contiene también ácido fosfórico anhidro, cuyo peso no debe variar durante todo el experimento, sirve para demostrar que el hidrógeno que pasa por él está completamente seco; unido á éste por medio de un tubo *r* hay una esfera *B* de vidrio poco fusible que contiene óxido de cobre seco, que se calienta con una lámpara de alcohol *L* y á continuación un recipiente *B'*, también de vidrio, destinado á condensar la mayor parte del agua formada por la acción del hidrógeno sobre el óxido de cobre; para contener la que no se condensa en dicho recipiente, se pone éste en comunicación con dos tubos *i k* en *u* llenos de ácido fosfórico anhidro, de los que el segundo está rodeado de una mezcla frigorífica; por último, otros dos tubos *l o* que contienen dicho ácido indican por la invariabilidad de su peso

que toda el agua ha sido absorbida en los anteriores.

Para efectuar la síntesis del agua, se comienza calen-



(Fig. 4.)

tando el óxido de cobre á fin de desecarle completamente, después se hace el vacío en el globo de vidrio que le contiene y se le pesa, así como el recipiente *B'* y los tubos *i k*; unidas todas las partes del aparato, se hace pasar el hidrógeno, y cuando todo el aire haya sido expulsado se calienta el óxido de cobre para que se reduzca formándose agua, que se condensará en el recipiente *B'* y en los tubos *i k*; se deja enfriar sin interrumpir la corriente de hidrógeno hasta que esté completamente frío; se hace nuevamente el vacío en el globo *B* y se pesa, restando este peso

del que tenía antes; la diferencia será el peso del oxígeno que se ha combinado con el hidrógeno; se pesan igual-

mente el recipiente *B'* y los tubos *i k* y el aumento de peso que hayan tenido será el agua formada; restando de éste el del oxígeno, se tendrá el peso del hidrógeno.

De este experimento se dedujo que el agua está formada de 88,89 de oxígeno.

11,11 de hidrógeno.

100

Aplicaciones del agua.—Se emplea el agua destilada en casi todas las operaciones químicas por ser el mejor disolvente en Farmacia, y en algunas artes como la fotografía, también se hace uso de ella.

Se usa continuamente para disolver, purificar ó hacer cristalizar muchas sustancias.

Sulfato de cobre.

Fórmula.— $\text{CuO}, \text{so}^3 + 5 \text{Ho}$.

Es conocido también por los nombres de *vitriolo* ó *caparrosa azul* ó *vitriolo de chipre*.

Propiedades.—Cristaliza en paralelepípedos oblicuos y transparentes que contienen cinco equivalentes de agua. Tiene un bonito color azul.

Se disuelve en cuatro partes de agua fría y en dos de agua caliente, y su disolución es también azul y enrojece el tornasol, teniendo un sabor estíptico y astringente.

No se disuelve en el alcohol.

Los cristales calentados á 100° experimentan primero la fusión acuosa, y después se secan y no conservan más que un solo equivalente de agua, que lo pierden á 200°, se hacen anhidros y constituyen entonces un pol-

vo blanco, el cual recobra su color azul con el contacto del agua; al calor rojo se descompone en óxido de cobre, oxígeno, ácido sulfúrico y sulfato.

Tratada su disolución por una cantidad insuficiente de hidrato potásico ó sódico, se forma un precipitado azul verdoso de sulfato básico de cobre.

Tratada por el amoniaco se produce al pronto un precipitado que luego se disuelve en un exceso de amoniaco, constituyendo el líquido azul llamado *agua celeste*.

Su densidad es de 2,19.

Es isomorfo con el sulfato de hierro.

Preparación. — Se prepara por el ácido sulfúrico concentrado, y en caliente sobre el cobre.

Aplicaciones. — En Química se emplea como reactivo y para obtener muchos compuestos de cobre.

En Medicina, principalmente, como cauterio y como antiséptico, porque mata los microbios de algunas enfermedades contagiosas.

En las artes é industria para preparar muchos colores empleados en la tintorería, sobre todo para colores negros, violetas y lilas de la lana y seda.

Para la Galvanoplastia.

Para *encalar* las semillas de los cereales.

En Telegrafía en algunas pilas y para inyectar los postes.

PAPELETA 7.^a

Generalidades de los metales.—Cloruro sódico.

Generalidades de los metales.

Definición.—Ya hemos visto en la Papeleta 2.^a, que son los cuerpos simples, se dividían en metales y metaloides y las diferencias que hay entre unos y otros.

Estado natural.—Pocos se encuentran libres (nativo), como por ejemplo, el oro, platino, plata, cobre, mercurio y algunas veces el hierro; por regla general se les encuentra formando combinaciones binarias, ternarias, etc., y sales; de modo que se encuentran en estado de óxidos, sulfuros, cloruros, sulfatos, silicatos, etc.

Propiedades físicas.—*Estado físico.*—Los metales son sólidos, excepto el mercurio que es líquido en la temperatura ordinaria y presentan un brillo especial que se llama metálico, y cuando están reducidos á polvo lo pierden, que lo vuelven á adquirir frotándole con un cuerpo duro.

Color.—Es variable; el más frecuente es blanco de plata, con viso azulado en algunos y gris en otros, y los hay que tienen colores característicos, como blanco amarillento la plata, sodio, potasio, mercurio, platino y otros;

blanco azulado, como el zinc, aluminio, plomo y otros; blanco agrisado, como el hierro, níquel, manganeso y otros; amarillo, como el oro y calcio, y rojo el cobre.

Los colores que se conocen en los metales se modifican profundamente cuando la luz ha experimentado muchas reflexiones sucesivas en su superficie; después de diez parece la plata de un amarillo puro; el zinc, azul de añil; el hierro, morado; el oro, rojo; el cobre, rojo escarlata.

Olor.—Son inodoros, pero algunos despiden uno desagradable cuando se les frota con la mano.

Sabor.—Son insípidos, pero hay algunos que puestos sobre la lengua desarrollan un sabor estíptico desagradable.

Densidad.—Todos los metales, menos el potasio, sodio y litio son más pesados que el agua; en muchos de ellos se aumenta la densidad con el laminado y el martilleo.

Fusión.—Por el calor pueden fundirse todos ellos; la temperatura á que se funden es muy diversa, pues varía desde -39° que lo hace el mercurio hasta el vidrio que lo verifica á 2.800° . Algunos metales que no se habían podido fundir en los hornos ordinarios, se les ha fundido por medio de la llama de la luz oxhídrica.

Volatilización.—No se conoce ningún metal que sea fijo á la acción del calor; el mercurio emite vapores á la temperatura ordinaria y hierve á 360° ; otros hierven á temperaturas más ó menos elevadas, como el cadmio á 860° y el magnesio á 1.000° ; de modo que es posible destilarlos y aun los considerados como fijos, como el platino, se les puede volatilizar, ya empleando corrientes eléctricas muy intensas, ya la llama de la luz oxhídrica.

Los vapores que producen algunos metales al volatilizarse son coloreados y dan espectros característicos; los vapores del cobre y de la plata son verdes, aunque de tinte distinto; el del oro, azul, etc.

Opacidad.—Los metales son opacos; algunos cuando están fundidos, y otros, reducidos á láminas muy delgadas, dejan pasar rayos luminosos; los panes de oro los dejan pasar verdes; la plata y el hierro, depositados sobre una lámina de vidrio, por la reducción de algunos de sus compuestos, forman capas tan delgadas que dan paso á la luz.

Estructura.—Puede ser compacta, fibrosa, cristalina ó laminosa, y por consiguiente su fractura será lisa, fibrosa, cristalina ó laminosa; estas cualidades se modifican por los choques, las vibraciones, etc.

Dureza.—Los hay que rayan el vidrio, como el cromo y el manganeso; otros que son rayados por aquél, como el hierro, níquel, cobalto y zinc; el plomo es rayado por la uña, y el potasio y el sodio son tan blandos como la cera. Algunos cuerpos, como el azufre y el fósforo, aumentan la dureza de los metales.

Conductibilidad para el calor.—Los metales son buenos conductores del calor, pero unos lo conducen mejor que otros, y esta propiedad es interesante para las aplicaciones industriales; el orden de conductibilidad, de más á menos, es el siguiente: plata, cobre, oro, zinc, hierro, plomo y platino.

Conductibilidad eléctrica.—Son buenos conductores de la electricidad, pero la conducen unos mejor que otros; la plata y el cobre figuran al frente de las que la conducen mejor, y siguen el oro, aluminio, magnesio, sodio, zinc, cadmio, potasio, calcio, etc.

Magnetismo.—Algunos metales son magnéticos, como el hierro, níquel, cobalto y cromo.

Cristalización.—La mayor parte de los metales cristalizan en el sistema cúbico, pero el antimonio y bismuto lo hacen en el sistema romboédrico. Ciertos números de metales se hallan algunas veces cristalizados en la naturaleza, como el oro, la plata y el cobre nativos; otros pueden cristalizar por fusión y decantación, como el bismuto y el antimonio; por sublimación el zinc y el cadmio.

Maleabilidad.—Se dice que un metal es maleable cuando se reduce á hojas delgadas, sin romperse por la acción del martillador ó laminador; y si se rompen con el choque del martillo, son quebradizos. Conviene algunas veces para poder extenderlos en lámina recocerlos, es decir, someterles á la temperatura del rojo y dejarles enfriar lentamente; el orden de maleabilidad es oro, plata, aluminio, cobre, platino, plomo, zinc, hierro y níquel.

Ductilidad.—Los metales dúctiles son aquellos que se dejan fácilmente estirar en hilos ó alambres finos. Se estiran en hilos por medio de la *hilera*, que es una placa de acero fundido que tiene una serie de agujeros de diámetro cada vez menores; se les recuece lo mismo que en la maleabilidad cuando se vuelven quebradizos; su orden es oro, plata, platino, aluminio, hierro, cobre, zinc y plomo.

Tenacidad.—Es la resistencia que los metales oponen á la ruptura. Mídese su tenacidad relativa colgando del extremo de los alambres de igual diámetro (v. gr., 2 milímetros) pesos que se aumentan hasta que se rompe el alambre; de los más tenaces tenemos el hierro, el cobalto y el níquel, y de los menos tenaces el plomo.

Propiedades químicas.— Son cuerpos electro-positivos relativamente á los metaloides; pero dentro de este carácter químico unos son muy electro-positivos y otros más electro-negativos, que son los que están junto á los metaloides.

Hay metales que arden con llama muy brillante y á veces característica, siendo notable esta propiedad en los que son volátiles como el zinc y el magnesio; dan también una coloración particular á la chispa eléctrica.

Acción de los cuerpos simples sobre los metales.

Acción del hidrógeno.— Se combina con algunos metales como el potasio, sodio, cobre, paladio, formando hidruros; pero estas combinaciones tienen poca importancia.

Acción de los cuerpos halógenos.— Tienen mucha afinidad con los metales, formando muchos compuestos, fluoruros, cloruros, bromuros y yoduros; nos fijaremos sobre el cloro: este cuerpo ataca á todos los metales, menos el platino y otros análogos (rodio é iridio). La combinación se efectúa, por lo común, en frío, y á veces acompañada de calor y luz.

El cloro disuelto ataca rápidamente los metales cuyos cloruros son solubles, y así una hoja de oro desaparece muy pronto en una disolución de cloro.

Acción del oxígeno.— Es muy diferente según que actúe á la temperatura ordinaria ó á una temperatura elevada, que esté seco ó húmedo, que sea puro ó que le acompañen otros cuerpos como en el aire.

El rubidio y el potasio son los únicos metales que á la temperatura ordinaria se oxidan en atmósferas de

oxígeno ó de aires secos; los demás necesitan para combinarse con el oxígeno, que la temperatura sea más ó menos elevada, como sucede con el mercurio, que no se oxida sino entre 300° y 400°, y con el cobre, que lo hace al rojo oscuro. Influye también el estado de división en que esté el metal; así el hierro necesita para arder en oxígeno puro que se ponga al rojo, mientras que dicho metal en polvo procedente de la reducción del óxido férrico por el hidrógeno es *pirofórico*; es decir, que arde cuando se le vierte en el oxígeno á la temperatura ordinaria.

El oxígeno húmedo oxida rápidamente á los metales de la primera sección; otros se oxidan también cuando hay en presencia un ácido débil ó muy diluído en agua, como sucede en el aire húmedo, en que la oxidación de los metales se facilita por la presencia del ácido carbónico. El resultado de la acción del oxígeno seco ó húmedo sobre los metales es la formación de los óxidos é hidratos metálicos.

Acción del azufre.—Es análoga á la del oxígeno; cuando está seco y á la temperatura ordinaria, no se combina con ninguno, pero sí con casi todos ellos á temperaturas más ó menos elevadas, produciendo en muchos casos combustiones muy intensas y algunas veces explosiones violentas. El zinc, aluminio y platino resisten á la acción directa del azufre. En presencia del agua se combina con muchos metales á la temperatura ordinaria. Se forman sulfuros ó sulfhidratos. La acción del *selenio* y el *teluro* son análogas á la del azufre, pero tienen poca importancia.

La acción de los demás metaloides es poco importante.

Acción de los metales.—Se combinan unos con otros, á veces con gran desarrollo de calor, para formar las aleaciones.

Acción de los cuerpos compuestos sobre los metales.

Acción de los ácidos.—Actúan sobre los metales según estén concentrados ó diluidos, teniendo también en cuenta en ambos casos la temperatura.

Los hidrácidos forman la sal halógena correspondiente y se desprende hidrógeno. Algunos metales, como el oro y platino, no son atacados por los hidrácidos. El ácido clohídrico liquidado no ataca á los metales, exceptuando el aluminio.

Los oxácidos enérgicos y concentrados disuelven á casi todos los metales á la temperatura ordinaria ó á temperaturas más ó menos elevadas.

Los ácidos débiles sólo atacan á metales alcalinos y alcalino-térreos (de la primera sección).

La acción del ácido nítrico varía bastante según la concentración del ácido, la naturaleza del metal y la del compuesto resultante; el ácido nítrico fumante y en frío no ataca más que al potasio, al sodio y al zinc; por el calor ataca al cobre; el ácido nítrico ordinario ataca con energía á un gran número de metales, como la plata, el cobre, el mercurio y el hierro, formando nitratos; hay metales como el hierro que, introducidos en ácido nítrico fumante, adquieren un estado particular llamado pasivo.

El oro, platino y otros son inatacables por el ácido nítrico y los oxácidos enérgicos, siendo necesario emplear el agua regia para disolverles, transformándoles en cloruros.

Acción de los metales sobre el agua. — Es muy interesante; unos la descomponen á la temperatura ordinaria, otros á temperaturas algo superiores á ésta, y otros, en fin, no lo hacen sino á temperaturas muy elevadas; en todos estos casos queda libre el hidrógeno y se forma, según la naturaleza del metal y la temperatura, un hidrato ó un óxido metálicos.

Clasificación de los metales.

(Véase la papeleta 3.ª)

Aleaciones. — Son combinaciones metálicas dotadas de propiedades físicas comunes á los metales que las forman; cuando entra el mercurio, se llaman amalgamas; en la naturaleza se encuentran aleaciones constituídas por el antimonio de hierro, plata, níquel y cobalto.

Propiedades físicas. — Todas son sólidas, excepto la de potasio y sodio y las amalgamas.

Conducen bien el calor y la electricidad.

Son brillantes, á no ser que se hallen en polvo muy fino.

Tienen una densidad unas veces, y otras menor que los metales que las forman.

Algunas son muy sonoras y otras tienen un olor particular.

Son más duras, más quebradizas y menos dúctiles que los metales que las forman.

Sometidas á la acción del calor, se eleva su temperatura rápidamente y se funden, notándose que la aleación es siempre más fusible que el metal menos fusible que entra en su composición.

Si las aleaciones que contienen metales volátiles se

exponen á una temperatura elevada, se descomponen en todo ó en parte; así se observa que las amalgamas pierden todo el mercurio que contienen, mientras que las aleaciones de potasio, sodio, etc., etc., sólo se descomponen en parte. Cuando la aleación está formada de metales que se funden á temperaturas diferentes, se pueden separar por *licuación*, como se separa el estaño del cobre.

Propiedades químicas.—El oxígeno y el aire actúan sobre las aleaciones del mismo modo que sobre los metales separados, sólo que en algunas la oxidación se verifica de un modo más rápido, cuyo fenómeno se atribuye á la tendencia que manifiesta uno de los óxidos á combinarse con el otro. Si uno de los metales es oxidable y el otro no, se puede emplear la oxidación para separarlos. Las aleaciones tienen bastante importancia en las artes.

Cloruro sódico.

Fórmula.—Na Cl.

Estado en la naturaleza.—Se encuentra en el reino mineral en estado sólido formando grandes masas compactas y explotando como las canteras de piedra al raso ó en galerías subterráneas, llamándose *sal gema* ó sal de meisa; en España se encuentra en Cardona (Barcelona), Minglanilla (Cuenca), Valtierra (Navarra) y algunos otros puntos, pero menos importantes; existe en disolución en el agua del mar (sal marina) y en manantiales, fuentes saladas y lagunas, como las de Fuente Piedra (Málaga), que hay en todos los países, cuyas aguas atraviesan terrenos salíferos, y en Hungría, Siberia y África hay lagos salados cuyas aguas encierran á

veces 15 % de su peso de sal marina. Todos los vegetales, y particularmente los que viven á las orillas del mar y de los manantiales salados, contienen cloruro sódico, así como los líquidos y tejidos animales.

Propiedades.—Es sólido, incoloro y trasparente; si está mezclado con algo de hierro, es rojo, de sabor salado característico.

Cristaliza en cubos que se agrupan unos con otros formando *tolvas*; es decir, unas pirámides cuadrangulares huecas, cuyas paredes están formadas por una serie de gradas; cristaliza también en octaedros.

La densidad es 2,16.

Se disuelve en el agua próximamente lo mismo á todas las temperaturas; 35 % á la ordinaria y 40 % á 100°.

Los cristales de sal marina son anhidros, pero retienen de ordinario un poco de agua madre, y por esto decrepitan al calentarles, porque reducida el agua á vapor aumenta de volumen.

Cuando se mezcla con agua congelada, produce un descenso de temperatura de 20°.

Es insoluble en el alcohol absoluto; el acuoso le disuelve algo y arde con llama amarilla.

Se funde al calor rojo, y al enfriarse forma una masa blanca cristalina; se vaporiza al rojo blanco:

Una disolución saturada de cloruro de sodio enfriada á -10° deja depositar cristales prismáticos de cloruro hidratado ($\text{Na Cl} + 4\text{HO}$), que abandonados á la temperatura ordinaria, se resuelven en un líquido que da cubos anhidros.

Extracción.—Se extrae del agua del mar ó de los manantiales salados ó explotando los criaderos de sal

gema. Del agua del mar ó de los manantiales salados se la separa sometiéndola á la evaporación espontánea, favoreciendo ésta aumentando la superficie del líquido, colocando el agua en estanques de poco fondo y gran extensión hechos sobre terrenos poco permeables, como se hace en las salinas situadas en las orillas del mar en los países cálidos ó templados (como en la isla de San Fernando en España), bien haciéndola descender varias veces por una especie de muros altos ó bastimentos hechos con haces de ramas de espino, debajo de cobertizos abiertos á todos los vientos, en dirección perpendicular á los que más suelen dominar en el país; la evaporación de los líquidos en este caso se termina en calderas.

Cuando la sal gema es bastante pura, no hay más que extraerla de los criaderos, haciéndose la explotación á cielo descubierto si la capa de sal está poco profunda, como sucede en Cardona (Barcelona), ó por medio de galerías si está muy profunda, como en las minas de Wieliczka (Austria); cuya profundidad es de 300 metros. Si no es bastante pura, hay que disolverla para separar las impurezas y evaporar las disoluciones.

Aplicaciones.—Es un cuerpo de numerosas aplicaciones.

En los laboratorios se le emplea para la preparación del ácido clorhídrico y sulfato de sosa.

Como fundente y algunas veces como reactivo.

