

EESO N°259 “Juan Vicente Giménez”

Asignatura: QUÍMICA

Curso: 4to A

Profesora: Virginia Tosolini

CAPÍTULO XIV

HALOGENOS

Halógenos. — Propiedades generales. Flúor. — Historia. Estado natural. Propiedades. Compuestos del flúor. — Acido fluorhídrico y otros compuestos. — Cloro. — Historia. Estado natural. Obtención. Propiedades. Agua de cloro. Usos del cloro. Acido clorhídrico. — Historia. Obtención. Propiedades. Diferencia entre cloruro de hidrógeno y ácido clorhídrico. Usos del ácido clorhídrico. Agua regia. Cloruros. Oxidos y oxácidos del cloro. Acido hipocloroso e hipocloritos. Acido clórico y cloratos. Bromo. — Historia. — Estado natural. Obtención. Propiedades. Usos. Compuestos del bromo. Yodo. — Historia. Estado natural. Propiedades y usos. Compuestos del yodo.

Los elementos flúor, cloro, bromo y yodo ⁽¹⁾ constituyen una familia natural, que J. J. Berzelius designó como halógenos (del griego *Hals*: sal, y *Gennao*: producir). Este nombre de halógenos (productores o engendradores de sales) lo recibieron porque se encuentran en el agua de mar bajo la forma de sales, sobre todo los tres últimos. Hay una cierta graduación entre sus propiedades, como veremos en el párrafo correspondiente, y esa graduación sigue el mismo orden que sus pesos atómicos.

XIV. 1. Estudio comparativo de los halógenos.

Para facilitar el estudio de estos elementos se los ordena en el sentido creciente de sus pesos atómicos:

Flúor

Cloro

Bromo

Yodo

Sus propiedades tienen una semejanza que siguen también un orden determinado, como puede observarse en el siguiente cuadro:

(1) En los últimos años se ha descubierto un elemento químico, el *astacio* (símbolo *At*), cuyas propiedades serían las de un quinto halógeno.

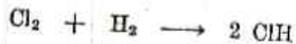
	Flúor	Cloro	Bromo	Yodo
Peso atómico	19	35,457	79,916	126,91
Estado físico	gas	gas	líquido	sólido
Color	amarillo pálido	amarillo verdoso	rojo pardo	violeta grisáceo
Punto de fusión	-223°C	-102°C	-7,3°C	+113°C
Punto de ebullición	-187°C	-34,6°C	+58,8°C	+184°C
Solubilidad (1)	Descompone el agua	1,46	4,15	muy poco soluble
Combinaciones con el oxígeno (afinidad)	prácticamente nula	poca afinidad	más afinidad	el más afin
Combinaciones con el hidrógeno (afinidad)	gran afinidad (con explosión)	mucha afinidad	menos afinidad	poca afinidad

Estudiando el cuadro anterior pueden obtenerse las siguientes conclusiones:

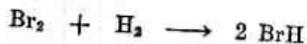
- Los puntos de fusión y de ebullición aumentan con el peso atómico.
 - El estado físico y el color aumentan con el aumento del peso atómico.
 - La afinidad de los halógenos con el oxígeno aumenta del flúor al yodo, es decir, aumenta también con el peso atómico.
 - La afinidad de los halógenos con el hidrógeno aumenta del yodo al flúor, es decir, al disminuir el peso atómico.
- En el caso del flúor es tan intensa, que si ponemos en contacto los dos elementos, se combinan en frío y en la oscuridad con explosión para producir ácido fluorhídrico.



Con el cloro, la reacción se realiza en frío, pero necesita la presencia de luz.



El bromo se combina con el hidrógeno lentamente, aun en caliente.



(1) Corresponde a los g de halógeno que se disuelven en 100 g de agua a 20 gradosC

Es mucho más difícil combinar el yodo con el hidrógeno, porque se necesita mucho calor, y aun así la reacción es muy lenta.