En la economía doméstica, para sazonar todos los alimentos.

Se le utiliza también para el vidriado de las vasijas de barro y loza.

Se emplea en la ganadería.

PAPELETA 8.^a

Carbono.—Potasio.—Sodio.

Carbono.

Fórmula.—C.

Equivalente 75 (O) 6 (H).

Estado en la naturaleza.—Es uno de los cuerpos más esparcidos en la naturaleza, existiendo ya libre y puro, ya mezclado con otras sustancias, ya formando numerosas combinaciones inorgánicas y orgánicas; todas las sustancias orgánicas tienen carbono.

Varietades del carbono.—Por sus numerosas variedades se les ha clasificado de varias maneras, atendiendo á su origen, á su forma y otros caracteres.

Se les divide en naturales y artificiales; siendo los primeros el *diamante*, el *grafito*, la *antracita*, la *hulla*, el *lignito* y la *turba*; y los segundos son el *cok*, el *carbón de retortas*, el *negro de humo*, el *carbón de azúcar*, el *de maderas*, el *negro animal* ó *carbón de huesos*.

Los carbonos naturales se dividen en *cristalizados*, como el *diamante* y *grafito*, y *amorfos* son los restantes.

Diamante.—Es carbono puro y cristalizado.

Sus principales formas cristalinas son octaedros, cubos y dodecaedros romboidales, presentando las más veces las superficies convexas y las aristas curvilineas.

Es el más duro de todos los cuerpos conocidos, y de esta propiedad se saca partido en las artes para rayar y cortar el vidrio.

La densidad varía entre 3,50 y 3,55. .

Su facultad refringente y dispersiva es muy considerable y contribuyen, favoreciendo las reflexiones interiores, á darle una brillantez superior á todos los cuerpos empleados en la joyería; sin embargo, para que adquiriera toda su facultad reflectante, es preciso tallarle bajo formas diferentes.

Generalmente son incoloros, si bien algunas veces se hallan diamantes amarillos, rosas, azules, verdes y hasta negros, que son los más duros.

Es muy frágil, pudiéndosele pulverizar.

No se conoce ningún disolvente de este cuerpo.

Es mal conductor del calor; sometido á las mayores temperaturas de que se puede disponer, se reblandece, pierde su transparencia y se transforma en carbono amorfo; no se ha conseguido fundirle ni volatilizarle.

Es mal conductor de la electricidad y se electriza positivamente por frotamiento.

El diamante es infusible y arde en el oxígeno á una temperatura elevada sin dejar residuo; Lavoisier fué el primer químico que consiguió la combustión del diamante en el oxígeno, demostrando de este modo hallarse este cuerpo formado por el carbono puro; artificialmente no se le ha podido cristalizar.

Talla del diamante.—El arte de tallar el diamante data desde 1476, y es debido á Luis de Berguem; para tallar un diamante se comienza debastándole paralelamente á seis caras, para lo que se utiliza la *esfoliación* que posee, y se acaba la operación gastándole en una

plataforma de acero cubierto de polvos de diamante, humedecidos con aceite y animada de un movimiento de rotación muy rápido. Estos polvos se obtienen moliendo los pedazos que resultan del desgaste de los diamantes tallados ó pulverizando diamantes negros muy duros que no pueden tallarse.

Pueden tallarse en *tabla*, en *rosa*, que es plana la parte inferior, y la superior forma una cúpula de 24 facetas, y en *brillante* cuya tabla, ó cara plana superior está rodeada de facetas oblicuas, y la culata, ó parte inferior, que comprende los dos tercios del diamante, forma una pirámide cuyas facetas corresponden á las de la parte superior.

Encuétrase el diamante en las arenas de aluvi6n de la India, isla de Borneo, Brasil, Siberia y Montes Urales; y los mayores conocidos son el del Radjha de Mattan en Borneo, que pesa 300 quilates; el del Emperador del Mogol, 292; el de Orlow, de la Corona de Rusia, 194; el gran Duque de Toscana, del Emperador de Austria, 139; el Regente de Francia, 136; el Kohinoor (montaña de luz), de la Reina de Inglaterra, 103. Todos proceden de la India, y la Estrella del Sur (del Brasil), que pesa 129.

Se usa el diamante, además de la joyería, para hacer ejes de relojes, puntas de herramientas para taladrar ó grabar las piedras duras y cortar el vidrio; para este caso se emplea un diamante en bruto, montado con estaño en la extremidad de un utensilio que presenta hacia adelante una arista curva que, corriendo por el vidrio, penetra como una cuña en la raya producida por el frotamiento y separa sus bordes. Los diamantes negros durísimos, engastados en las puntas de herramientas de acero,

permiten trabajar en el torno los trozos de pórfidos que sirven para formar columnas ó las grandes tazas de algunas fuentes públicas.

Grafito (plombagina, lápiz-plomo).— Se encuentra en los terrenos primitivos; acompaña algunas veces á los granitos, á las pizarras y á las arcillas ferruginosas, y existe en Francia, Inglaterra y Siberia y en la isla de Ceylán, pero principalmente en Irkutsk (Siberia), de donde se extrae la mayor parte.

Se presenta cristalizado en láminas exagonales y amorfo, de color gris metálico, compacto, granujiento y escamoso, y contiene de 95 á 90 por 100 de carbono.

Es muy suave al tacto, se deja rayar por la uña, deja en el papel una señal negra, porque las laminillas que le constituyen se disgregan y se adhieren al papel.

Su densidad es 2,1 á 2,4.

Es muy buen conductor del calor y la electricidad.

Resiste altas temperaturas sin ablandarse.

Al rojo arde en el oxígeno ó en el aire, pero con lentitud.

El hierro fundido saturado de carbón abandona al solidificarse lentamente, cierta cantidad de grafito en forma de pajillas exagonales de un gris negruzco, á las cuales debe su color la fundición gris.

Aplicaciones.—Sirve para la fabricación de lapiceros.

Mezclado con mucha arena refractaria, se emplea en la fabricación de crisoles, en los cuales se puede fundir el acero. Reducida la plombagina á polvo fino y diluida con un poco de aceite, ennegrece los objetos de hierro, palastro ó fundición, tales como los cañones de estufa, las trampillas de chimenea, etc. Amasada con materias

grasas para disminuir el frotamiento de los ejes de carruajes y moderar la frotación en ciertas piezas de relojería, y se usa también en la galvanoplastia.

Antracita.—Es una variedad del carbono, casi puro, más negro que el grafito; muy compacto, deleznable y áspero al tacto. Su estructura generalmente es hojosa y algunas veces compacta ó granuda.

Su densidad es 2 próximamente.

Sólo arde cuando la combustión es bastante rápida para elevar mucho la temperatura, pero desprende entonces gran cantidad de calor, siendo por esto un excelente combustible cuando hay tiro suficiente.

Contiene de 8 á 10 por 100 de sustancias extrañas.

Se le encuentra en terrenos de transición en los Estados Unidos, Inglaterra y Francia; la hay en España, pero se explota poco, en Colunga (Oviedo).

Hullas.—Se da el nombre de hulla ó carbón de piedra á un combustible, sin duda alguna vegetal, pero que se encuentra formando capas, á veces de grande extensión y grueso, en los terrenos que llaman la formación carbonífera en la parte superior de la de transición; la hulla carbonizada produce el combustible llamado *cok*; la hulla arde difícilmente si se encuentra en pequeña cantidad y es necesario que el aire tenga fácil acceso para que no se apague.

La hulla es el combustible más precioso en la industria por su riqueza en carbón y el bajo precio á que puede obtenerse en las localidades donde se explota, pero no tiene siempre las mismas propiedades, y por eso se escoge la más á propósito, si es posible, para cada uso particular.

Se dividen generalmente en cinco clase:

Primera clase. *Hullas grasas*.—Estas al arder forman como una pasta y producen cok muy esponjoso y no de muy buena calidad; quemadas sobre rejilla se adhieren á ella y la obstruyen, si no se tiene mucha vigilancia, destruyendo también los hierros de ella; producen un excesivo calor, y por esto son excelentes para fraguas y hornos de reverbero; tienen un aspecto graso particular.

Segunda clase. *Hullas grasas de llama larga*.—Estas hullas no se hacen apenas pastosas y producen un cok que no es tan esponjoso, pero, sin embargo, es de mala calidad; arden bien en rejilla, y por su llama larga son muy buenas en varias industrias y también son las mejores para la fabricación del gas de alumbrar; su aspecto es bastante parecido á las anteriores.

Tercera clase. *Hullas grasas duras*.—Las hullas de esta clase no funden mucho al arder y producen un cok poco esponjoso y bastante denso, que se emplea muy ventajosamente en las operaciones metalúrgicas. Son estas hullas las mejores, bajo todos conceptos, para fabricar el cok.

Cuarta clase. *Hullas secas de llama larga*.—Arden con llama en el primer momento y dan un cok que se rompe fácilmente; no producen tanto calor como las anteriores, y por eso no son buenas para operaciones metalúrgicas; pero lo son en otras operaciones que no necesitan una temperatura tan elevada, por ejemplo, para producir vapor.

Quinta clase. *Hullas secas sin llama*.—Arden con dificultad y dan un cok enteramente pulverulento; pueden emplearse, á pesar de sus malas cualidades, en al-

gunas fabricaciones semejantes á la cocción de cal ó ladrillo; también se emplean para las chimeneas domésticas.

Las hullas en general no contienen más que de 75 á 88 por 100 de carbono, y los cuerpos que van mezclados con carbón son generalmente hidrógeno, ázoe, agua y algunos otros cuerpos; pero las hullas que contienen azufre no son buenas para la metalurgia.

Sus aplicaciones, además de su uso como combustible, sirve para la fabricación del cok y preparación del gas del alumbrado; los productos condensables, como agua amoniacal, bencina, aceites y breas, que se desprenden al mismo tiempo que el gas del alumbrado, se utilizan de mil modos.

Los países donde se encuentran son: Inglaterra, Bélgica, Francia, Alemania y otros muchos puntos; en España tenemos en Asturias Langreo, Siero, Mieres, Lena, Llanera, Avilés, etc., etc.; en Cataluña, San Juan de las Abadesas; en Córdoba, Bélmez y Espiel; en Palencia, Orbó; en León, Sabero; en Santander, Reinosa; en Sevilla, Villanueva; en Cuenca, Hinarejos, y en otras partes.

Lignito.—Es menos puro que la hulla; se le encuentra en los terrenos terciarios, siendo su origen vegetal, pero de época más moderna; es negro, algunos tienen color agrisado, muy duro y compacto; arde con mucha dificultad, necesitando bastante corriente de aire.

Se emplea como combustible; la de estructura muy compacta se trabaja al torno para construir los objetos de *azabache*.

En España se encuentran en Mequinenza (Zaragoza), Granja de Escarp (Lérida) y Utrillas (Teruel).

Turba.—Es de origen más reciente que los lignitos, y está formada casi exclusivamente de vegetales que crecen en los pantanos, y contiene gran cantidad de otras materias; arde con mucha lentitud y produce sólo una tenue elevación de temperatura, por ser esponjosa y encerrar mucha agua. Secándola y comprimiéndola se hace con ella un excelente combustible de bajo precio, y se puede hacer un buen carbón que sustituya á la leña.

En España se encuentra en Navalucillos (Toledo), en Chozas (Madrid) y en las provincias de Cuenca, Santander y Oviedo, pero se explotan poco.

Cok.—Como ya se ha dicho, resulta de la carbonización de las hullas, y 100 kilogramos de hullas dan próximamente unos 60 de cok.

Es negruzco, muchas veces empañado y dotado de algún brillo metálico.

Según sean las hullas de donde provenga, así varían sus propiedades; cuando proviene de hullas secas, conserva la forma; pero si son de hullas grasas, se infla.

Se prepara sometiendo las hullas á la acción del calor en aparatos convenientes para que las sustancias volátiles se puedan recoger, ó en pilas como el carbón vegetal.

Se emplea como combustible.

Carbón de leña.—Es el residuo de la destilación de la leña ó de su combustión incompleta; es negro, frágil y poroso; aunque no tiene una composición constante, se separa poco de la siguiente:

Carbón.....	38,5
Oxígeno é hidrógeno en las proporciones que constituyen el agua.....	35,5
Agua higrométrica.....	25,0
Cenizas.....	1
	100

Prepárase el carbón de dos modos: por destilación en retortas y por pilas.

1.º *Procedimiento por destilación.*—La madera ó leña se calienta en retortas cilíndricas, desprendiéndose gases, óxido de carbono, ácido carbónico y carburos de hidrógeno, al mismo tiempo que productos líquidos, como vinagre, espíritu de leña, breas, etc., etc., que se utilizan. En esta destilación se obtienen unos 27 por 100 de carbono.

El carbón preparado así sirve en la fabricación de la pólvora, teniendo la ventaja de ser homogéneo y muy combustible; las leñas empleadas son ligeras, como las de *arracán*, *álamo* ó *suace*.

2.º *Carbonización en pilas.*—La carbonización de la madera haciendo arder una parte de ella para combinar el resto, se ejecuta en el monte mismo, pues el transporte del carbón es más económico que el de la leña que le produce, por su peso menor. En un terreno llano é igualado al efecto y despejado de leñas que puedan arder, se forma una pila de la que se ha de carbonizar, pero de la formación de esta pila depende mucho el buen éxito de la operación. Igualado el suelo, se pone sobre él una capa circular de leña gruesa, de modo que los maderos estén colocados desde el centro afuera; en medio se coloca verticalmente un tronco grueso, y alrededor de él se van colocando también verticalmente las leñas cortadas

iguales y bien juntas; si las leñas no son rectas, se acomodan mejor echadas horizontalmente siempre en dirección del centro afuera; de una manera ó de otra se pone la leña gruesa debajo, y así la pila es más estrecha en la parte superior; si se quiere más alta, se pone otro leño sobre el del centro y se continúa del mismo modo; el tamaño de éstas pilas es muy variable, pero en las pequeñas se conduce mejor la operación, y en las grandes hay un poco más de rendimiento. Concluída la pila, se cubre por la parte exterior con tierra húmeda ó con la tierra mezclada de cisco de otra operación, y si es poco arcillosa, se toma en *mantas* de la superficie del terreno con la yerba que contiene; al cubrir la pila hay que dejar algunas entradas para el aire, sobre todo hacia la base; en este estado se saca el leño del centro y se echa leña menuda, á la que se prende fuego; éste toma aire de las entradas de la base por entre los maderos que forman la pila, y á poco tiempo empieza á propagarse la combustión desde el centro, en cuyo caso se va tapando con tierra este centro y las aberturas más cercanas á él, cubriendo después las inmediatas á éstas, y así sucesivamente, para que vaya ardiendo la pila por igual en toda su extensión; si se ve que arde más de un lado que de otro, se echa tierra sobre el punto que da más humo. Esta operación, que dura algunos días, exige la mayor vigilancia, pues los resultados dependen de ella; por tanto, es necesario práctica para conducirla bien, pues descuidada podrá dar por resultado un montón de ceniza. Si hay viento, suele encenderse más en el lado por donde viene, y la carbonización no se puede llevar por igual, habiendo á veces grandes pérdidas; por eso debe elegirse un terreno resguardado, si es posible, para for-

mar la pila. Cuando la tierra del exterior está hecha brasa y no sale humo de la pila se cubre con nueva tierra hasta que se logra apagarla, en cuyo caso está concluida la operación.

Una operación bien dirigida produce de 17 á 18 por 100 de la leña empleada, y las leñas que se emplean con preferencia para el carboneo son la encina, fresno, roble, haya, olmo, caoba, guyabo y guyaco, escogiendo las ramas que tienen de 3 á 5 años. Los troncos delgados son los que dan el carbón llamado de *canutillo*, que es el preferido por su buena carbonización y admitir menos cuerpos extraños á causa de su forma; los carbones llamados de *arranque*, que son los de raíces y aun de troncos gruesos, suelen tener más tierra y no son tan estimados; los de rama menuda producen el carbón que se llama generalmente *cisco de tahona*, que es residuo de otras fabricaciones y no se prepara directamente.

Conductibilidad y combustibilidad.—Los diferentes carbonés son muy desigualmente conductores del calor y la electricidad; preparado el carbón á baja temperatura (400°), conduce mal el calor y la electricidad, pero se inflama muy fácilmente; el carbón preparado á alta temperatura (1.200 á 1.500°) conduce bien el calor y la electricidad, y por eso se usa el cisco de tahona para poner el conductor de los pararrayos en comunicación con el suelo.

Los carbones más ligeros, aquellos cuya textura es la más floja, son en igualdad de temperatura de carbonización los peores conductores del calor y los más fácilmente inflamables; así es que los carbones procedentes de leña ligera, como el sauce y el álamo, son más malos conductores y se inflaman con mayor facilidad que los

que proceden de la encina, olmo ó boj; la temperatura que producen es tanto más alta cuanto más denso sea el carbón.

Absorción de los gases.—Posee la propiedad de absorber los gases sin alterarlos, como se demuestra apagando debajo del mercurio un trozo de carbón incandescente para que no pueda entrar el aire en sus poros durante el enfriamiento é introduciéndole después en una probeta llena de gas de amoniaco ó de ácido clorhídico, se ve desaparecer el gas en los poros del carbón y llena el mercurio la probeta.

Aplicaciones.—Se utilizan las propiedades absorbentes del carbón para desinfectar las aguas que salen de los anfiteatros de disección, purificar las cenagosas y conservar pura el agua de las fuentes; para desinfectar las letrinas echando en ellas, ya los restos menudos de carbón que provienen de la calcinación de la turba ó ya serrín.

Además de los gases absorbe las materias colorantes y la humedad del aire.

Negro de humo.—Procede de las llamas de ciertas sustancias orgánicas como las resinas, las breas, las grasas, etc., que dejan desprender bastante cantidad de humo negro procedente del carbón de dichas sustancias, que las atraviesa sin quemarse; recogido convenientemente, constituye un polvo muy tenue, de color negro, mate unas veces y lustroso y brillante otras; es bastante, sin embargo; contiene sustancias bituminosas y alguna ceniza.

Se le prepara quemando resina y dirigiendo los humos á una cámara, cuyas paredes están cubiertas de pieles ó de tela, sobre las que se deposita el negro de humo; para recogerle se hace descender un cono cuyo borde inferior raspa las paredes de la cámara; otras veces se

quemar en lámparas, sustancias que arden con llama más ó menos fuliginosa, cuyo humo se recoge en unos sacos cilindricos de tela, constituyendo el *negro de lámpara*.

Sirve para fabricar las tintas de imprenta y de litografía, para la pintura, para la tinta ordinaria y para la llamada *tinta de China*.

Carbón animal (negro animal, carbón de huesos, negro de marfil). Proviene de la combustión de los huesos en vasos cerrados; contiene siempre nitrógeno. Se prepara sometiendo á la destilación en cilindros de hierro los huesos desengrasados reducidos á pequeños pedazos; el carbón obtenido tiene 12 por 100 de carbón mezclado con 88 por 100 de fosfato y carbonato de cal: posee la facultad decolorante en más alto grado que el carbón vegetal; por esta propiedad se emplea, bien lavado, en la fabricación del azúcar, de los jarabes y de los álcalis vegetales.

Carbón de retortas.—Es el que se deposita en las paredes de los retortas en que se fabrica el gas del alumbrado, procedente de la descomposición de los carburos de hidrógeno que se desprenden en la destilación de la hulla, al ponerse en contacto con dichas paredes, que están á una temperatura muy elevada; dejan libre el carbono que forma á veces unas incrustaciones de bastante espesor, es negro, brillante, muy duro y compacto (*carbón metálico*), siendo difícil trabajarle con la lima; conduce bien el calor y la electricidad y arde con dificultad en presencia del oxígeno, produciendo su combustión una temperatura muy elevada y no deja apenas ceniza.

Sirve para construir los prismas que se emplean en algunas pilas eléctricas, los cilindros ó prismas, entre los cuales se produce la luz eléctrica en algunos aparatos.

tos, y los crisoles, tubos y otros objetos usados en los *laboratorios*.

Propiedades físicas.—Conocidas las diferentes variedades del carbón, deben darse á conocer las propiedades que caracterizan á la especie química carbono: es sólido, incoloro cuando está cristalizado y puro, y de color negro, con brillo ó sin él, cuando no está cristalizado; no tiene olor ni sabor; más denso que el agua é insoluble en ésta; se disuelve en el hierro fundido; el calor no le funde ni volatiliza, y tampoco le alteran la luz ni la electricidad.

La propiedad física más notable es el poder absorbente que tiene para muchas sustancias gaseosas, líquidas y sólidas, principalmente en los carbones porosos; también retiene las materias colorantes y algunas sales metálicas.

Por la influencia de una pila de 500 elementos pudo Despretz reblandecerle.

Propiedades químicas.—De todos los cuerpos simples no metálicos, el oxígeno y el azufre son los únicos que se unen directamente al carbono. Combinándose el oxígeno con el carbono, forma muchas compuestas, siendo las más importantes el *óxido de carbono* (CO) y el *ácido carbónico* (CO²); con el azufre forma el *sulfuro de carbono* (CS²); el carbono no se combina directamente con el hidrógeno, pero por medios indirectos forma muchos carburos; dos de estas combinaciones son gaseosas á la temperatura ordinaria, el *hidrógeno proto-carbonado* (C²H⁴) y el *hidrógeno bicarbonado* (C⁴H⁴), y las demás son sólidas ó líquidas. Se combina con el nitrógeno y forma un gas de un olor penetrante, que arde con una llama purpúrea, llamado *cianógeno* (C²N ó Cy),

cuyo compuesto se une al hidrógeno formando el *ácido prúsico* ó cianhídrico (HCy), que es uno de los venenos más enérgicos que se conocen. El carbono también se combina con el hierro y forma el *acero*.

El carbono descompone el agua al calor rojo y se produce una mezcla de hidrógeno carbonado, ácido carbónico y óxido de carbono. El ácido sulfúrico es también descompuesto por el carbono á una temperatura de 100° á 200°, originándose el ácido carbónico y el ácido sulfuroso. El carbono descompone el ácido nítrico á una temperatura poco elevada; los productos de la descomposición varían con la temperatura y la concentración del ácido, pasando siempre el carbono al estado de ácido carbónico.

Potasio.

Fórmula.—K.

Equivalente.—39 (H) 490 (O).

Historia.—Descubierto por Davy en 1807; descomponiendo la potasa por una corriente eléctrica; Gay-Lussac y Tenard idearon al poco tiempo el medio de extraerle en mayor cantidad, reduciendo la potasa por el hierro al rojo blanco, y Brunner en 1825 utilizó para extraer el potasio la reducción del carbonato potásico por el carbón.

Estado en la naturaleza.—No existe libre. El nitrato de potasa se produce constantemente en la superficie de la tierra de los países cálidos (India y Egipto); sus combinaciones son abundantes en el reino mineral y vegetal.

Propiedades físicas.—Cristaliza en cubos ó en octaedros de color blanco argentino y brillante, que le pierde

al aire y adquiere un color gris azulado; á la temperatura de 15° es blando como la cera, se le puede aplastar entre los dedos y cortarle con un cuchillo.

A 0° es algo quebradizo.

A 15° su densidad es 0,865.

Se funde á los $62,5^{\circ}$, y en este estado se parece al mercurio.

Al calor rojo se volatiliza, produciendo un gas de color verde-esmeralda.

Después del cesio y del rubidio es el cuerpo más electro-positivo.

Propiedades químicas.—Es muy combustible, ardiendo con intensidad en atmósferas de gases ó de vapores comburentes.

Es nocivo por la gran afinidad que tiene para el oxígeno y otros elementos de los que constituyen los tejidos orgánicos á los que cauteriza rápidamente.

En el oxígeno ó en el aire completamente secos á la temperatura ordinaria, apenas se altera; á temperatura elevada arde, transformándose en peróxido de potasio (KO^2); si aquéllos están húmedos, se oxida rápidamente, tomando color violáceo y formándose después una costra blanquecina sobre la superficie del metal, que es debida al hidrato ó al carbonato potásico que se ha producido; para preservarle de la oxidación, se conserva debajo del aceite de nafta, que es un compuesto de hidrógeno y carbono, inalterable en contacto del potasio. Forma también con el oxígeno un protóxido (KO).

Se combina directamente con el azufre, en cuyo vapor arde y con algunas otras metaloides.

No se combina con el hidrógeno á la temperatura ordinaria; á la de 300° absorbe 126 veces su volumen de

hidrógeno y forma un *hidruro de potasio*, cuerpo sólido, cristalino, de color blanco argentino y brillante como una amalgama de plata; calentado en el vacío ó en una atmósfera de hidrógeno se funde sin descomponerse; á 200° comienza á disociarse, y á 450° se descompone por completo; se inflama espontáneamente en contacto del aire.

El potasio arde en atmósferas de fluor, cloro, vapor de bromo y de yodo y en el gas cianógeno; si se proyecta un fragmento de este metal sobre el bromo líquido, produce una explosión.

Echando el potasio sobre el agua, éste líquido se descompone inmediatamente, desprendiéndose gran cantidad de calor, y el potasio se funde, corriendo sobre la superficie del líquido en forma de una esferita brillante que va acompañada de una llama purpúrea con un tinte violado, debida á la combustión del hidrógeno que se desprende mezclado con vapores de potasio; y en cuanto cesa la llama, el globulillo estalla, despidiendo con fuerza un pequeño fragmento.

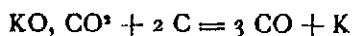
Obtención.—Davy obtuvo este cuerpo la primera vez colocando sobre una lámina metálica un fragmento de hidrato de potasa con una cavidad llena de mercurio, y puso en contacto del mercurio el polo negativo de una pila voltaica muy enérgica. El óxido de potasio y el agua se descompusieron á un mismo tiempo, dirigiéndose el oxígeno de la potasa y el del agua al polo positivo, y el potasio y el hidrógeno al polo negativo, donde se formó una amalgama de potasio, la cual introdujo rápidamente en una retorta de vidrio y por la destilación consiguió separar el potasio del mercurio.

Gay-Lussac y Thenard obtuvieron el potasio en ma-

yor cantidad y más fácilmente, haciendo llegar la potasa fundida sobre torneaduras de hierro colocadas en un cañón de fusil y expuestas al calor rojo; el potasio se desprende en vapores que se condensan en un recipiente que contiene aceite de nafta.



Brunner ha conseguido obtener este metal en cantidad más considerable que por los métodos anteriores, siguiendo el procedimiento recomendado por Curaudeau, que consiste en descomponer el carbonato de potasa por el carbón á una temperatura elevada.



Se mezcla el carbonato de potasa con el carbón y se echa la masa en frascos de hierro forjado, de los que sirven para transportar el mercurio; á la boca de los frascos se atornilla un tubo de hierro corto y se les coloca horizontalmente én un horno: el tubo se comunica con un recipiente de cobre que contiene nafta. Los frascos se suelen reemplazar por tubos de palastro cubiertos de un lodo arcilloso, cerrados por sus dos extremos con tapas de hierro fijas con tornillos. Al recipiente llegan mezclados el óxido de carbono y los vapores de potasio, lo cual es causa de que se pierdan algunas cantidades de metal. Ultimamente Donny y Mareska han ideado un recipiente muy sencillo, cuya disposición impide el contacto continuado del óxido de carbono y el metal. Este recipiente es de palastro; tiene la forma de una caja rectangular bastante ancha y de poca altura; por uno de los lados menores está fija al tubo del frasco, y el opuesto se halla abierto en toda su longitud; el óxido de carbono sale por

la parte superior de esta abertura, donde se le inflama y el potasio destila ó cae fundido en un vaso de hierro que contiene aceite mineral.

Aplicaciones.—Tiene muy pocas, pues generalmente le reemplaza el sodio.

Sodio.

Fórmula.—Na.

Equivalente.—23 (H) 287 (O).

Historia (la misma que la del potasio).

Estado en la naturaleza.—Existe combinado con el oxígeno y silicio, formando el silicato de sosa en ciertos minerales que entran en la composición de las rocas primitivas. Combinado con el cloro constituye el cloruro de sodio ó sal marina, que se halla en disolución en las aguas del mar y en muchos terrenos formando grandes masas.

Propiedades físicas.—Cristaliza en octaedros cuadrangulares, de color blanco argentino que se empaña muy pronto en contacto del aire; por eso se conserva lo mismo que el potasio.

Es sólido é inodoro.

Blando como la cera á la temperatura ordinaria, pero á 20° aumenta su dureza.

Se funde á 90°,6 y al rojo se volatiliza, siendo su vapor incoloro.

Su densidad á 15° es 0,985.

Es menos electro-positivo que el potasio.

Es muy reductor, arde con llama amarilla característica.

Propiedades químicas.—Corroe las sustancias y te-

jidos orgánicos, por lo cual debe evitarse ponerle en contacto con éstos.

El oxígeno y el aire bien secos no alteran al sodio, que puede fundirse en presencia de ellos sin arder; pero si están húmedos, va perdiendo poco á poco el brillo argentino, tomando un color azulado cada vez más oscuro, terminando por cubrirse de una capa de hidrato ó de carbonato sódico.

Forma con el sodio dos óxidos como el potasio.

Se combina con el hidrógeno, cuando se le mantiene fundido en una atmósfera de este gas á una temperatura de 300°, formándose un *hidruro de sodio*.

Se le puede fundir en una atmósfera de cloro seco sin combinarse con él; lo mismo le pasa con el bromo y el yodo.

Descompone el agua á bajas temperaturas, y cuando se le echa en este líquido se funde por el calor que se desprende al oxidarse, formando un glóbulo brillante; pero no se inflama como el potasio cuando recorre la superficie del líquido; pero fijándole en un punto de la superficie del agua, lo cual se consigue espesándola con goma ó almidón, el gas hidrógeno se inflama porque en este segundo caso no se pierde tanto calor como cuando se mueve en la superficie del líquido.

Obtención.—Se siguen los mismos procedimientos que para el potasio; pero en el último que vimos se han introducido algunas modificaciones que también se pueden hacer extensivas al potasio. Sainte-Claire, Deville, obtuvo el sodio formando una mezcla de veinte partes de carbonato de sosa seco, nueve de hulla muy dividida y tres de creta pulverizada; la mezcla se coloca en los frascos ó cilindros de hierro y se expone á la acción del

calor rojo sombra. El óxido de carbono y los vapores de sodio pasan al recipiente, el gas marcha al aire por la parte superior, destilando el sodio á la vasija dispuesta para recibirle en el aceite mineral.



La cal resultante de la calcinación de la creta sirve para impedir que se funda la mezcla.

De un kilogramo de mezcla se obtienen 285 gramos de metal impuro. Para purificarle se funde debajo del aceite mineral, que es menos volátil que el aceite de nafta, y se echa en moldes de hierro. Las barritas de sodio que se sacan de los moldes se impregnan de petróleo y se conservan en frascos bien secos y cerrados.

Aplicaciones.—Se emplea como agente reductor en la extracción del boro y del silicio y en otras operaciones de laboratorio; la mayor parte del sodio que se extrae se utiliza para la metalurgia del magnesio y del aluminio.

PAPELETA 9.^a

Cloro, ácido nitroso é hiponítrico.—Estaño.—Plomo.

Cloro.

Fórmula.—Cl.

Equivalentes.—35,4 (H) 443 (O).

Historia.—Scheele descubrió este cuerpo el año 1774, y le llamó *ácido muriático deflogisticado*; en el cambio de nomenclatura Lavoisier le dió el nombre de *ácido muriático oxigenado*, y Kirvan le denominó *gas oximuriático* porque le consideró como el resultado de la combinación del ácido muriático con el oxígeno. El año 1811 Gay-Lussac, Thenard y Davy probaron que este cuerpo es un elemento, al cual dió Davy el nombre de *clorina*, que en griego significa *verde claro*, para recordar una de las propiedades físicas que más le distinguen. Ampeere le dió después el nombre de *cloro*.

Estado en la naturaleza.—No se encuentra puro en la naturaleza, pero se halla muy abundante en el estado de combinación con el sodio, formando *cloruro de sodio ó sal común* que se encuentra en grandes masas en ciertos terrenos, y cantidades considerablemente disueltas en las aguas de mar.

Propiedades físicas.—Es un cuerpo gaseoso á la temperatura y presión ordinaria, pero á—50° ó á 6 atmós-

feras y temperatura de 0° se liquida, y á -102° se ha conseguido transformarle en una masa cristalina amarilla.

En el estado gaseoso es amarillo verdoso, y si está líquido, amarillo oscuro; de olor desagradable, fuerte y sofocante, su sabor es astringente picante.

Tiene por densidad el gas 2,44, y en estado líquido 1,33.

Es soluble en el agua; un litro de agua á 0° disuelve un 1,44 de cloro; su solubilidad en vez de decrecer como la de los otros gases cuando la temperatura sube desde 0° , se aumenta hasta 8° , donde alcanza su maximum; el agua disuelve entonces tres veces su volumen de este gas; más arriba de esta temperatura disminuye la solubilidad; la disolución tiene el color, olor y sabor del gas, y recibe el nombre de *agua de cloro ó agua clorurada*.

Para preparar el cloro líquido se emplean los cristales laminares de hidrato de cloro, que se forman cuando se expone la disolución acuosa de cloro á la temperatura de 2 á 3° , cuyos cristales están compuestos próximamente de 72 partes de agua y 28 de cloro. Se colocan estos cristales bien secos en el tubo de Faraday, y sumergiendo en un baño de agua á la temperatura de 35° la extremidad del tubo en la cual se hallan contenidos los cristales, se consigue liquidar el cloro en el otro extremo, que debe hallarse en una mezcla frigorífica.

Propiedades químicas.—Es un cuerpo muy electro-negativo, oxidante y comburente; esta última propiedad se demuestra si se introduce en un frasco lleno de cloro bien seco un trozo de fósforo, éste arde porque se combina con aquél para formar cloruro de fósforo; también arde el arsénico, el antimonio, el bismuto, etc., cuando se les hace caer reducidos á polvo muy fino de atmósferas

de cloro seco; con el cobre, el experimento se verifica introduciendo en un frasco, lleno de cloro bien seco, una espiral de alambre muy delgado de dicho metal, en cuyo extremo se coloca un trozo de pan de oro para iniciar la reacción, ó bien se calienta dicha extremidad antes de introducirla en el cloro.

Apaga los cuerpos en combustión; una bujía encendida, sumergida en este gas, se apaga, pero la llama se pone rojiza antes de desaparecer.

El cloro obra como un veneno sobre la economía animal; respirado en corta cantidad excita la tos y ocasiona una opresión de pecho que dificulta la respiración, y cuando se está mucho tiempo expuesto á su acción, produce esputos sanguinolentos y aun á veces la muerte.

Tiene poca afinidad con el oxígeno; sólo se combinan estos dos gases cuando uno de ellos se halla en el estado naciente y forma muchos compuestos que son los más notables:

Ácido hipocloroso. ClO .

Ácido cloroso. ClO^2 .

Ácido hipoclorico. ClO^4 .

Ácido clórico. ClO^5 .

Ácido perclórico. ClO^7 .

además hay ya otros dos que son el *cloroclorico* y *cloroperclórico*.

El cloro, al unirse al azufre y al nitrógeno, sus compuestos son poco importantes.

Se une al hidrógeno y da lugar á los fenómenos siguientes:

1.º Si se llena un frasco de una mezcla hecha con volúmenes iguales de dichos dos gases y se coloca en la oscuridad, los gases permanecen mezclados sin ex-

perimentar la menor alteración; por el contrario, si se expone la mezcla á la luz difusa á la temperatura ordinaria, los gases se combinan poco á poco y se produce el *gas ácido clorhídrico* (HCl) permaneciendo el mismo volumen.

2.º Cuando se sumerge un cuerpo en combustión en la mezcla, la combinación es instantánea. La combinación también se verifica á 200º.

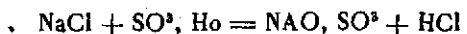
3.º En fin, si se expone la mezcla á los rayos directos del sol, la combinación es instantánea y con explosión; la luz obra como el calor, actuando del mismo modo la electricidad; en todos los casos se forma el mismo ácido.

Se combina con casi todos los metales.

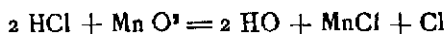
El agua clorurada no sufre alteración alguna cuando se la conserva en la oscuridad y en un frasco bien tapado; la luz difusa la decolora un poco y con más prontitud los rayos directos del sol; entonces el cloro descompone parte del agua, y por efecto de esta descomposición se forman los ácidos clorhídrico é hipocloroso ($2 \text{Cl} + \text{HO} = \text{HCl} + \text{ClO}$); para evitar esta descomposición se recomienda conservar la disolución acuosa de cloro en frascos de color violado ó cubiertos con papel negro; el agua clorurada es un oxidante muy energético.

Obtención.—Por el método de Berthollet. Se pone en un matrás de vidrio una mezcla formada de una parte de peróxido de manganeso pulverizado y de cuatro de cloruro de sodio; se echan después por el tubo de seguridad dos partes de ácido sulfúrico del comercio, diluido en un poco de agua, y se coloca el matrás sobre un hornillo á fuego lento; en cuanto el ácido sulfúrico hidratado se halla en contacto del cloruro de sodio, reacciona

sobre este cuerpo, originándose sulfato de sosa y ácido clorhídrico;

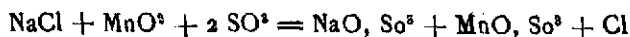


este ácido obra sobre el peróxido de manganeso y produce agua, cloruro de manganeso y cloro libre;



el ácido sulfúrico, en exceso con la intervención del agua, obra sobre el cloruro de manganeso como antes lo hizo sobre el cloruro de sodio y se forma sulfato de protóxido de manganeso, ácido clorhídrico y cloro que se desprende; el ácido clorhídrico nuevamente formado reacciona sobre otra cantidad de peróxido de manganeso, y así continúa hasta que se termina la operación; de modo que los productos definitivos de la reacción son sulfato de sosa y de manganeso que quedan en el matrás y todo el cloro del cloruro de sodio que se desprende bajo la forma gaseosa.

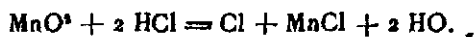
La reacción final estará representada por la ecuación siguiente:



el cloro no puede recogerse sobre el mercurio, porque se combina inmediatamente con este metal á la temperatura ordinaria; se le recoge sobre el agua saturada de sal común, que disuelve una cantidad menor de este cuerpo que el agua pura.

2.º Procedimiento de Scheele. Se pone en un globo bióxido de manganeso en pequeños fragmentos y ácido clorhídrico (100 gramos de bióxido y 400 de ácido); la acción comienza en frío y se le activa con algunos

carbones formándose cloro, cloruro de manganeso y agua.



Cuando se quiere obtener cloro seco, se hace pasar este gas, después de bien lavado, por un tubo lleno de cloruro de calcio ó por un tubo en forma de U lleno de piedra pómez, impregnado de ácido sulfúrico concentrado, y se le recoge en un frasco bien desecado; el cloro, siendo más denso que el aire, ocupa la parte inferior del frasco y le va llenando poco á poco; lleno el frasco de gas, se saca con lentitud el tubo y se tapa inmediatamente el frasco con un tapón esmerilado.

Aplicaciones.—Por sus propiedades decolorantes y desinfectantes tiene muchas aplicaciones.

El cloro destruye los colores de origen vegetal, y por esta propiedad se emplea para blanquear las telas de hilo y algodón; las materias colorantes de origen orgánico vegetal y animal están compuestas de oxígeno, hidrógeno, carbono y algunas veces de nitrógeno; el cloro las descompone, apoderándose de su hidrógeno para formar ácido clorhídrico, y la materia colorante se presenta blanca en virtud de esta descomposición.