Además de las propiedades consignadas, los halógenos tienen algunos caracteres comunes importantes:

Monovalentes electronegativas

- Los halógenos son elementos monovalentes y electronegativos. Es decir, los iones cloro (cloruro), bromo (bromuro), etc., durante la electrólisis se dirigen al electrodo positivo. El más electronegativo es el flúor y esa electronegatividad disminuye hasta el yodo, es decir, al aumentar el peso atómico.

Forman haluros

- Los halógenos pueden unirse directamente con algunos metales para formar sales llamadas *haluros*.

Forman hidrácidos

- Como hemos visto, cuando los halógenos se unen con el hidrógeno forman hidrácidos a los que se designa con la terminación *«hídrico»*.

Se desalojan unos a otros

- Los halógenos forman uniones cuyo carácter electronegativo les permite desalojarse unos a otros de sus haluros.

El flúor, el más electronegativo, desaloja a los demás halógenos de sus combinaciones haloideas. El cloro desaloja al bromo y yodo de los bromuros y yoduros.



A su vez, el bromo desaloja al yodo de los yoduros:



Estudiaremos, ahora, los halógenos en forma particular.

CAPÍTULO XV

AIRE

Y nociones sobre gases inertes

Aire. Historia. Atmósfera. Constituyentes del aire atmosférico. Peso del aire. El aire es una mezcla. Aire líquido. — Historia. Métodos para licuación del aire. Propiedades del aire líquido. Almacenaje y transporte del aire líquido. Aplicaciones del aire líquido. Gases raros o inertes. — Historia. Estado natural. Aplicaciones.

XV. 1. Historia.

Desde tiempos antiguos el aire fue considerado, junto con el agua, la tierra y el fuego, como uno de los cuatro elementos que originaban todas las cosas.

Pero, entre éstos, el aire era el que más excitaba la imaginación por su carácter de invisible y porque se mostraba apacible o violento. Los antiguos hacían ondular en el aire que los rodeaba, muchos de sus espíritus y dioses. No olvidemos que la palabra *gas* con que se designan las sustancias parecidas al aire, tiene su origen en *geist*, vieja palabra sajona que significa espíritu.

Desde 500 años antes de Cristo, ya se hablaba del aire como de un elemento, aunque se reconocía la presencia del agua en la atmósfera. Durante varios siglos subsistió ese concepto, y recién en 1674, se suscitan dudas sobre su composición.

Sin embargo, es Lavoisier el primer hombre que se adentra en el estudio de esta substancia, y basándose en los trabajos de Priestley, Boyle, Cavendish y Scheele establece, no solamente la naturaleza verdadera del aire, sino también la teoría correcta de la combustión.

XV. 2. Atmósfera.

Alrededor de la Tierra se extiende una capa de aire que aproximadamente alcanza 500 Km de altura.

La composición de esa capa es variable y las muestras extraídas a distintas alturas dan valores distintos. Para uniformar criterios, consideramos muestras de aire tomadas en las afueras de la ciudad de París.

XV. 3. Constituyentes del aire atmosférico.

La composición media del aire está dada en la tabla siguiente.

COMPONENTE POR CIENTO	EN PESO	EN VOLUMEN
Nitrógeno	75,70	78,05
Oxígeno	23,16	20,97
Gases raros	1,20	0,95
Anhidrido carbónico	0,04	0,03

En general, se ha observado que la relación entre el oxígeno y el nitrógeno en todas las muestras de aire tomadas cerca del nivel del mar es casi igual.