Decolora la tinta común de escribir, que no es más que un galato de sexquióxido de hierro.

El cloro no ataca á la tinta de imprenta ni á la de china, porque el principio colorante de ellos, que es el carbono, no se combina directamente con el cloro.

Se emplea para la desinfección de los hospitales, salas de disección y todos los sitios donde se desprenden miasmas pútridos de las materias orgánicas en descomposición.

Sirve igualmente para combatir las asfias causadas por el ácido sulfhídrico.

Acido nitroso.

Fórmula.— NO^{S} .

Es tan inestable, que no se le puede obtener en estado de pureza; de ordinario se presenta en forma de un líquido azul, que una tenue elevación de temperatura descompone en bióxido de nitrógeno y ácido hiponítrico.

Prodúcese por la oxidación del bióxido de nitrógeno en presencia de una corta cantidad de oxígeno á -40° ó por la acción del bióxido de nitrógeno sobre el ácido hiponítrico á baja temperatura.

Acido hiponítrico.

Fórmula.— NO^{4} .

Historia.—Este cuerpo se descubrió al mismo tiempo que el ácido nítrico, pero no se conocieron bien sus propiedades hasta las investigaciones hechas por Dulong y Gay-Lussac.

Propiedades físicas.—Es un líquido amarillo á 0° , amarillo anaranjado á 15° y rojo oscuro á 20° ; su sabor es cáustico.

Hierve á 28° y se solidifica á $-13^{\circ},5$. Su densidad es de 1,42. Da vapores de color rojo intenso, y la densidad de ellos es de 1,72.

Propiedades químicas.—Enrojece la tintura azul de tornasol y mancha la piel de amarillo desorganizándola completamente. De todos los compuestos de nitrógeno del que mejor resiste la acción del calor.

No se combina con el agua ni con las bases.

En presencia de los álcalis se descompone en ácido nitroso y en ácido nítrico, produciendo nitratos y nitratos.



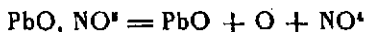
Lo mismo pasa en presencia de una corta cantidad de agua.

El ácido hiponítrico es un oxidante enérgico y oxida rápidamente el azufre y el fósforo.

Descompone el ácido sulfhídrico dando agua, bióxido de nitrógeno y azufre.



Preparación.—Se prepara calentando en una retorta de barro el nitrato de plomo bien desecado; la retorta comunica con un recipiente de vidrio sumergido en una mezcla frigorífica, en el cual se va condensando el ácido.



Estaño.

Fórmula.—Sn.

Equivalentes.—335 (O) 58,8 (H).

Historia.—Es conocido desde la más remota antigüedad, y le dieron el nombre de Júpiter.

Estado en la naturaleza.—El único mineral de estaño que se explota es el bióxido (casiterita); se le encuentra muy abundante en Inglaterra, Sajonia é Indias y en España, Monterrey (Orense). Suele estar mezclado con otros minerales muy densos, como sulfuros y arseniuros de hierro, cobre, plomo, etc.

Propiedades físicas.—Es sólido, cristaliza en prismas de base cuadrada.

Color blanco argentino con brillo metálico.

Frotado entre los dedos adquiere un olor desagradable.

Su densidad es de 7,12 á 7,19.

Doblándole en diferentes direcciones produce un ruido particular conocido con el nombre *crujido del estaño*; es poco tenaz, poco dúctil y muy maleable, se puede extender en láminas delgadas (papel de estaño) que pueden llegar á tener 27 milésimas de milímetro de espesor; su estructura es fibrosa y cristalina y se modifica por los descensos de temperatura.

No se le puede reducir á polvo por la percusión; para obtenerle muy dividido se funde el metal en una cápsula y se le agita rápidamente con una brocha hasta que se enfría.

Se funde á la temperatura de 228°, y al calor rojo da vapores sensibles.

Propiedades químicas.—No se altera en el aire á la temperatura ordinaria; mas á una temperatura elevada se oxida rápidamente, y al rojo blanco el metal arde con una llama blanca.

Descompone el agua á temperaturas muy elevadas, ó sea al calor rojo, y si aquélla tiene en disolución algún álcali como la potasa ó sosa, se disuelve en ella con desprendimiento de hidrógeno y se transforma en ácido estánnico.

Puede arder en atmósferas de cuerpos comburentes como el cloro y el oxígeno, á temperatura elevada.

No es venenoso.

No forma ningún compuesto con el hidrógeno.

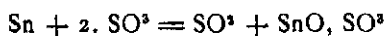
Con los cuerpos halógenos forma las sales *estannosas* y *estánnicas* correspondientes.

Se combina con la mayor parte de los metaloides, como el azufre, selenio, telurio etc., etc.

El ácido clorhídrico le disuelve lentamente en frío, y rápidamente en caliente; se desprende hidrógeno.

El ácido nítrico le oxida fácilmente y le transforma en *ácido metastánico*, siempre que el ácido no esté en el máximum de concentración, pues en este caso no ejerce acción sobre el estaño.

El ácido sulfúrico diluido hirviendo le ataca lentamente, desprendiéndose gas hidrógeno; pero si el ácido está concentrado y caliente, la acción es muy enérgica, desprendiéndose ácido sulfuroso, y el metal se convierte en sulfato de protóxido.



A. *Extracción del estaño.*—La metalurgia del estaño está fundada en la reducción por el carbón de óxido natural que se tuesta previamente para separar el azufre y el arsénico.

Se practica en un horno de los llamados de manga, de cuatro metros de altura, que termina en su parte inferior en un crisol donde se reúne el metal; se inyecta aire dentro del horno por medio de una *tobera*; el carbón se transforma en óxido de carbono, que á su vez pasa á ácido carbónico á expensas del oxígeno del óxido de estaño, quedando el metal libre.

Aplicaciones.—En química se emplea como agente reductor, sobre todo unido al ácido clorhídrico. En la industria y en las artes tiene numerosas aplicaciones, ya formando aleaciones muy importantes, como los bronce,

ya aislado para la construcción de muchos aparatos y utensilios, para el estañado de algunos metales y en estado de hojas ó papel de estaño para cubrir algunas sustancias alimenticias.

El bisulfuro de estaño, conocido con los nombres de *oro musivo*, *oro mosaico* y *oro de Júpiter*, se emplea para broncear las almohadillas de las máquinas eléctricas con objeto de favorecer el desarrollo del fluido eléctrico.

Una mezcla de protocloruro y bicloruro de estaño forman con las sales de oro un precipitado purpúreo (púrpura de Cassius) que se usa en el adorno de los objetos de vidrio y porcelana para darles los colores violeta y rosa.

La *hojadelata* no es más que palastro cubierto en sus caras con una capa delgada de estaño, la cual se conserva tan bien como el estaño en tanto que el hierro no tiene el contacto del aire por ninguno de sus puntos; lavando con una disolución de ácido clorhídrico y ácido nítrico la superficie de la hojadelata, le quita la capa superficial y se hace visible la superficie cristalizada de la aleación de estaño é hierro y se tiene lo que se llama *muaré metálico*.

Plomo.

Fórmula.—Pb.

Equivalentes.—1294 (O) 103,5 (H).

Historia.—No se sabe la época del descubrimiento de este metal: antiguamente se le conocía con el nombre de Saturno, y algunas combinaciones aún conservan este nombre.

Estado en la naturaleza.—No se encuentra libre en

la naturaleza; generalmente existe combinado con el azufre, formando el mineral conocido con el nombre de *galena*, y con los ácidos carbónico (plomo blanco), crómico (plomo rojo de Siberia), fosfórico (plomo verde), sulfúrico (plomo sulfatado), etc. Se halla en cantidad muy pequeña en la sangre, hígado y otros órganos, ingerido por los alimentos.

Propiedades físicas.—El plomo es gris azulado y su fractura reciente presenta un brillo metálico bastante fuerte. Es tan blando, que se deja rayar con la uña y mancha el papel. Es muy maleable, poco dúctil, es el menos tenaz de los metales usuales, y por lo tanto difícil para estirarse en alambres de pequeño diámetro.

Cristaliza en octaedros regulares por fusión.

Su densidad es 11,4.

Funde á 335°; al rojo emite vapores y se le puede destilar al rojo blanco; á esto se debe las pérdidas que se observan en la metalurgia del plomo.

Desarrolla un olor especial, poco intenso, cuando se le frota.

Propiedades químicas.—El plomo, muy brillante en su corte recién hecho, se empaña rápidamente al contacto del aire por efecto de la formación de la capa de sub-óxido plúmbico Pb^2O . Calentado algún tanto más arriba de su temperatura de fusión, se cubre de una película erizada que absorbiendo poco á poco el oxígeno del aire, se transforma en protóxido de plomo PbO de color amarillo (*masicot*), y si el calor es más fuerte, se hace la oxidación con mayor rapidez y entra en fusión el protóxido originado (*litargirio*).

No descompone el agua sino débilmente y á una temperatura muy elevada, no haciéndolo á la ordinaria, ni

en presencia de los ácidos, ni en la de los álcalis enérgicos; en el agua que tiene aire disuelto se oxida fácilmente el plomo, cubriéndose de una capa blanca de hidrato y de carbonatos, y como el hidrato es algo soluble, el agua adquiere propiedades tóxicas; pero si lleva en disolución algunas sales cálcicas (sulfato ó bicarbonato), como les sucede á las de los ríos y de todos los manantiales, no disuelven nada de plomo, y no hay inconveniente en que circulen por tubos de este metal, sobre todo si éstos están llenos completamente de agua; no conviene la presencia de nitratos que disuelven el plomo.

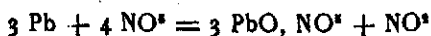
Es un cuerpo venenoso.

Muchos metaloides se combinan directamente con el plomo, y forma con algunos metales aleaciones importantes.

El ácido clorhídrico no ataca al plomo en frío resguardado en contacto del aire, y sí lentamente á la temperatura de ebullición.

Tampoco le ataca el ácido sulfúrico diluido, y de aquí el uso de las cámaras de plomo para la preparación de este ácido, pudiéndose aún empezar su concentración en retortas de plomo, pero no es posible concluirla, porque el ácido concentrado da ácido sulfuroso y sulfato de plomo.

El ácido nítrico ataca á este metal á la temperatura ordinaria; se forma nitrato de plomo soluble y se desprenden vapores rojos.



Extracción.—El plomo se extrae algunas veces del carbonato; reduciéndole por el carbón, se desprende áci-

do carbónico y el plomo queda libre, pero más frecuentemente se extrae de las galenas.

1.º De *reducción* se emplea para las galenas impuras que contienen mucha ganga silicea; se funda en la propiedad que tiene el hierro de reducir á una temperatura elevada el sulfuro de plomo, formándose sulfuro de hierro, y el plomo queda libre; la operación se practica en hornos llamados de manga.

2.º El de *reacción* consiste en tostar previamente la galena para que una parte de ella se transforme en óxido y en sulfato de plomo, desprendiéndose gas sulfuroso.

Calentado el óxido y el sulfato de plomo con el sulfuro no descompuesto, reacciona sobre él, produciendo gas sulfuroso que se desprende, y el plomo queda libre (*plomo de obra*).

Estas operaciones se practican en un horno de reverbero.

Aplicaciones.—Se emplea para cubrir azoteas, construir vasijas, y en grandes planchas para hacer las cámaras de plomo para la fabricación del ácido sulfúrico.

Combinado con estos metales, forma aleaciones de bastante interés para las artes, siendo las más principales de éstas la *soldadura de plomeros*, compuesta de dos partes de plomo y una de estaño; la *soldadura de hojalateros*, la cual está formada de partes iguales de plomo y estaño; la aleación que se emplea para hacer los *caracteres de imprenta*, que está formada de cuatro partes de plomo y una de antimonio, y la *aleación fusible* en el agua hirviendo (aleación de Newton ó de Arcet) compuesta de cinco partes de plomo, tres de estaño y ocho de bismuto. Se emplea también en la fabricación de balas y perdigones, en los ensayos de la plata y del oro.

por la copelación, y forma parte de varios medicamentos.

El *minio* es un óxido de plomo que se emplea para teñir los papeles de tapicería y los lacres, para el barniz ó vidriado de las lozas comunes, y forma con el bixido el esmalte de las finas. Empléase para embarrar las juntas de las calderas de vapor una mezcla de minio y albayalde diluidos en un poco de aceite.

PAPELETA 10.^a

Ideas generales del azufre y fósforo.—Óxido de carbono.—Ácido carbónico.

Azufre.

Fórmula.—S.

Equivalentes.—200 (O) 16 (H).

Historia.—Conocido desde la más remota antigüedad, empleándole los pueblos en sus ceremonias religiosas, en el siglo XII Alberto el Magno indicó la existencia del azufre amorfo, y Rouelle en el siglo XVIII. Sthal le dió su verdadero significado.

Estado en la naturaleza.—En el reino mineral existe libre (azufre nativo) en cristales transparentes de color de ámbar ó amarillo de limón y en masas cristalinas opacas de color amarillo, siendo muy abundantes en terrenos volcánicos como las *solfataras* de Sicilia, y en Puzol (cerca de Nápoles). En España se halla en bastante cantidad en Hellín (Albacete) y Conil (Cádiz).

Existe en el estado de combinación en los sulfuros metálicos y en los sulfatos; se encuentra en algunas aguas minerales, en el estado de ácido sulfhídrico y algunas sustancias vegetales le contienen.

Muchas veces está mezclado con materias térreas.

Propiedades físicas.—Es sólido, deleznable, de un

color amarillo de limón; algunas variedades tienen color pardo, mate unas veces y lustroso otras.

Es inodoro, pero por la frotación desprende un olor particular, y al propio tiempo se electriza negativamente.

Existe bajo varios estados alotrópicos debidos á la acción del calor; se le puede obtener amorfo y cristalizado en agujas prismáticas brillantes por la fusión y en octaedros, en el sulfuro de carbono por la vía húmeda; por lo tanto, es polimorfo.

El azufre es ordinariamente muy frágil y presenta una estructura compacta; es mal conductor del calor; si se calienta un cilindro con la mano ó se le introduce en agua caliente, se oyen unos chasquidos que al principio apenas se perciben, pero después son más fuertes, pueden oirse á bastante distancia, y son debidos á la rotura de los cristales que hay en el interior de su masa por la desigual dilatación de las capas exteriores y de las interiores del cilindro de azufre.

Es mal conductor de la electricidad, y si se le frota con un paño de lana ó con una piel se electriza negativamente.

Es insoluble en el agua, pero soluble en los aceites volátiles, como en la esencia de trementina, y sobre todo en el sulfuro de carbono. Poco soluble en el alcohol y en el éter.

La densidad del azufre amorfo es 1,95, la del prismático 1,97 y la del octaédrico 2,07.

Acción del calor sobre el azufre.—Comienza á fundirse á 114°,5, transformándose á 120° en un líquido amarillo claro, muy fluido y menos denso que el azufre sólido; se solidifica entre 112° y 117°, según que la tem-

peratura á que estuvo sometido excedió mucho ó poco de 120° ; á medida que aquélla aumenta, el azufre líquido va adquiriendo color más oscuro, y disminuye su fluido de tal modo que entre 200° y 250° es tan espeso que se puede volver la vasija sin que se vierta, y aunque continúe la acción del calor, su temperatura se mantiene constante algún tiempo; entre 250° y 300° vuelve á recobrar su fluidez, pero no la que tenía á los 115° ; y por último, á 447° entra en ebullición, produciendo un vapor espeso de color anaranjado, cuya densidad determinada á 500° es 6,65 con relación al aire, y 96,1 respecto al hidrógeno; este vapor se condensa por enfriamiento en un polvo amarillo (*flor de azufre*), con el que suelen depositarse algunas esferitas ó vejiguitas que contienen en su interior azufre líquido.

Diversos estados del azufre sólido.—El azufre puede existir en estado amorfo ó cristalino, y en éste último puede presentarse en dos formas diferentes incompatibles, por lo que es dimorfo. 1.º *Azufre octaédrico.* El azufre nativo está cristalizado en octaedros pertenecientes al sistema del prisma recto de base rectángula. Estos cristales son amarillos claros, inalterables en el aire á la temperatura ordinaria. Se obtiene cuando se abandona en frío á la evaporación espontánea una disolución de azufre en el sulfuro de carbono ó se deja enfriar en vasija tapada esta disolución saturada á 60° . 2.º *Azufre prismático.* Se le obtiene cristalizando por enfriamiento hacia los 111° azufre fundido en un crisol. Ambas formas se diferencian también por su densidad y por el calor que pueden desprender al arder.

Azufre amorfo.—Cuando se trata de disolver en el sulfuro de carbono azufre en flor ó en cañones se obtie-

ne siempre un residuo insoluble, que es azufre amorfo. La flor de azufre ordinaria contiene mayor parte que el de cañones. El azufre amorfo, mantenido algún tiempo á 100°, se hace prismático y soluble en el sulfuro de carbono. Cuando experimenta el azufre muchas fusiones sucesivas seguidas de enfriamiento brusco, se vuelve rojo, después oscuro y hasta negro; se ignora la causa de estas variaciones de color.

Propiedades químicas.—El oxígeno y el aire á la temperatura ordinaria no ejerce acción sobre el azufre, pero á los 250° se inflama y arde con una llama azul, desprendiéndose un olor sofocante bien conocido; y se forma el ácido sulfuroso (SO²). Combinándose este cuerpo con el oxígeno forma siete compuestos bien definidos, todos ácidos, y son:

Ácido hiposulfuroso S² O⁵.

Ácido hiposulfúrico trisulfurado S⁵ O⁵.

Idem id. bisulfurado S⁴ O⁵.

Idem id. monosulfurado S³ O⁵.

Idem sulfuroso SO².

Idem hiposulfúrico S² O⁵.

Idem sulfúrico SO³.

Los más interesantes son el sulfuroso y el sulfúrico. Es comburente y combustible.

Se combina de una manera parecida al oxígeno, con muchos cuerpos, principalmente con los metales formando sulfuros.

Se combina con el hidrógeno y forma dos compuestos, el ácido sulfhídrico (HS) y el bisulfuro de hidrógeno (HS²).

Extracción.—Se compone de dos destilaciones sucesivas. En la primera basta calentar las materias térreas

con que se halla mezclado en ollas grandes colocadas en dos filas en un horno de galera, las cuales tienen en su parte superior un tubo inclinado, también de barro, que sirve para conducir el azufre fundido á otras ollas iguales á las primeras y agujereadas en su fondo, colocadas en la parte exterior del horno haciendo de recipientes. De tiempo en tiempo se destapa el agujero del fondo de las ollas exteriores para dar salida al azufre líquido que cae en unas cubetas llenas de agua, en donde se solidifica. El azufre obtenido por esta primera destilación contiene de 10 á 15 por 100 de materias térreas, y se le conoce en el comercio con el nombre de *azufre en bruto*.

El azufre en bruto se somete á una segunda destilación. El aparato en que se practica esta operación consiste en un cilindro de hierro colado, colocado sobre un horno, cuyo cilindro se comunica con una espaciosa cámara de mampostería que sirve de recipiente. El vapor de azufre va á la cámara, donde se condensa en forma de polvo finísimo, que constituye las *flores de azufre*. La cámara tiene una válvula en la parte superior, la cual deja salir el aire interior calentado é impide la entrada del exterior. Fuera del horno se halla colocada una caldera, en la que se echa el azufre en bruto que se ha de destilar en el cilindro, la cual se comunica con éste por medio de un tubo con su correspondiente llave. Esta caldera se calienta por la corriente del aire que pasa del hogar á la chimenea, y se abre de tiempo en tiempo la llave del tubo para que caiga el azufre fundido en el cilindro, reemplazando así la cantidad de aquel cuerpo, que pasa á la cámara en estado de vapor. En esta cámara se puede obtener, según se quiere, el azufre en flor ó fundido.

Cambiando de estado, el vapor de azufre calienta la cámara, que adquiere una temperatura superior á 111°; el azufre no puede ya condensarse en el estado sólido y pasa al estado líquido, reuniéndose en el suelo de la cámara hacia la parte inclinada de la base; donde tiene una abertura que permanece cerrada hasta que la cámara adquiere la temperatura necesaria para que se verifique la liquefacción de los vapores; entonces se da salida al azufre líquido por la abertura y va á parar á unos moldes de madera de abeto ligeramente humedecidos, en los cuales toma la forma de cilindros; este es el azufre que en el comercio se conoce con los nombres de *azufre de cañón* ó en *canutillo*.

En Hungría se obtiene el azufre destilando á una temperatura moderada el bisulfato de hierro en unos cilindros de barro que se comunican con recipiente de madera llenos de agua. Las piritas de hierro que se destilan contienen próximamente un 14 por 100 de azufre.

Aplicaciones. — Se emplea en estado bruto para la fabricación del ácido sulfúrico, ácido sulfuroso y sulfuro de carbono.

El azufre refinado entra en la composición de la pólvora y diversos fuegos artificiales. Se emplean también grandes cantidades en la fabricación de las pajuelas ó fósforos y vulcanización de la goma elástica.

La flor de azufre tiene hoy una importante aplicación en el *azufrado* de las viñas para destruir el *oidium*.

En medicina se le usa con buen éxito en la confección de emplastos contra las enfermedades de la piel.

La fluidez del azufre líquido y su fácil solidificación le hacen emplear para tomar sellos de medallas que se tificen de negro con plumbagina, ó de rojo con minio.

Sirve igualmente para sellar el hierro en las piedras ó cantos.

Fósforos.

Fórmula.—Ph.

Equivalentes.—387 (O) 31 (H).

Historia.—Los antiguos daban el nombre de fósforo (que quiere decir *llevador ó portador* de luz) á todos los cuerpos capaces de ser luminosos espontáneamente á la temperatura ordinaria. Este nombre sólo se da hoy á una sustancia que posee las propiedades de los cuerpos simples, la cual fué descubierta el año 1669 por Brand, alquimista de Hamburgo, que la extrajo casualmente de la orina. Kunkel, químico de Witemberg, obtuvo el fósforo por el método de Brand dos años después; pero la preparación de este cuerpo permaneció en secreto hasta que en 1727 un extranjero le preparó ante Hellot, Dufay y otros comisarios nombrados por la Academia de París para estudiar su preparación. En 1769, Gan descubrió el fósforo en los huesos y publicó con Schele el procedimiento que hoy se emplea en los laboratorios para obtenerle en grandes cantidades. Después se ha conocido el *fósforo rojo ó amorfo*, y posteriormente el *fósforo metálico*.

Estado en la naturaleza.—El fósforo no existe puro en la naturaleza, pero se le encuentra en el estado de combinación en los huesos de los animales, en la orina, en la leche, y en gran número de productos orgánicos, animales y vegetales.

Del suelo y abonos, el fosfato de cal disuelto en el agua, merced á la presencia del ácido carbónico, pasa á

las plantas, y de éstas á los animales herbívoros que le transmiten á los carnívoros.

Existe en la naturaleza en estado de fosfato de hierro, plomo, cal y magnesia. En España se encuentra fosfato de cal en Logroño (Cáceres), y se le llama *fosforita*.

Propiedades físicas. — Es sólido á la temperatura ordinaria, de aspecto de cuerno; incoloro ó de un ligero color amarillo claro, insípido, de olor aliaco, es decir, parecido á ajos.

La uña le raya fácilmente, y cuando está puro es tan flexible como la cera á la temperatura ordinaria del verano, y quebradizo á la temperatura del hielo fundente.

Basta que tenga una milésima parte de azufre para que se presente quebradizo aun cuando la temperatura sea mayor de 20°.

Cuando está puro y recién preparado es incoloro y trasluciente; expuesto á la acción de la luz cambia su color en amarillo claro, rojo amarillento y aun en rojo subido, sucediendo lo mismo en el vacío; este cambio de colores es debido á modificaciones moleculares, y no á una combinación química.

La densidad del fósforo incoloro y transparente varía entre 1,82 y 1,84.

El fósforo es insoluble en el agua, poco soluble en el alcohol, más soluble en el éter, en los aceites, grasas y en los volátiles, siendo su mejor disolvente el sulfuro de carbono, y evaporando lentamente esta última disolución en medio de una corriente de ácido carbónico se obtiene el fósforo cristalizado en hermosos dodecaedros romboidales.

Acción del calor y de la luz. — A la tempera de 44° á 45° se funde transformándose en un líquido de aspecto

oleaginoso, transparente, muy refringente, de 1,88 de densidad, y puede permanecer en dicho estado á una temperatura inferior á la de la fusión, y éste fósforo líquido no brilla ni se oxida en contacto del aire.

Calentado el fósforo durante bastante tiempo de 230° á 250° en una atmósfera de nitrógeno, de ácido carbónico se transforma en una masa amorfa, de fractura concoidea, brillante, de color oscuro, parecido al del chocolate, que tratada por el sulfuro de carbono deja como insoluble un polvo violáceo, si la temperatura no pasó mucho de los 230°, ó rojo intenso si fué más elevada; esta sustancia constituye un estado alotrópico, que se conoce con el nombre de *fósforo rojo ó amorfo*, cuyas propiedades difieren bastante de las del ordinario; su densidad varía desde 1,94 á 2,14, se funde entre 250° y 260°, transformándose en fósforo ordinario; hasta esa misma temperatura no fosforece, y es insoluble en el sulfuro de carbono.

Calentado el fósforo en un tubo sin aire y en presencia del plomo fundido, éste disuelve á aquél, y enfriando el tubo, para que se solidifique el metal, queda cubierta la superficie de cristales romboédricos de fósforo, isomorfos con los de arsénico y antimonio, con brillo metálico, y mirados por reflexión, transparentes y rojos vistos por refracción y de una densidad de 2,34; este nuevo estado ha recibido la denominación de *fósforo metálico*. Se ha indicado la existencia de una modificación *negra* del fósforo, que se produce cuando este cuerpo, fundido, se le vierte sobre agua á 0°.

Se volatiliza á 290°, dando vapores incoloros de una densidad igual á 4,32.

La luz hace experimentar al fósforo una modificación

tanto más rápida, cuanto más directamente obra sobre él. Si el fósforo ordinario, conservado debajo del agua, como es necesario, se expone á la luz, se va cubriendo poco á poco, y de fuera á adentro, de una costra blanca con tinte rojizo; si su acción es muy directa, opaca, de aspecto semicristalino, que termina por transformar á toda la masa en dicha modificación, constituyendo el que se llama *fósforo blanco*, que es frágil, de una densidad de 1,5, y calentado á 50° se transforma en fósforo ordinario.

Propiedades químicas.—En contacto del aire, y á la temperatura ordinaria, el fósforo esparce vapores blancos, que son luminosos en la oscuridad, formados por el ácido fosforoso; no sucediendo esto con el oxígeno puro si la temperatura es inferior á 20°. A la temperatura de 60° se combina rápidamente con el oxígeno, dando una llama muy viva, y se forma el ácido fosfórico.

El fósforo forma cuatro combinaciones con el oxígeno; tres de ellas son ácidas, y una (que es la menos oxigenada) es un compuesto indiferente; estos compuestos son:

Ácido fosfórico, PhO^5 .

Ácido fosforoso, PhO^3 .

Ácido hipofosforoso, PhO .

Óxido de fósforo, Ph^2O .

No se combina directamente con el hidrógeno como no se encuentren ambos en estado naciente.

Se combina con los cuerpos halógenos con desarrollo de calor y luz.

El azufre, selenio y telurio se unen al fósforo, y alguno de ellos, como el azufre, con detonación.

Forma un compuesto con el nitrógeno.

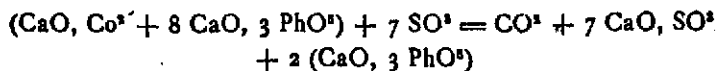
Es un reductor muy enérgico sobre los oxácidos, apoderándose de su oxígeno.

Fosforescencia.—La propiedad más notable del fósforo, á la cual debe su nombre, es la de emitir luz en la oscuridad; unos la han atribuido á su combustión lenta y otros á su evaporación. Hoy está demostrado que la fosforescencia no tiene lugar sin la presencia del oxígeno, impidiéndola los gases y vapores que mezclados con aquél puedan evitar la oxidación del fósforo.

Envenenamientos por el fósforo.—El fósforo rojo no es venenoso, pero el ordinario produce la muerte en poco tiempo, siendo por eso difícil contrarrestar sus efectos; el fósforo quema y desorganiza la piel.

Extracción.—El fósforo se extrae de los huesos de los animales desprovistos de la materia orgánica por su combustión al aire libre. Las cenizas que quedan, formadas por el carbonato de cal y el fosfato básico de cal, se tratan por el ácido sulfúrico y el agua, tomando tres partes de aquélla, dos de ácido sulfúrico y 17 de agua; removiendo toda la mezcla en una cápsula, se deja en tal estado durante veinticuatro horas.

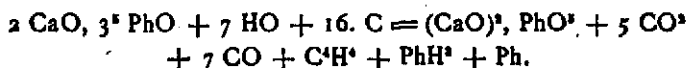
El ácido sulfúrico, actuando sobre el carbonato de cal, le descompone completamente, apoderándose de la cal, con la cual forma el sulfato de cal, desprendiéndose el ácido carbónico; al propio tiempo actúa sobre el fosfato básico de cal, le quita una parte de la cal y le hace pasar al estado de fosfato ácido de cal.



El fosfato ácido de cal queda disuelto en agua y se le separa del fosfato de cal, que es muy poco soluble, fil-

trando la masa fluida que resulta por una tela de lienzo bien tupida. Se evapora el líquido filtrado en una caldera de cobre hasta que adquiere la consistencia de jara-be, añadiendo después carbón finamente pulverizado, y cuando se halle seca la masa se introduce en retortas de barro cubiertas exteriormente con un lodo arcilloso, las cuales se calientan en horno de reverbero hasta el calor blanco. El cuello de cada retorta se hace comunicar con el de un recipiente de cobre, lleno de agua hasta la mitad y provisto de un tubo destinado á dar salida á los gases. Este recipiente debe hallarse constantemente á una temperatura poco mayor de 45°, para que el fósforo no pueda solidificarse obstruyendo el cuello de dicho recipiente.

En esta operación se desprenden óxido de carbono, ácido carbónico, hidrógeno carbonado y el hidrógeno fosforado, espontáneamente inflamable al aire.



El fósforo obtenido contiene carbón y óxido de fósforo; para purificarle se coloca en un pedazo de gamuza mojada, con la cual se forma una muñequita que se sumerge en agua caliente, donde se funde el fósforo, y comprimiendo la gamuza debajo del agua por medio de unas pinzas, el fósforo pasa al través de los poros de la piel, quedando en la parte interior de la gamuza las materias que le impurifican.

Para dar al fósforo la forma cilíndrica, bajo la cual se encuentra en el comercio, se introduce en el fósforo fundido debajo del agua la extremidad de un tubo de vidrio y se hace una succión con la boca por la extremi-

dad opuesta; el fósforo asciende por el tubo precedido de una columnita de agua para precaver todo riesgo. Cuando el líquido que asciende por el tubo llega cerca de la boca se tapa rápidamente con el dedo su extremo superior para impedir que la columna líquida vuelva á caer, y en seguida se le sumerge en agua fría, donde se solidifica el fósforo.

Obtención del fósforo rojo ó amorfo.—Se obtiene calentando durante muchas horas de 200 á 250 kilogramos de fósforo ordinario á una temperatura de 230° á 250°.

Puede también emplearse el procedimiento de Brodie, fundado en la acción del yodo; este forma yoduro de fósforo que le contiene en estado amorfo, y que se descompone inmediatamente después de formado, dejando el fósforo rojo libre.

Aplicaciones.—En química se emplea para absorber el oxígeno mezclado con otros gases, y para preparar algunos de sus compuestos, y para analizar el aire atmosférico.

En medicina se prescribe alguna vez en disolución en el aceite.

Las propiedades tóxicas del fósforo se utilizan para destruir las ratas; con este fin se usa una pasta de fósforo fundido, harina y un poco de grasa.

Se emplea para la fabricación de las cerillas fosfóricas, que no son otra cosa que pedacitos de cerilla, de madera ó de cartón preparado, que llevan en una de sus extremidades una pasta combustible que se inflama por la frotación sobre un cuerpo duro; esta pasta se forma fundiendo el fósforo en una dosis conveniente de agua á 50°, se le incorpora una cantidad determinada de clorato y nitrato de potasa y después se añade un poco de *minio*

(óxido de plomo), que además de darla un color rojizo, favorece la combustión por ceder fácilmente su oxígeno, ó se emplea el azul de Prusia si la parte se quiere de color azul, y por último, un mucílago de goma. Se bate todo bien hasta obtener una pasta homogénea, en la cual se arrojan las cerillas, secándolas después al aire libre; en algunas fábricas emplean fósforo rojo en vez del ordinario, por ser menos combustible y no venenoso.

Óxido de carbono.

Fórmula.—CO.

Historia.—Descubierto por Priestley en 1896; analizado en 1802 por Cruikshank. Se le da también el nombre de *carbonilo*.

Propiedades físicas.—Es un gas considerado como permanente, hasta que en 1877 le liquidó Cailletet, sometiéndole á 300 atmósferas y á -29° ; se solidifica de -207° á -211° por evaporación rápida del líquido.

Es incoloro, inodoro é insípido.

Su densidad es 0,96.

Muy poco soluble en el agua y algo más en el alcohol.

Propiedades químicas.—Apaga los cuerpos en combustión, y arde en contacto del aire con una llama característica.

Obra como un verdadero veneno en los animales que le respiran, siendo deletéreo, y á la presencia de este gas en el aire deben atribuirse los dolores de cabeza que se sienten cuando se está en una habitación poco ventilada, cerca de un brasero donde se halle el carbón á medio encender; si la cantidad de gas óxido de carbono

llega á ser considerable en un aposento, la asfixia producida causará la muerte. Si se quiere contrarrestar sus efectos, lo primero que debe hacerse es establecer una ventilación rápida en la atmósfera que contenga este cuerpo.

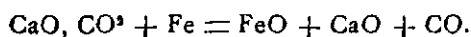
No altera la tintura de tornasol.

No tiene acción sobre el oxígeno á la temperatura ordinaria, pero al calor rojo se combina con la mitad del volumen de este gas, y da origen á un volumen de ácido carbónico igual al suyo.

Es un desoxidante muy enérgico, sobre todo á una temperatura elevada.

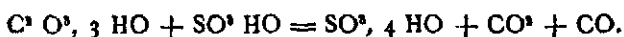
Si se expone una mezcla de volúmenes iguales de cloro y óxido de carbono bien secos á los rayos directos del sol, se reduce esta mezcla á la mitad de su volumen primitivo, y se transforma en otro gas que se conoce con los nombres de *ácido cloroxicarbónico*, *cloruro de carbono* y *fosgeno* (que significa engendrado por la luz); á la luz difusa también se verifica esta combinación, pero con gran lentitud. Este gas cloroxicarbónico no tiene color; su olor es sofocante; enrojece la tintura de tornasol y apaga los cuerpos en combustión; su peso específico es 3,43.

Obtención.—Se obtiene este gas haciendo pasar con lentitud una corriente de ácido carbónico por el carbón calentado al rojo, ó calcinando en una retorta de barro dispuesta en un hornillo de reverbero, una mezcla de carbonato de cal pulverizado y de limaduras de hierro ó carbón muy dividido.



El gas recogido se debe lavar con la potasa para absorber el ácido carbónico que pudiera contener.

En los laboratorios generalmente se obtiene este gas tratando la *sal de acedera* ó el *ácido oxálico cristalizado* ($C^2 O^3, 3 HO$) por cinco ó seis veces su peso de ácido sulfúrico monohidratado á un calor lento.



Los dos gases que se desprenden se les hace pasar por una disolución de potasa, la cual absorbe el ácido carbónico, quedando puro el óxido de carbono.

Composición.— Le determina introduciendo en un eudiómetro dos volúmenes de óxido de carbono y uno de oxígeno; se hace saltar la chispa eléctrica y quedan dos volúmenes que son de ácido carbónico; como se verá más adelante, éste contiene uno de carbono y dos de oxígeno; luego el óxido de carbono contendrá uno de carbono y uno de oxígeno, y por eso su fórmula es CO.

Aplicaciones.— Se utiliza principalmente en metalurgia; el carbón mezclado con los minerales se transforma primero en ácido carbónico al contacto del oxígeno en exceso; encontrando este ácido carbónico carbón enrojado, da óxido de carbono que reacciona sobre el óxido metálico, le reduce y se transforma de nuevo en ácido carbónico.

Acido carbónico.

Fórmula.— CO^2 .

Historia.— Descubierta por Van-Helmont, que le denominó *espiritu silvestre* ó *aire cretoso*, porque se desprende de la calcinación de la creta, Black le dió el nombre de *aire fijo*; Bergman el de *ácido aéreo*; pero su verdadera naturaleza no fué conocida hasta 1776, cuando

Lavoisier demostró que resulta de la combustión del carbono en el oxígeno; Faraday le liquidó en 1823, y Philorier le solidificó en 1835.

Estado en la naturaleza.—El ácido carbónico es muy abundante en la naturaleza; existe en el aire atmosférico; se desprende en muchos pozos y galerías de las minas de carbón de piedra y en muchas grutas, y del suelo en grandes cantidades, formando en virtud de su densidad capas de más ó menos altura, como sucede en la *Gruta del Perro*, cerca de Puzzol, en Nápoles (Italia), y el *Valle de la Muerte*, (isla de Java), en la que se asfixian los animales de poca talla. Existe combinado con algunos óxidos metálicos, formando carbonatos, siendo el más abundante de éstos el carbonato de cal (creta y mármol), se halla disuelto en las aguas expuestas al aire y en algunos minerales; se desprende en la fermentación, en la descomposición espontánea de las materias orgánicas, en la combustión y en la respiración de los animales.

Propiedades físicas.—El ácido carbónico es un gas incoloro, de olor picante y sabor ligeramente agrio; se liquida á 0° y bajo la presión de 26 atmósferas; el ácido carbónico líquido es muy volátil y produce un frío muy intenso al evaporarse; si se evapora rápidamente, pasa al estado sólido y forma una masa blanca y esponjosa, parecida á copos de nieve. Mezclando con el ácido carbónico en el estado sólido un líquido que no se combine con él, y cuyo punto de congelación se halle á una temperatura muy baja, tal como el éter, el ácido carbónico se evapora rápidamente y produce una temperatura muy baja; si esta mezcla se coloca bajo el recipiente de la máquina neumática y se hace el vacío, desciende la

temperatura hasta -100° . Por medio de esta mezcla frigorífica se consigue solidificar el mercurio en muy poco tiempo y congelar el mismo ácido carbónico líquido en forma de una masa vítrea y trasparente.

Es más pesado que el aire, y su densidad es 1,529; en estado líquido su densidad á -10° es 0,95.

La mayor densidad del ácido carbónico, relativamente á los demás gases que forman el aire, puede demostrarse por varios experimentos; uno de ellos consiste en llenar un vaso de vidrio de bastantes litros de cubida de gas carbónico, y dirigiendo sobre él esferas de agua de jabón, está flotando sobre la capa de gas ácido carbónico sin descender al fondo, como lo harían si éste no contuviera más que aire. Si en el interior de una probeta se coloca un trozo de bujía encendida y sobre aquélla se invierte otra que esté llena del referido gas, se trasvasa éste cual si fuera un líquido, y en cuanto llega á la altura de la llama, ésta se apaga.

El agua á la temperatura y presión ordinaria disuelve un volumen igual al suyo de ácido carbónico; la solubilidad se aumenta con la presión.

Enrojece débilmente la tintura de tornasol, dándole un tinte rojizo vinoso.