La proporción de anhidrido carbónico aumenta en las ciudades

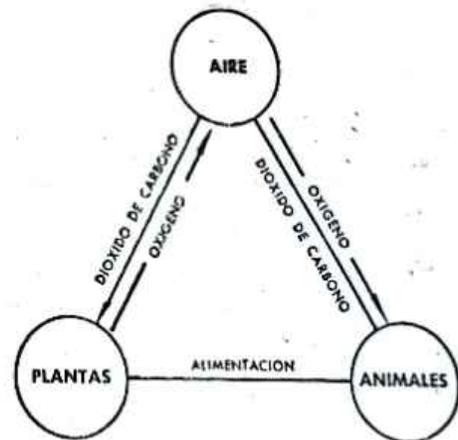


FIG. XV-1. — EL AIRE EN LOS PROCESOS RESPIRATORIOS

y disminuye en el campo. Además, a grandes alturas su porcentaje es mayor que cerca del nivel del mar. Por otra parte, durante las nieblas, en las ciudades aumenta a casi el triple de su valor que en tiempo seco, y en las habitaciones mal ventiladas puede ser enormemente alta.



Otros constituyentes del aire. Además de los citados, pueden encontrarse en el aire: ozono, hidrógeno, agua, etc.

El ozono se forma después de las descargas eléctricas y el hidrógeno se encuentra en pequeñas proporciones cerca del nivel del mar, pero su porcentaje aumenta a grandes alturas.

En cuanto al agua, constituye la humedad del aire y su porcentaje es inferior al 1 %, aunque en los países húmedos alcanza a un 4 % del aire.

XV. 4. Peso del aire.

El peso del aire se puede determinar en una balanza como la de la fig. VII - 3, reemplazando la lamparita por un balón.

El balón posee un litro de volumen y si se le coloca aire, se observará que se necesita agregar 1,293 g para equilibrarlo. En caso que la capacidad del balón fuera distinta, se puede determinar su volumen por un método indirecto y luego calcular el peso de un litro de aire.

1 litro de aire pesa a 0°C y 1 atm. de presión, 1,293 g.

XV. 5. El aire es una mezcla.

Queda por averiguar si el aire debe considerarse una mezcla o una combinación. Durante el período posterior a Lavoisier se consideró que el aire era una combinación, pero los argumentos para demostrar que es una mezcla son tan convincentes, que ya se ha descartado aquella posibilidad.

Estos argumentos son los siguientes:

1. Los gases oxígeno y nitrógeno, constituyentes principales, siguen conservando sus propiedades específicas.
2. Las propiedades del aire semejan las de una mezcla de oxígeno y nitrógeno. Si se tratara de una combinación, sus propiedades deberían ser distintas.
3. Si mezclamos oxígeno y nitrógeno en las proporciones contenidas en el aire, obtenemos una sustancia parecida a éste, pero no se observa ninguna manifestación de energía (calor, etc.) como se produce en la formación de combinaciones.

4. Los componentes del aire se pueden separar por medios mecánicos y/o físicos como en el caso de las mezclas.
5. Si el aire fuera una combinación, de acuerdo a sus proporciones, su fórmula sería N_2O . En ese caso su densidad sería mucho mayor que la del aire.

AIRE LIQUIDO

XV. 6. Historia.

Numerosos químicos y físicos sabían que el método para licuar gases consistía en aumentar su presión, disminuyendo simultáneamente su temperatura. Pero cupo a Northmore, en 1805, licuar dos gases, el clorhídrico y el sulfuroso. Durante muchos años se procuró infructuosamente licuar el aire y recién en 1877, Cailliot, simultánea e independientemente de Pictet, lograron licuar esos propósitos a la realidad. Posteriormente Claude, Linde y otros estudiosos encontraron métodos industriales.

XV. 7. Métodos para licuación del aire.

En general para licuar un gas se aprovecha su propiedad de que por compresión hay una pérdida de calor y un aumento de la temperatura del gas. Por otra parte, si se expande, absorbe calor y, en consecuencia, su temperatura disminuye.

Por compresión, un gas pierde calor.
Por expansión, un gas absorbe calor.

Los métodos de licuación o liquefacción de los gases se basan en estos dos procesos inversos.