Propiedades químicas.—Este gas no es comburente ni combustible; introduciendo una cerilla encendida en una probeta llena de él, aquélla se apaga y éste no arde. No sirve para la respiración; los animales que le respiran perecen asfixiados muy pronto.

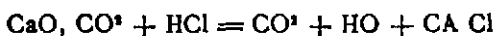
El hidrógeno reduce al ácido carbónico á una temperatura elevada, formando agua y óxido de carbono.

Los demás metaloides reductores, como el fósforo,

el boro, silicio y el carbono, se apoderan también de parte ó de todo su oxígeno á temperaturas más ó menos elevadas.

Obtención.—Tratando el mármol ó la creta por el ácido clorhídrico diluído. La reacción se verifica en un aparato parecido al que sirve para la preparación del hidrógeno; el mármol se introduce en pequeños fragmentos, añadiendo en seguida agua de modo que se llene casi la mitad del frasco, y vertiendo después poco á poco el ácido por el tubo recto del embudo. Se produce inmediatamente una viva efervescencia y se desprende el gas, que se recoge en la cuba de agua.

La reacción consiste en que el ácido clorhídrico, menos volátil que el carbónico, expulsa este gas, formando con la cal cloruro de calcio y agua.



Si se emplease el ácido concentrado, se produciría, sobre todo con la creta, tal hervor, que no se podría arreglar el desprendimiento.

En la industria se necesita obtener económicamente ácido carbónico para la preparación de las limonadas gaseosas, el agua de Seltz artificial, en cuyo caso se emplean la creta y el ácido sulfúrico, el cual expulsa el ácido carbónico por su fijeza, y forma con la cal sulfato de cal.



Aplicaciones.—Se emplea para la preparación del agua de Seltz, y en la fabricación de las limonadas y vinos espumosos.

Se utiliza para la preparación del albayalde el ácido carbónico que resulta de la combustión del cok.

Se emplea algunas veces para producir atmósferas artificiales necesarias en algunas reacciones.

En el estado sólido, mezclado con éter, para conseguir descensos de temperatura de -100° próximamente, y líquida y solidifica algunos gases.

En medicina se prescribe con frecuencia en disolución, ya utilizando las aguas carbónicas naturales, ya las preparadas artificialmente.

PAPELETA 11.^a

Ácido sulfúrico.—Hierro.

Ácido sulfúrico.

Historia.—Conocido con el nombre de *ácido vitriólico* y *aceite de vitriolo*, fué descubierto por Basilio Valentino á fines del siglo XV. Lavoisier dió á conocer su composición exacta; Bernhard, que dió su preparación, le dió el nombre de *sal volátil del aceite de vitriolo*, por mucho tiempo se le estuvo llamando *vitriolo verde* (sulfato de hierro).

Estado en la naturaleza.—Se produce cuando se tuestan al aire los esquistos aluminosos y piritosos. La pirita de hierro (sulfuro de hierro) absorbe el oxígeno del aire y se transforma en sulfato de hierro y en ácido sulfúrico, cuyo ácido se combina con la alúmina del esquisto. Este ácido se halla en estado de libertad en algunos ríos que corren por las inmediaciones de los volcanes en actividad, como en el río *Puzambro* (río *Vinagre*), llamado así por la acidez de sus aguas, y las del *Ruiz* en Nueva Granada.

El ácido sulfúrico en el estado de sulfato se encuentra en masas considerables en los terrenos terciarios inferiores, en cuya formación geológica se encuentra el yeso, tan abundante en las cercanías de Madrid.

Es uno de los ácidos más enérgicos que se conocen, y el más usado en las reacciones químicas.

Se presenta bajo tres formas:

- 1.º Puro ó anhidro, So^3 .
- 2.º Combinado con el agua ó hidratado, $\text{So}^3 \text{HO}$.
- 3.º Acido fumante ó gracial ó ácido sulfúrico de Nordhausen, $2 (\text{So}^3) \text{HO}$.

Ácido sulfúrico anhidro.

Propiedades físicas.—Es sólido á la temperatura ordinaria y cristaliza en agujas prismáticas, incoloras, muy delgadas y de aspecto sedoso, que se asemejan á las hebras del amianto ó á los hilos de cristal. No tiene olor. Su densidad es 1,95.

Funde á 18° y se volatiliza á 35 , y sus vapores son incoloros. Se disuelve en el ácido sulfúrico ordinario.

Propiedades químicas.—Al rojo se disuelve en ácido sulfúrico y oxígeno.

Cuando está completamente seco no enrojece el papel azul de tornasol, necesitando unirse al agua para que adquiera los caracteres de ácido.

Es muy ávido de humedad; así echando en el agua una pequeña cantidad, produce un ruido semejante al que ocasiona un hierro hecho ascua cuando se le sumerge en dicho líquido; este ruido es debido al desprendimiento y condensación instantánea de los vapores originados por el calor de la combinación del ácido y del agua. Dejando caer una gota de agua en un frasco que contenga ácido sulfúrico anhidro, se verifica una explosión acompañada de desprendimiento de luz.

El ácido sulfúrico anhidro esparce en el aire húmedo

humos muy abundantes, lo cual no se observa en el ácido hidratado, siendo esto debido á que el ácido sulfúrico anhidro posee á la temperatura ordinaria una tensión mayor que el vapor del ácido hidratado colocado en las mismas circunstancias. En efecto cuando los vapores del ácido anhidro se ponen en contacto del aire húmedo, se combinan con cierta cantidad de agua y el ácido ya hidratado no puede permanecer en estado de vapor invisible, precipitándose una porción de él en forma de niebla espesa. El ácido sulfúrico anhidro es muy corrosivo.

Obtención.—Se obtiene el ácido sulfúrico anhidro haciendo pasar una mezcla de gas, ácido sulfúrico y oxígeno por un tubo de porcelena que contenga musgo de platino y esté calentado al rojo; el platino ejerce una acción de presencia que determina la combinación de los dos gases.

Se obtiene más fácilmente este ácido descomponiendo por el calor el bisulfato de sosa anhidro en una retorta de barro; la mitad del ácido de la sal se destila en el estado de ácido anhidro, condensándose en un recipiente enfriado con hielo.

También se prefiere calentar un poco el ácido de Nordhausen en una retortita de vidrio, cuyo cuello penetra en un tubo de U rodeado de una mezcla frigorífica, no tardando en desprenderse espesos vapores que van á condensarse y cristalizarse en el tubo enfriado. Para conservar el ácido así obtenido, se cierran á la lámpara los dos extremos del tubo en que se ha recogido.

Ácido sulfúrico hidratado.

Propiedades físicas.—El ácido sulfúrico monohidra-

tado es un líquido oleaginoso, incoloro, inodoro, de sabor muy ácido y algo astringente.

Muy diluído en agua, su sabor es agradable.

Su densidad es 1,84 á la temperatura de 15°.

Aunque es muy ávido de agua, no emite vapores sensibles.

Se solidifica á la temperatura de 34° y hierve á 325°.

Propiedades químicas.—Al calor rojo se descompone en agua, ácido sulfuroso anhidro y oxígeno.



La electricidad le descompone también.

Es un ácido muy enérgico; destruye las sustancias vegetales y animales, y es un veneno de los más activos.

Tiene gran afinidad con el agua, y á esta propiedad es debida la gran cantidad de calor que se desprende cuando se mezclan los dos líquidos y la carbonización de las maderas sumergidas en él.

El ácido sulfúrico disuelto en el agua es precipitado por las disoluciones de barita en el estado de sulfato de barita, cuyo compuesto es completamente insoluble.

Pasando el hidrógeno con vapores de ácido sulfúrico en un tubo de porcelana calentado, da agua y ácido sulfuroso ó azufre según las cantidades relativas de hidrógeno y ácido.

Cuando el ácido está en exceso, se tiene

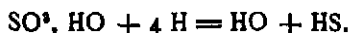


Si es el hidrógeno, la reacción es diferente;

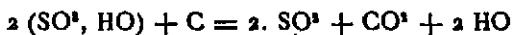


En fin, si estando el hidrógeno en exceso, la tempe-

ratura es inferior á aquella en que se descompone el ácido sulfhídrico, resulta



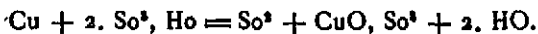
El carbono reducido á polvo, y calentado con ácido sulfúrico en un globo de vidrio, da ácido sulfuroso y ácido carbónico.



El azufre obra como reductor sobre el ácido sulfúrico á una temperatura elevada; transformándole en ácido sulfuroso y agua.

El selenio y el telurio se disuelven en el ácido sulfúrico, concentrado, y son precipitados de estas disoluciones si se agrega agua.

Entre los metales, el oro y el platino carecen de acción sobre el ácido sulfúrico. La plata, el mercurio y el cobre dan con el mismo concentrado ácido sulfuroso, y un óxido que se une á la porción de ácido no descompuesta.



Estos metales no tienen acción sobre el ácido diluído.

El hierro, el zinc y todos los metales que descomponen el agua en frío producen con el ácido diluído un desprendimiento de hidrógeno. Cuando el ácido está concentrado, se produce una elevación de temperatura, y el hidrógeno, en vez de desprenderse, reacciona sobre el ácido sulfúrico y produce azufre ó ácido sulfhídrico.

Acción del ácido sulfúrico sobre el agua.—El ácido sulfúrico se combina fácilmente con este líquido, expuesto al aire, húmedo, absorbe hasta quince veces su peso

de agua, y por esta propiedad se utiliza para secar los gases, pasándolos en tubos en *U* que contienen piedra pómez impregnada de ácido sulfúrico concentrado.

Cuando se mezclan agua y ácido sulfúrico, prodúcese una elevación de temperatura que puede pasar de 100° ; debe echarse el ácido despacio en el agua y agitarse constantemente para evitar toda proyección.

Vertiendo el agua en el ácido concentrado, habría verdaderas explosiones.

En la combinación del ácido con el agua hay siempre contracción; el volumen del ácido diluido es menor que la suma de los volúmenes ocupados por los dos líquidos antes de la mezcla; el máximo de contracción corresponde á la combinación de un equivalente de ácido monohidratado con dos de agua, por cuya razón el SO^5 , 3 HO es un hidrato definido, y no mezcla.

Se obtiene otro hidrato SO^5 , 2 HO mezclando un equivalente de ácido monohidratado con otro de agua, el cual cristaliza en prismas, exagonales fusibles á $8^{\circ},5$.

La acción del ácido sulfúrico sobre el agua basta para determinar la fusión del hielo, produciéndose dos fenómenos distintos; 1.º, la combinación que causa una producción de calor; y 2.º, la fusión del hielo, que produce una absorción de calor, y según predomine uno ú otro de estos efectos, hay elevación ó descenso de temperatura; así un kilogramo de hielo y cuatro de ácido; se eleva hasta 100° , y un frío de -20° , al contrario, uno de ácido y cuatro de hielo.

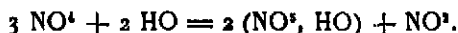
El ácido sulfúrico, quitando los elementos del agua, carboniza la leña, destruye los tejidos orgánicos y produce introducido en el estómago una alteración tan rápida que no hay esperanzas de combatirla.

Obtención.—Se obtiene calentando el azufre con el ácido nítrico; pero la oxidación del azufre en este procedimiento es muy lenta. Se consigue mucho mejor y más pronto haciendo pasar una corriente de ácido sulfuroso por el ácido nítrico concentrado, expuesto á una temperatura próxima á la de su ebullición; el ácido sulfuroso se combina con parte del oxígeno del ácido nítrico y le transforma en ácido hiponítrico, y por la destilación se separa el ácido sulfúrico del ácido nítrico en exceso.

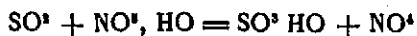
El procedimiento industrial de la preparación del ácido sulfúrico está fundado en las reacciones siguientes:

1.º El bióxido de nitrógeno NO^2 en contacto del aire se transforma en ácido hiponítrico NO^4 .

2.ª El ácido hiponítrico bajo la influencia de la humedad se convierte en ácido nítrico hidratado y en bióxido de nitrógeno.



3.ª El ácido sulfuroso, en presencia del ácido nítrico hidratado, pasa al estado de ácido sulfúrico, y transforma al ácido nítrico en ácido hiponítrico.



Por medio del experimento siguiente se pueden hacer ver todas las reacciones que se suceden en la fabricación del ácido sulfúrico por el método llamado *inglés*. En un gran recipiente de vidrio, lleno de aire, se echa un poco de agua que se hace evaporar calentando ligeramente la parte inferior del recipiente por medio de una lamparilla de alcohol, á fin de mantener saturado de humedad el aire contenido en él. Cuando el aire se halle saturado de vapor acuoso, se hace llegar simultánea-

mente al interior del recipiente gas sulfuroso, obtenido por la reacción en caliente del ácido sulfúrico concentrado sobre el cobre contenido en un matras, y gas bióxido de nitrógeno que se produce en un frasco de dos bocas por la reacción entre el cobre y el ácido nítrico diluido.

El bióxido de nitrógeno, poniéndose en contacto con el oxígeno del aire del recipiente, se transforma en ácido hiponítrico; éste ácido, bajo la influencia de la humedad, se convierte en ácido nítrico y en bióxido de nitrógeno. El ácido nítrico formado actúa sobre el ácido sulfuroso, haciéndole pasar al estado de ácido sulfúrico, y pasando él mismo al de ácido hiponítrico se descompone nuevamente por el contacto del agua en ácido nítrico y en bióxido de nitrógeno. El bióxido de nitrógeno, nuevamente formado, volviéndose á encontrar en presencia del oxígeno del aire, se transforma en ácido hiponítrico, y esta sucesión de reacciones se prolonga así indefinidamente, de tal manera que, mientras quede oxígeno en el recipiente, el mismo bióxido de nitrógeno podrá hacer pasar una cantidad indefinida de ácido sulfuroso á ácido sulfúrico.

Si no se eleva la temperatura del agua del recipiente para que su vapor no pase de la débil tensión que le corresponde á la temperatura ordinaria de la atmósfera, se forma un hidrato cristalizado que tiene por fórmula $\text{NO}^3, 2. \text{So}^3$, resultante de la reacción del ácido hiponítrico sobre el ácido sulfuroso. Este hidrato se deposita en cristales sobre las paredes del recipiente, cuyos cristales se descomponen en el contacto con el agua; pero si no existe la cantidad de agua necesaria para su descomposición, se disuelven en el ácido sulfúrico, alterando la pureza de este ácido, y reteniendo además una porción de áci-

do nítrico que hubiera podido servir para transformar en ácido sulfúrico una nueva cantidad de ácido sulfuroso.

Para la fabricación en grande del ácido sulfúrico se reemplaza el recipiente de la experiencia precedente por cámaras de plomo, á las cuales se hace llegar continuamente el ácido sulfuroso, el aire atmosférico, el vapor de agua y pequeñas cantidades de ácido nítrico. El gas sulfuroso es producido por la combustión del azufre al aire libre, utilizándose el calor desprendido en esta combustión para evaporar el agua.

Si el oxígeno del aire no estuviera mezclado con el nitrógeno, una misma cantidad de ácido nítrico podría servir para la transformación indefinida del ácido sulfuroso en ácido sulfúrico; pero no sucede así en la fabricación continua de éste ácido, porque es necesario que se establezca una corriente constante de aire para expulsar de las cámaras los residuos de nitrógeno. Este gas al salir arrastra consigo los vapores nitrosos que se deben reemplazar con el ácido nítrico; para lo cual se hace caer un chorro continuo de este ácido en unas cápsulas de porcelana, dispuestas en forma de cascada, y colocadas delante del tubo que conduce la mezcla de los vapores del agua, ácido sulfuroso y aire.

La disolución del ácido sulfúrico, tal como sale de las cámaras de plomo, marca de 40° á 45° del areómetro de Beaumé; contiene sales de plomo y estaño, ácido nítrico, bióxido de nitrógeno y ácido sulfuroso. Para dar á este ácido la concentración de 66° del areómetro indicado, que es como se usa en las artes, se calienta en calderas de plomo hasta que marca 55°; al llegar á este grado de concentración, se pasa á una retorta ó alambique de platino y se procede á la destilación, obte-

niéndose de este modo el ácido sulfúrico monohidratado. Por una nueva destilación verificada en retortas de vidrio, dentro de las cuales se colocan unos hilos de platino enroscados en espiral para impedir los saltos repentinos del ácido, se le separa de las sales metálicas que contiene; el bióxido de nitrógeno y el ácido sulfuroso se desprenden, y el ácido nítrico se separa echando una corta cantidad de sulfato de amoniaco en el ácido que se somete á la segunda destilación.

Aplicaciones.—Es entre todos los ácidos el que más se emplea en los laboratorios y la industria, y sus usos son cada vez mayores.

Por su fijeza sirve para la preparación de los ácidos volátiles, como el ácido carbónico, el ácido nítrico, el ácido clorhídrico, etc. La insolubilidad de la sal que forma con la cal le ha hecho emplear en la preparación del fósforo. Se utiliza en la fabricación de los alumbres y sulfato de hierro, cobre y mercurio.

El ácido sulfúrico, muy diluido, sirve con el cinc para la preparación del gas hidrógeno y la producción de las corrientes electricas empleadas en la galvanoplastia, dorado, plateado y telegrafía eléctrica.

En un grado mayor de concentración desoxida en frío el cobre y la plata. Calentado con las aleaciones de los metales preciosos, sirve para afinarlos.

Reaccionando sobre la sal marina, da al mismo tiempo que ácido clorhídrico el sulfato de sosa necesario para la preparación de la sosa, y por lo mismo para fabricación del jabón, vidrio, espejos, etc.

En medicina se usa concentrado para destruir algunos tejidos; y diluido, constituyendo la llamada limonada sulfúrica.

Se calcula que actualmente se producen sólo en Europa un millón de toneladas de ácido sulfúrico cada año.

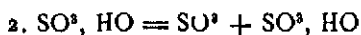
Ácido sulfúrico de Nordhausen.

Este ácido, conocido también con los nombres de *ácido sulfúrico glacial* ó *fumante*, recibe el nombre que lleva del de una pequeña ciudad de Alemania, donde se hace de él un gran comercio.

Propiedades.—Es una disolución del ácido sulfúrico anhidro en el ácido monohidratado; así es que destilando este ácido á una temperatura poco elevada, se obtiene ácido anhidro.

Es un líquido de consistencia oleaginosa que esparce en el aire abundantes vapores debido á la vaporización del ácido anhidro.

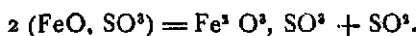
Se cristaliza á la temperatura ordinaria, y sus cristales separados del resto del líquido, ya no se funden sino á 35° siendo, su fórmula



Tiene la propiedad de disolver el índigo.

Obtención.—En Hartz, donde se fabrica principalmente el ácido sulfúrico fumante, se prepara por medio del sulfato de protóxido de hierro (*vitriolo verde*), ($\text{Fe O}, \text{SO}^3 + 7 \text{HO}$), bien desecado para lo cual se calienta el vitriolo sobre planchas de hierro en contacto del aire. Se le introduce después en retortas de barro colocadas en un horno de galera y en comunicación con unos recipientes, también de barro, que se hallan en la parte interior del horno. El sulfato de hierro pierde seis equivalentes de agua en la desecación, y al principio de la calcinación

el protóxido de hierro se convierte en peróxido por la descomposición de la mitad del ácido sulfúrico que contiene el sulfato.



Aumentando la temperatura, el subsulfato de peróxido de hierro se descompone, desprendiéndose el ácido sulfúrico con la corta cantidad de agua que aun conserva el sulfato, y queda en las retortas el peróxido de hierro (colcotar ó rojo de Inglaterra Fe^2, O^3).

Aplicaciones.—No tiene verdaderamente más que una sola aplicación, que es la de servir para disolver el añil, prefiriéndole al ácido monohidratado, aunque su precio sea mayor porque disuelve mucho más, y nunca contiene compuestos oxigenados de nitrógeno, productos contenidos á menudo en el ácido ordinario y que destruyen cierta cantidad de materia colorante.

Hierro.

Fórmula.—Fe.

Equivalente.—28 (H) 350 (O).

Historia.—Conocido desde muy antiguo, es, sin embargo, posterior al de otros metales, porque su metalurgia ofrece más dificultades que la de aquéllos.

Los antiguos le llamaron Marte, y hoy se consume mucha cantidad.

Estado en la naturaleza.—El hierro es el metal más extendido en la superficie de la tierra; entra como principio esencial ó accesorio en casi todas las piedras; se hallan igualmente proporciones apreciables de él en los órganos de los vegetales y animales. Sin embargo, nunca

se le encuentra nativo y puro, ni tampoco en el metálico más que en las *piedras meteóricas* donde está aleado el níquel, cobalto y cromo. Los principales compuestos del hierro que hay en la naturaleza son los óxidos, sulfuros, carbonato, sulfato, fosfato y silicato de hierro.

Los minerales explotados para la extracción del metal son los siguientes:

1.º El *óxido de hierro magnético* $\text{Fe}^3 \text{O}^4$; forma montañas enteras en Suecia y Noruega, estando generalmente muy puro, por lo que da hierros muy estimados; en España hay abundantes en las montañas del Escorial, Asturias y Sierra Nevada (Granada).

2.º El *sexquíóxido de hierro anhidro* $\text{Fe}^2 \text{O}^3$; está algunas veces cristalizado en romboedros muy brillantes, como en la isla de Elba y Framont, en los Vosgos; designándole entonces con el nombre de *hierro oligisto*; las más veces está en masas amorfas, compactas y térreas, en cuyo caso se le llama *ocre rojo*, y *hematita roja* si tiene una estructura fibrosa.

En España se encuentran sus diferentes variedades en Jumilla (Murcia), Pavías (Castellón), Baigorri (Navarra), Somorrostro (Vizcaya), Linares, San Juan de Alcaraz y Sierra Almagrera.

3.º El *sexquíóxido de hierro hidratado* $\text{Fe}^2 \text{O}^3, \text{HO}$, que se encuentra muy abundantemente en Borgoña, Franco-Condado, Berry, etc., forma masas amarillas ó morenas conocidas con los nombres de *limonita*, *hierro ovlítico* y *hematita oscura*; este mineral no es tan puro como los anteriores; se encuentra en España en las provincias Vascongadas.

4.º El *carbonato de hierro* FeO, CO^2 ó *hierro espático*, que se halla en San Esteban, los Pirineos y la ma-

yor parte de las minas de Inglaterra; y en España (Cataluña y Vizcaya); existen también las *piritas de hierro* que son bi-sulfuros de hierro, que entre sus variedades están la *Sperkisa* y *Leberquisa*.

Propiedades físicas.—Es un metal de un blanco agrisado, dúctil y maleable; se le reduce á hilos finos (alambres y cuerdas de piano), y á láminas delgadas (palastro). Es el más tenaz de todos los metales, pues un alambre de dos milímetros de diámetro resiste un peso de 250 kilogramos sin romperse. La densidad del hierro fundido es 7,4, se aumenta con el *batido* y puede ser igual á 7,84.

El hierro se funde hacia 1500°, y antes de fundirse se reblandece y pone pastoso; en este estado puede tomar todas las formas con el martillo y soldarse á él mismo sin el intermedio de otro metal.

El hierro fundido adquiere al solidificarse una textura granujenta que con el martilleo se hace fibrosa, la cual se modifica lentamente con el tiempo y se pone cristalina. Las vibraciones facilitan este cambio de estructura, que corresponde á una disminución en la tenacidad del metal. Los ejes de locomotoras tienen la textura fibrosa cuando se fabrican; esta estructura, que llega á ser poco cristalina, los hace impropios para resistir los choques sin romperse, y por esto es preciso reemplazarlos al cabo de un tiempo determinado.

El hierro es, entre todos los cuerpos, el que posee en más alto grado las propiedades magnéticas, las cuales menguan al llevar el hierro á temperaturas elevadas, y son nulas al rojo.

Propiedades químicas.—El oxígeno y el aire seco no le alteran á la temperatura ordinaria, á no ser que el me-

tal esté en un estado grande de división, como el que se obtiene reduciendo su óxido por el hidrógeno á poca temperatura (hierro piroférico); pero á la del rojo arde en el oxígeno puro, transformándose en óxido magnético ($\text{Fe}^3 \text{O}^4$); en el aire húmedo se cubre el hierro de *orln* ó herrumbre, por lo cual es necesario preservar al que ha de estar expuesto á la humedad, cubriéndole con pintura, con alguna grasa ú otros metales, como el zinc (hierro galvanizado), el estaño (hojadelata), y en general con una sustancia que evite el contacto de aquélla.

El hidrógeno puede ser absorbido por el hierro.

Los cuerpos halógenos le atacan á temperaturas más ó menos elevadas.

El azufre no se combina sino á temperatura elevada, pudiendo arder el hierro en una atmósfera de su vapor; cuando están húmedos y divididos, se combinan á la temperatura ordinaria, y en uno y otro caso forman sulfuro de hierro.

No se une con el nitrógeno.

Descompone al vapor de agua al rojo; se desprende hidrógeno y se forma óxido magnético.

Los ácidos atacan fácilmente al hierro; el ácido sulfúrico diluido reacciona en frío y da hidrógeno que se desprende, y sulfato de protóxido de hierro que queda disuelto en el agua; el ácido concentrado no ataca el hierro sino bajo la influencia del calor por la insolubilidad del sulfato en el ácido concentrado, produciéndose entonces ácido sulfuroso.

El ácido clorhídrico diluido ó concentrado obra en frío dando protocloruro de hierro é hidrógeno.

Es atacado por el ácido nítrico ordinario y no por el fumante; introduciéndole en éste, adquiere la propiedad

de no ser ya atacado por aquél (hierro pasivo), estado particular del que se han dado varias explicaciones; se cree es debido á que cubre al metal una especie de envoltura gaseosa constituida por burbujas diminutas de óxido nítrico que impide el contacto con el ácido nítrico.

El ácido nítrico diluido disuelve el hierro sin desprendimiento sensible de gas, formándose nitrato de protóxido de hierro y nitrato de amoniaco.

A. *Obtención ó metalurgia del hierro.*

1.º *Método catalán.*—Este método es muy expeditivo pero no permite extraer el hierro de un modo completo, empleándose solamente para minerales muy ricos, y en los países donde es abundante la leña y los transportes fáciles, como en Córcega, Cataluña y los Pirineos.

El hornillo catalán es un crisol cuadrado construído en un muro de mampostería empezando por llenarse de carbón de leña bien encendido; luego después se colocan por encima dos montones yustapuestos, uno de mineral y el otro de carbón, el cual se halla en doble cantidad y dispuesto por el lado del cañón.

Conduce primero lentamente, y en seguida más pronto, la corriente de aire de un fuelle ó *tobera* que llega á uno de los bordes del crisol. Ardiendo el carbón con el viento del cañón da ácido carbónico, que al contacto del exceso del carbón incandescente se transforma en óxido de carbono, el cual atraviesa el mineral, le reduce al estado de hierro metálico, y él mismo vuelve á pasar al de ácido carbónico. Cierta cantidad de sexquíóxido de hierro está reducida solamente al estado de protóxido, y se combina con la arcilla para formar el silicato doble de alúmina y de hierro muy fusible que constituye la escoria.

Cinco ó seis horas son suficientes para una operación. El hierro reunido en el crisol en forma esponjosa se pone sobre un yunque y se bate con un martillo de gran potencia (*martinete*) que le da compacidad y le desembaraza del resto de la escoria; se le vuelve en seguida á calentar y se le forja en términos de reducirle á barras.

2.º *Método de hornos altos.*—Por este procedimiento se pueden explotar toda clase de minerales porque se evita la pérdida de hierro en las escorias.

Los hornos altos tienen la forma de dos conos truncados unidos por sus bases mayores; por la abertura superior ó boca del horno se van echando capas alternadas de carbón y de mineral triturado y mezclado con una cantidad conveniente de carbonato cálcico (*castina*) si su ganga es silíceo, ó con arcilla ó escorias de fragua (*erbue*) si es caliza; la adición de estas sustancias tiene por objeto que se forme una escoria de silicato doble de aluminio y calcio, en vez de la de silicato ferroso ó aluminico ferroso que se formaría si no se adicinasen aquéllas; por medio de toberas se inyecta el aire destinado á alimentar la combustión; en la parte inferior, donde ésta es más activa, porque es donde están situadas las toberas, la temperatura es muy elevada y se produce ácido carbónico que asciende, y en la porción más ancha (*vientre*) del horno se transforma en óxido de carbono incandescente; en la parte en que el horno vuelve á ser más estrecho, y en la que la temperatura es la del rojo oscuro, el óxido de carbono reduce al de hierro, formándose una masa esponjosa de hierro metálico, que al descender se combina con el rojo, formando la *fundición*; se une también con algo de silicio procedente de la reduc-

ción del ácido silíceo, y al mismo tiempo se producen los silicatos que han de constituir las escorias. La masa fundida se va reuniendo en una cantidad, llamada *crisol*, situada debajo de las toberas, ocupando la parte inferior el metal, que es más denso y la superior la escoria, que va saliendo fuera por una abertura colocada convenientemente. Cuando el crisol está lleno de fundición de hierro, se le da salida, recibéndola en moldes de arena abiertos en el suelo, en los que se solidifica formando medios cilindros, llamados *goas*.

Obtención del hierro puro.—Par obtener el hierro químicamente puro, se reduce uno de sus óxidos, por ejemplo, el sexquíóxido, por el hidrógeno puro



Haciedo esta reducción al calor rojo vivo, el hierro obtenido es blanco como la plata, menos duro y más fusible que el hierro del comercio. Si la reducción se verifica á una temperatura poco elevada, se obtiene hierro muy dividido que se inflama al aire y se llama *pirofórico*.

Aplicaciones.—Se emplea en los laboratorios para preparar ciertos compuestos de hierro, y algunas veces como reductor; en medicina se usa el hierro reducido por el hidrógeno. Hace el principal papel en las más de las industrias; reemplaza la madera y la piedra en la construcción de casas y edificios, y se puede apreciar la cultura de un pueblo por la cantidad de hierro que consume.

PAPELETA 12.^o

Ácido sulfuroso y nítrico.—Carburos de hierro.

Ácido sulfuroso.

Fórmula SO^2 .

Historia.—Conocido desde muy antiguo, no se distinguió de otros gases hasta el siglo XVIII, en que le estudiaron Priestley, Lavoisier y Berthollet; Gay-Lussac fijó su composición. Se le conoce además con el nombre de *sulfurilo*, y vulgarmente *tufa de pajuelas*.

Estado en la naturaleza.—Es uno de los gases que se desprenden en las erupciones de los volcanes en actividad y solfataras.

Propiedades físicas.—El ácido sulfuroso es un gas incoloro, de un olor particular, sofocante, que excita la tos, y que todo el mundo conoce, por ser el que produce una pajueta azufrada ordinaria cuando arde. Su sabor es fuerte y picante.

Sometido á la temperatura de -10° ó á la presión de tres atmósferas, se transforma en un líquido muy móvil que se solidifica á -75° por medio del ácido carbónico sólido y éter, ó por evaporación rápida de una parte de él, en una masa cristalina, parecida á los copos de nieve, lo mismo líquido que sólido es incoloro, de olor sofocante y sabor ácido como el gaseoso.

Es muy soluble en el agua; un volumen de ésta á 0° disuelve 79,79 volúmenes de dicho gas.

También se disuelve en el alcohol.

Las disoluciones tienen el mismo color del gas.

A la temperatura de -79° se funde el ácido sulfúrico sólido, y á la de -8° ó á -10° hierve el líquido; si á éste se le echa sobre una lámina de platino al rojo, toma el estado esferoidal, y haciendo caer entonces sobre él unas gotas de agua se congelan rápidamente, produciéndose entonces el fenómeno curioso de formarse hielo sobre una lámina metálica enrojecida.

Es uno de los líquidos más refringentes que se conocen por la gran cantidad de vapores que desprende; volatilizándose en el aire produce un frío suficiente para solidificar el mercurio y liquidar el gas cloro y el amoníaco.

Se descompone este cuerpo por los rayos violetas del espectro, y sometido á la acción de la electricidad, se descompone en ácido sulfúrico anhidro, azufre y oxígeno.

Propiedades químicas.—Es un ácido poco energético.

Enrojece la tintura de tornasol, descolorándola después.

No sirve para la respiración, promoviendo la tos.

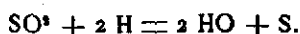
No mantiene la combustión, pues se apaga en este gas una bujía encendida.

No se descompone con el calor.

Los cuerpos que se combinan con su oxígeno, produciendo más que el producido en su formación, le reducen.

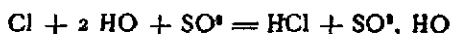
El hidrógeno actúa sobre él de diversas maneras;

unas veces le descompone á una temperatura elevada, formándose agua y azufre que queda libre



Otras veces produce agua y ácido sulfhídrico, y otras, por último, satura á la molécula del gas sulfuroso, formando ácido hidro-sulfuroso.

Cuando reacciona cloro sobre una disolución de ácido sulfuroso, se descompone el agua; el cloro obra sobre el hidrógeno, y el ácido sulfuroso sobre el oxígeno, determinando la formación de ácido clorhídrico y ácido sulfúrico.



Lo mismo hacen el bromo y el yodo.

El oxígeno, á una temperatura elevada y en presencia de la esponja de platino, se combina con el gas sulfuroso, formándose ácido sulfúrico.

En presencia del agua se unen á la temperatura ordinaria el oxígeno y el gas sulfuroso, formándose ácido sulfúrico.

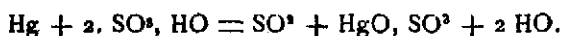
Si se echa alguna gota de ácido nítrico sobre el ácido sulfuroso, este gas se cambia en ácido sulfúrico, y se desprenden vapores rutilantes de ácido hiponítrico.



Obtención.—El ácido sulfuroso puede obtenerse por la oxidación del azufre ó la reducción del ácido sulfúrico. Este último procedimiento se emplea en los laboratorios para preparar el ácido sulfuroso puro, y el otro se utiliza en la industria.

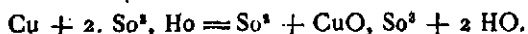
1.º Obtención por reducción. Para prepararle en los

laboratorios, se desoxida parcialmente el ácido sulfúrico concentrado valiéndose de un metal como el mercurio ó el cobre (no se puede con el zinc y el hierro). La experiencia se practica en un globo de vidrio, 50 gramos de mercurio y 200 de ácido sulfúrico. Apoderándose el mercurio de un tercio del oxígeno del ácido sulfúrico, da ácido sulfuroso y óxido de mercurio; éste óxido básico, unido con el ácido no descompuesto, forma óxido de mercurio.



El gas ácido sulfuroso sale por el tubo conductor y va á la cuba de mercurio, donde se le recoge.

En esta preparación se puede reemplazar al mercurio con torneaduras de cobre; pero en éste caso se debe quitar el fuego al empezar la reacción, sin lo cual se produce una inflación capaz de pasar una parte de la materia por el tubo abductor.



Cuando se quiere obtener el ácido sulfúrico en disolución, se reemplaza con economía el metal por carbón, que reaccionando sobre el ácido sulfúrico da ácido sulfuroso y ácido carbónico.



Los dos gases pasan á un frasco lavador con un poco de agua que absorbe el ácido sulfúrico que fuese arrastrado; después se dirigen á los frascos de un aparato de Wolf.

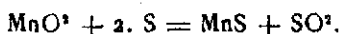
La disolución así obtenida contiene un poco de ácido carbónico; pero este gas no perjudica á las reacciones del ácido sulfuroso.

2.º Obtención por la oxidación. El azufre inflamado, al contacto del aire, arde produciendo ácido sulfuroso. Este procedimiento se emplea en la industria siempre que la presencia del nitrógeno y oxígeno no pueden dañar á la acción que se desea producir con el ácido sulfuroso.

El tueste de las piritas, al contacto del aire, se utiliza igualmente en grande para la producción del ácido sulfuroso.



Para preparar grandes cantidades de ácido sulfuroso, se calienta en un matrás de vidrio una mezcla formada de seis peróxidos de manganeso pulverizado y una parte de flor de azufre.



Aplicaciones.—En química se emplea como reductor, ya en estado gaseoso, ya en disolución en el agua, y también para preparar los sulfitos; en medicina se usa muchas veces para combatir ciertas enfermedades de la piel; en la industria y en las artes para blanquear los tejidos de origen animal, como la seda y la lana que no deben blanquearse con el cloro, como igualmente plumas, paja, cola de pescado y membranas animales; para la fabricación del ácido sulfúrico; para el azufrado de las vasijas donde se va á conservar el vino; alguna vez para la extinción de los incendios, para la fabricación del hielo por el procedimiento de Pictet; fundado en el descenso de temperatura que produce la evaporación del ácido sulfuroso líquido.

Ácido nítrico.

Fórmula.— NO^5 .

Historia.—Este ácido, conocido antiguamente bajo el nombre de *espíritu de nitro*, fué descubierto á fines del siglo XIII por Raimundo Lulio, destilando una mezcla de nitrato de potasa y arcilla; pero su naturaleza no se conoció hasta que en 1784 Cavendish la fijó exactamente; en el comercio se le conoce con los nombres de *agua fuerte* y el primitivo de *espíritu de nitro*.

Estado en la naturaleza.—El ácido nítrico se encuentra en la naturaleza combinado con las bases alcalinas. Las sales que le contienen se eflorescen en la superficie de la tierra en los terrenos cálidos; estas eflorescencias se producen también en las superficies de los muros de las cuevas y en las nitrerías artificiales, donde empíricamente se procuran reunir las principales circunstancias que determinan la formación natural de los nitratos.

En las aguas procedentes de las lluvias tempestuosas se encuentra este ácido en el estado de nitrato de amoníaco. La formación de este cuerpo se cree sea debida á la combinación directa del nitrógeno con el oxígeno en el aire bajo la influencia de las chispas eléctricas que saltan de las nubes.

Propiedades físicas.—Se obtiene en estado sólido anhidro y estado de hidrato.

En estado sólido anhidro se presenta de color blanco y cristalizado en prismas romboidales, cuyo estado conserva á la temperatura ordinaria, siempre que no sea superior de 27° ; se funde á los 30° y hierve á los 47° , des-

componiéndose á los 80° en oxígeno y en ácido hiponítrico con desprendimiento de calor y luz.

El ácido nítrico, en su mayor grado de concentración, ó sea el monohidratado ($\text{NO}^5 + \text{HO}$) recién preparado, es fumante, incoloro cuando está puro, estando teñido algo de amarillo el del comercio porque contiene algo de ácido hiponítrico; tiene un olor característico y sabor acre; es muy corrosivo; hierve á 86° y se solidifica á — 50°, tomando la consistencia de la manteca; contiene un 14 por 100 de agua, y en densidad es de 1,52.

El ácido cuadrihidratado ($\text{NO}^5 + 4 \text{HO}$), no es fumante, contiene 40 por 100 de agua, es incoloro, no hierve hasta los 123°, y su densidad es 1,42.

Propiedades químicas.—Es un oxidante muy enérgico.

Desorganiza la piel y la marcha de color amarillo.

Enrojece la tintura de tornasol y destruye las materias colorantes, incluso el índigo, que resiste á la acción de todos los ácidos.

La luz descompone parcialmente el ácido monohidratado en oxígeno y ácido hiponítrico, de donde resulta la coloración amarilla del ácido del comercio; cuando contiene cuatro equivalentes de agua, no le altera la luz.

El calor obra como la luz; cuando se calienta el ácido concentrado, empieza la ebullición á 86°, mas al propio tiempo que se destila una parte del ácido, otra se descompone en oxígeno y ácido hiponítrico; el agua procedente del ácido descompuesto se une con el ácido restante, y eleva poco á poco su punto de ebullición hasta 123°; la temperatura queda entonces estacionaria, y el líquido que desde este momento se destila es ácido cuadrihidratado.

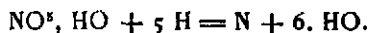
Cuando se calienta ácido diluído en mucha agua, la ebullición principia hacia 100° , y los vapores que se desprenden están formados principalmente de agua, pero poco á poco el ácido se concentra; la temperatura de ebullición se eleva á 123° y queda estacionaria, y se destila ácido cuadrihidratado.

Los vapores de ácido nítrico, al pasar en un tubo de porcelana enrojecido, se descomponen en oxígeno y ácido hiponítrico; al rojo blanco dan nitrógeno y oxígeno.

El oxígeno y el nitrógeno pueden combinarse por la influencia de la chispa eléctrica, produciendo ácido nítrico si se hallan los dos gases en presencia de agua que tenga en disolución potasa ú otra base enérgica.

El oxígeno, cloro, bromo y nitrógeno son los únicos metaloides que carecen de acción sobre el ácido nítrico.

El hidrógeno libre descompone el ácido nítrico á una temperatura elevada en agua y nitrógeno.



El carbón descompone en frío el ácido nítrico concentrado, desprendiéndose ácido carbónico y vapores ruilantes.

El azufre, el arsénico, el yodo, selenio, telurio, descomponen el ácido nítrico á una temperatura poco elevada, produciendo ácido sulfúrico, iódico, etc.

Obra también sobre los metales; si el ácido está al máximo de concentración, no tiene acción sino sobre los metales muy oxidables, como el potasio ó el zinc.

Puesto en contacto con el hierro el ácido concentrado, no solamente no es atacado sino que hace perder á este metal la propiedad de atacar el ácido diluído, en cuyo caso se llama el hierro *pasivo* y se vuelve activo y

ataca muy violentamente el ácido diluido al punto que se toca con una varilla de cobre.

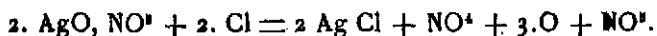
El ácido del comercio, diluido en un volumen de agua, da á la temperatura ordinaria bióxido de nitrógeno, y nitratos con los metales que como el cobre y el mercurio no descomponen el agua en frío en presencia de los ácidos.

La plata sólo es atacada á baja temperatura; el oro y platino no reaccionan.

Agua regia.—Mezclando ácido nítrico con clorhídrico muy diluidos, y en frío, no reaccionan, pero si están concentrados, y sobre todo calentando la mezcla, incolora al principio, va tomando poco á poco color anaranjado intenso, constituyendo el *agua regia*, llamada así por la propiedad de disolver el oro, de la cual carecen los dos ácidos que la forman.

La composición del agua regia no es constante; las cantidades de los ácidos que se mezclan para formarla varían según el objeto á que se la destina; unas veces son dos partes de ácido clorhídrico y una de nítrico, otras tres de aquél para dos de éste, etc.

Obtención.—Acido nítrico anhidro. Se obtiene el ácido nítrico anhidro haciendo pasar lentamente una corriente de cloro por el nitrato de plata bien seco y calentado á unos 60°.



Los vapores del ácido hiponítrico y el oxígeno que provienen de la descomposición del ácido nítrico y del óxido de plata se desprenden, y el ácido nítrico anhidro se deposita en cristales blancos de forma romboidal sobre las paredes frías del aparato empleado.

Acido nítrico hidratado.—En los laboratorios se ob-

tiene calentando en una retorta de vidrio nitrato de potasa con un exceso de ácido sulfúrico concentrado.



Al principio de la operación se desprenden vapores rojos que llenan toda la retorta, los cuales pasan después al recipiente, presentándose nuevamente al finalizar la obtención; los primeros vapores son debidos á la acción del ácido sulfúrico en exceso sobre los vapores del ácido nítrico que primeramente se desprenden, y los que se presentan al finalizar la operación son debidos á la descomposición producida por el calor de las últimas partes del ácido nítrico.

En España se ha obtenido el ácido nítrico por espacio de mucho tiempo utilizando la reacción que presenta la arcilla con el nitro por la acción del calor, para lo cual se calentaba la mezcla de arcilla y nitro en retortas de vidrio, y como el consumo de las retortas era considerable, se situaban las fábricas de ácido nítrico en las inmediaciones de las de vidrio, aprovechando de este modo los cascos de las retortas que se rompían en la fabricación de otras nuevas.

En las fábricas se reemplazan las retortas de vidrio por cilindros de hierro colado, cerrados por dos fondos planos que se ajustan por medio de tornillos, se colocan dos de estos cilindros en un mismo horno. Estos cilindros tienen en uno de los fondos, y hacia su parte superior, una abertura circular á la que se adapta una alargadera encorvada que sirve para conducir los vapores á unas vasijas de barro que reciben el nombre de *bombones*. Se cargan los cilindros con la cantidad correspondiente de nitrato de potasa, quitándoles el fondo poste-

rior, el cual se vuelve después á fijar en su sitio; el ácido sulfúrico concentrado se vierte por un embudo de hierro colado que se coloca en un orificio practicado en la parte superior de este fondo, cerrando en seguida la abertura con un tapón de arcilla cocida.

El ácido nítrico obtenido por estos procedimientos es de color amarillo, debido al ácido nitroso que se transforma por el nitrato de plomo en ácido nítrico ó por el bicromato de potasa; contiene además un poco de ácido sulfúrico y ácido clorhídrico; el primer ácido se separa por la destilación ó por el nitrato de plomo.

Aplicaciones.—En Química es uno de los reactivos más usados. En Farmacia se emplea para preparar muchos medicamentos; en Medicina se usa alguna vez concentrado como cáustico y diluido en agua, constituyendo la limonada nítrica; en las artes para grabar sobre ciertos metales, para teñir de amarillo algunas materias orgánicas, para la fabricación del ácido sulfúrico, del ácido oxálico y otros.

Para sustancias explosivas; si se sumerge algodón en rama en este ácido concentrado y se le tiene por algunos minutos, lavándole después en gran cantidad de agua y secándole en seguida de sacarle del líquido, se obtiene una sustancia semejante, por su aspecto, al algodón, pero que se diferencia de él porque se inflama instantáneamente, desapareciendo sin dejar residuo al aproximarlas un carbón encendido; á este cuerpo se le ha dado el nombre de *algodón nítrico*, *piróxilo*, *piroxilina* y *pólvora* de algodón. El almidón y el papel, tratados por el ácido nítrico del mismo modo que el algodón, forman una sustancia de la misma composición que el *piróxilo*, y poseen también las propiedades explosivas.

Carburos de hierro.

Los carburos de hierro ó *fundiciones* están formados de unas 95 por 100 de este metal, 2 á 5 de carbono y algunas otras materias, tales como silicio, fósforo, nitrógeno, azufre y manganeso. Sus propiedades varían con su composición y el estado en que se encuentra en ellas el carbono, que puede ser todo entero en estado de combinación ó por partes en el de mezcla.

La fundición puede ser blanca, gris y negra.

La fundición blanca proviene de la reducción de los minerales manganésíferos ó del empleo de una gran cantidad de mineral con relación á la del carbón; es de color argentino y fractura brillante; su densidad varía entre 7,44 y 7,84; fundese entre los 1050 y 1100°, pero queda siempre pastosa; se la puede utilizar para moldar, y se emplea especialmente en la fabricación del hierro y acero. Es muy dura, laminosa y quebradiza; no se deja impresionar por la lima; se rompe con el choque y tratada por los ácidos, no deja residuo de grafito.

La *fundición gris* tiene un color que varía del gris negro al claro; su densidad varía de 6,79 á 7,05; se funde á 1200 y se pone muy fluida la que se hace apropiada para el moldeo. Presenta una fractura granuda muy porosa y no adquiere pulimento, se deja limar, tornear, cortar y agujerear fácilmente; tratada por los ácidos deja un residuo negro de grafito.

La *fundición negra* recibe la acción del martillo; se rompe con facilidad; es la más fusible de todas las fundiciones; tratada por los ácidos se desprende gas hidrógeno mezclado con el hidrógeno carbonado, quedando un residuo abundante de grafito.

Afinación de las fundiciones.—La fundición de hierro obtenido en los altos hornos se transforma en hierro dúctil y maleable, es decir, se *afina* separando de ella la mayor parte del carbón y el silicio que contiene. Al efecto se la funde debajo de una capa de carbón y de escorias en contacto del aire, agitandola continuamente para que experimente una oxidación parcial; el carbón se quemando formando ácido carbónico, y el silicio se convierte en ácido silícico que con el óxido de hierro que se ha producido forma un silicato fusible, que se elimina sometiendo la masa que se ha hecho menos fusible á la acción de un martillo de gran potencia para unir las partículas metálicas.

Son varios los procedimientos que se emplean para afinar la fundición de hierro; el que se prefiere es el método inglés, que consta de dos operaciones, el *finage* y el *puddlage*.

El *finage* se efectúa en hornillos de finerías que se parecen á los hornos centeses que describiremos; se coloca la fundición sobre cok que llena un crisol rectangular y se alimenta mediante seis cañones corriendo á través del combustible y dando un metal blanco, agrio y quebradizo, que se llama *metal fino*.

El *puddlage* ó puddelado (de su autor Puddler), se verifica en un horno de reverbero, llamado horno de Puddler. Se empieza calentándole al rojo blanco á la llama de la ulla que arde en rejilla; después se introduce por una abertura lateral al metal fino con la cuarta parte próximamente de su peso de torneaduras de hierro (óxido negro que se separa en escamas del hierro incandescente cuando se le martilla). El metal no tarda en entrar en fusión, y su carbono se transforma en óxido

de carbono por el oxígeno de las torneaduras. El óxido de carbono se desprende en pequeñas llamas azules de la masa, que cada vez se pone más pastosa.

Cuando parece completa la afinación, se deja salir las escorias y se calienta al blanco de soldadura para poder reunir los fragmentos de hierro en masas que se martillan en términos de darles más comparidad; estas masas recalentadas y martilladas dan el hierro dúctil.

Otro procedimiento es el *contés*, cuyo hornillo se parece á las fraguas ordinarias; el hogar está formado por una cavidad cuadrada que se llena de carbón encendido y se activa su combustión con el viento de un cañón. Pónese la fundición sobre el carbón; se funde poco á poco y cae en gotitas que se oxidan en su superficie al pasar delante del tubo; una parte del carbono pasa al estado de óxido de carbono; el silicio y el fósforo dan fosfatos y silicatos de hierro y manganeso muy fusibles. La masa, algún tanto descarburada, que se reúne en el fondo del crisol, es ya menos fusible que la fundición; se le coge con un cazo y se la lleva á la superficie del carbón; aumentando la rapidez de la combustión, y produciendo por lo tanto una temperatura más elevada, resultan una nueva fusión y una nueva descarburación; el hierro en pequeñas masas esponjosas se reúne entonces con aquel mismo instrumento en una masa única ó *loba*, que se saca y martilla en términos de extraer todas sus escorias y soldar el hierro á sí mismo; este hierro recalentado y forjado repetidas veces se reduce á barras y se entrega al comercio.

El procedimiento *contés* da de 70 á 76 kilogramos de hierro por 100 de fundición, y el método inglés, por el mismo peso de fundición, suministra 90 kilogramos de

metal fino, que los mismos producen 83 de hierro dúctil.

Aplicaciones.—La fundición gris se emplea casi exclusivamente en la confección por *molde* de los aparatos y utensilios de hierro colado, necesarios en la industria y economía doméstica. Los objetos de grande dimensión, como cilindros de máquinas de vapor y los toscos, como columnas, pilares, mojones, parapetos, verjas, etc. etc., se obtienen por medio de un moldeado de primera fusión, esto es, recibiendo la fundición al salir del hornillo alto en moldes de arena preparados cerca del orificio de salida.

Los objetos pequeños que han de tener mayor pulimento, tales como reproducciones de esculturas, vasos de adorno, pequeñas estatuas, joyas, etc., se obtienen refundiendo el hierro colado en hornillos de tina, y al salir de éstos la fundición gris se recibe en bolsas de hierro y se echa en moldes preparados del modo debido.

La fundición blanca se usa para obtener hierro dulce por medio de la afinación.

Acero.

Es un hierro menos carburado que la fundición. Las fundiciones que contienen algo de manganeso parece que son las más estimadas para transformarlas en acero, porque desprende más calor que éste al combinarse con ellas y en la oxidación y escorificación de los compuestos de manganeso que se forman se produce también más calor que en los correspondientes del hierro, por lo cual se oxidan y escorifican de preferencia á éstos.

Propiedades.—Es un cuerpo blanco, brillante y capaz de tomar un bello pulimento; más fusible, más ma-

leable y menos dútil que el hierro. El carácter esencial que le distingue de este metal es su facultad de adquirir propiedades nuevas, cuando después de haberle calentado fuertemente, se le enfría de pronto *templándole* en un líquido frío (agua, aceite, mercurio) en cuyo caso se pone elástico, duro y quebradizo, siendo tal su dureza que raya al vidrio y resiste la acción de la lima: su densidad la disminuye el temple; el hierro dulce no experimenta tales modificaciones.

El acero calentado y enfriado lentamente es dúctil y maleable como el hierro, y se deja limar como él.

Muchas veces el hierro contiene una proporción de carbono variable de 0,2 á 0,5 por 100; más allá de esta proporción se endurece un poco por medio del temple, llamándosele entonces *hierro aceroso*.

Fabricación del acero.—Para obtenerle se puede hacer descarburando parcialmente la fundición, y se obtiene el *acero natural* y el *acero puddlado*, y carburando el hierro, en cuyo caso se tiene el *acero de cementación*.

Acero natural.—Procede de una afinación incompleta del hierro colado; se le prepara con fundiciones manganesíferas obtenidas con el carbón de leña; se las somete á una afinación parcial, manteniéndolas algunas horas en estado de fusión por debajo de una capa de escorias ricas en óxido de hierro de las torneaduras; cuando se ha juzgado suficiente la afinación, se martilla este acero y se le reduce á barras.

Aceros puddlados.—Son los que se obtienen afinando parcialmente las fundiciones manganesíferas en los hornos ordinarios de puddler; estos aceros son los más toscos y se usan para los artefactos comunes.

Acero de cementación.—Es el que procede de la carburación del hierro dulce, para lo cual se colocan en cajas hechas con ladrillos refractarios, capas alternadas de carbón de madera en polvo, mezclado con una pequeña cantidad de ceniza y sal común y de barras de hierro; cerradas las cajas se someten al rojo para que el metal se impregne del carbón necesario y se convierta en acero.

Acero fundido.—Obtiénese un acero bien homogéneo y útil á todos los usos de la cuchillería y cirugía, fundiendo en crisoles enrojecidos acero de cementación cortado en barrillas y cubierto de carbón; cuando el acero está líquido se le echa en moldes de hierro colado, se le martilla y estira en barras.

Metal de Bessemer.—Un ingeniero inglés de este nombre ha ideado un modo de preparación rápido y económico de un hierro aceroso que presta grandes servicios. Su procedimiento consiste en inyectar en fundición mantenida líquida en un gran hornillo de tina móvil alrededor de un eje horizontal una fuerte corriente de aire que quema todos los elementos extraños, tales como carbono y silicio.

Cuando está bastante adelantada la combustión, se mezcla á la masa incandescente otra fundición pura en términos de dar el carbón necesario y se funde todo ello; así se fabrican de un sola vez hasta 10,000 kilogramos de acero.

Uso de los aceros.—El acero natural y el puddlado se emplean en la fabricación de sables, espadas y sierras, y se le utiliza igualmente para la cuchillería común, los muelles de carruajes y los arados: el acero de cementación sirve para fabricar limas, hojas de cepillos de car-

pintero, navajas y otros objetos de quincalla; soldado al hierro se emplea en hacer martillos, yunques etc. etc.

El acero fundido, más homogéneo y capaz de adquirir por el temple mayor dureza y tenacidad, sirve para hacer buriles, cuñas de moneda y laminadores, y como puede adquirir un hermoso pulimento, se le emplea con preferencia en la cuchillería fina, la joyería de acero, los muelles de reloj y los instrumentos quirúrgicos.

El recocido que conviene en estas diversas aplicaciones ya indicado en la siguiente tabla, por el calor que debe tomar el acero y la respectiva temperatura.

El amarillo bajo corresponde á 221°, y sirve para lancetas de cirujano.

El amarillo paja corresponde á 233°, y sirve para buenas navajas de afeitar.

El amarillo oscuro corresponde á 243°, y sirve para navajas comunes y cortaplumas.

El moreno corresponde á 254°, y sirve para tijeras, azadas, azadones, etc. etc.

El moreno púrpúreo corresponde á 265°, y sirve para hachas, cizallas y hojas de cepillo.

El púrpura corresponde á 277°, y sirve para cuchillos de mesa.

El azul claro corresponde á 288°, y sirve para espadas y muelles de reloj.

El azul oscuro corresponde á 294°, y sirve para puñales y sierras pequeñas.

El azul negro corresponde á 316°, y sirve para sierras de mano.

FIN

ERRATAS

PÁGINA	LÍNEA	DICE	LEÁSE
10	23	calor con por	calor por
10	31	cristalina	cristaliza
11	12	Chelmen	Ebelmen
11	24	ó más	á unas
11	32	Primático	Prismático
12	1	Primático	Prismático
12	4	Primático	Prismático
12	9	prima	prisma
12	24	bazita	barita
12	29	bazita	barita
13	18	compuestos muy	compuestos pero muy
13	26	de 16°	de 500°
14	21	una	su
15	8	Isomesia	Isomeria
15	9	Isomesia	Isomeria
16	5	á	A
16	17	vapora	evapora
16	19	corta	evita
18	14	pilones ó velas	filones ó vetas
20	26	Sodio	rodio
20	28	Mijier y Baruco	Méjico y Borneo
22	9	á queda	hasta queda
24	10	instituyéndola	sustituyéndola
28	27	Acidos básicos	óxidos básicos
36	25	Zn + So ^a 2 bo = 26 + Eno, 50 ^a	Zn + So ^a Ho = H + Eno, 50 ^a
36	30	Zn + Ko, 2 bo = 26 + 2 no, Ko	Zn + Ko, Ho = H + Ko, Zno

PÁGINA	LÍNEA	DICE	LÉASE
40	7	(nitrogenoidees)	(nitrogenoideos)
40	8	(carbonoidees)	(carbonoideos)
40	22	nulidio, panio	Rubidio, Bario
40	26	lautano	lantano
40	47	orbio, tovio	erbio, torio
41	1	Signos y fórmulas	
		químicas	(suprimase)
47	5	empeñado	empañado
47	7	Luperco	Superior
49	3	físicas	químicas
52	12	Similar	Similor
59	2	separación	aspiración
59	7	compresiones	impresiones
59	9	con	son
61	2	1827	1877
80	»	Fig. 3. ^a	Fig. ^a 4. ^a
81	»	Fig. 4. ^a	Fig. 3. ^a
85	4	sulfúrico	sulfuroso
93	17	sulfúrico	sulfhídrico
100	22	la composición	la composición en peso
106	21	vidrio	iridio
112	14	de hierro	con el hierro
112	20	veces y otras	veces mayor y otras
113	23	de meisa	de mina
118	31	seis	sus
152	21	estos	los
155	9	Siglo XVIII	Siglo XVIII á conocer el prismático
157	3	fluido	fluidez
162	5	Logroño	Logrosán
162	30	tempera	temperatura
165	31	fosfato	sulfato
166	18	2 CaO, 3 ^s PhO	2 CaO, 3 PhO ^s

PÁGINA	LÍNEA	DICE	LÉASE
168	11	1896	1796
170	9	Le determina	Se determina
171	22	26	36
173	16	Cat Cl	Cà Cl
175	18	Puzambro	Puzambio
176	8	andidro	anhidro
189	3	hierro piroférico	hierro pirofórico
192	3	cantidad	cavidad
196	19	sulfúrico	sulfuroso
197	14	seis	seis partes