Para obtener aire líquido se emplea:

Método de Linde. En este método se comprime el aire, libre de impurezas (anhídrido carbónico, vapor de agua, anhídrido sulfuroso, etc.) alrededor de 200 atmósferas y luego se expande bruscamente, con lo que se enfría considerablemente.

Si este proceso se repite continuamente, puede lograrse enfriar el aire hasta cerca de -200°C , temperatura a la cual se transforma en un líquido.

XV. 8. Propiedades del aire líquido.

El aire líquido es transparente y ligeramente azulado. Hierve constantemente, aun en recipientes aislados, y por eso debe guar-

CAPÍTULO XVI

NITRÓGENO

Nitrógeno. — Historia. Estado natural. Obtención. Propiedades. Usos. Ciclo biológico. Combinaciones del nitrógeno e hidrógeno. Amoníaco. — Historia. Estado natural. Obtención. Propiedades. Reconocimiento. Usos. Sales de amonio. — Cloruro, sulfato y nitrato. Combinaciones de nitrógeno y oxígeno. — Oxidos y ácidos. Acido nítrico. — Estado natural. Obtención. Propiedades. Usos. Agua regia. Sales del ácido nítrico. Nitratos.

Símbolo	N	Densidad gas 0°C y 1 atm.	1,25
Molécula	N ₂	Punto de fusión °C	-210,1
Atomicidad	2	Punto de ebullición	-195,8
Peso atómico	14.008	Solubilidad gas (g/lt.)	0,0019
Número atómico	8	Valencia	V y III

XVI. 1. Historia.

El nitrógeno fue aislado por el botánico D. Rutherford en 1772, quien lo llamó aire flogisticado. Fue Lavoisier quien, en 1789, lo designó por primera vez como *ázo*. J. A. Chaptal, químico francés, teniendo en cuenta que el nitrógeno es uno de los constituyentes del nitro, sugirió, en 1823, el nombre que fue adoptado en definitiva, nitrógeno, del griego *nitrón* (salitre) y *genos* (producir).

XVI. 2. Estado natural.

Libre se encuentra abundantemente en la Naturaleza constituyendo las 4/5 partes del aire atmosférico.

Combinado se encuentra formando parte de numerosos compuestos nitrogenados orgánicos, de los cuales los más importantes son las proteínas.

También forma compuestos minerales como el nitro de Chile (nitrato de sodio, NO₃ Na), el salitre (nitrato de potasio, NO₃ K), compuestos amoniacales, amoníaco, etc.

XVI. 6. Ciclo biológico del nitrógeno.

Todo ciclo es un camino que recorre un objeto para volver a su posición original. El ciclo del nitrógeno es el camino que recorre desde un punto original, por ejemplo, en el aire, luego su absorción por los vegetales o animales, su posterior incorporación (cuando éstos se destruyen) a la tierra, formando parte de sales solubles y su regreso otra vez a la atmósfera.

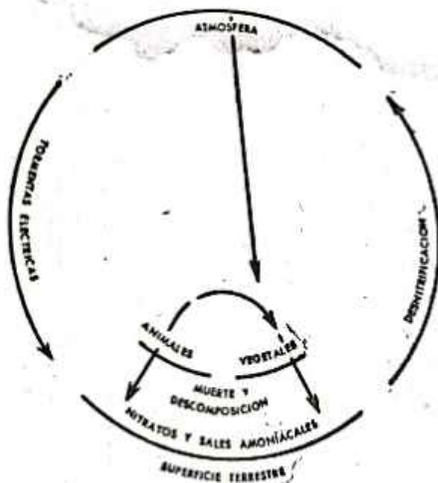


FIG. XVI-2. — CICLO DEL NITRÓGENO

Todo ese ciclo puede ser seguido claramente a través de la fig. XVI-3.

El nitrógeno es uno de los elementos necesarios para el desarrollo de los organismos vivos, por lo tanto se encuentra en animales y vegetales y en los productos que éstos eliminan.

Ese nitrógeno se halla en los seres vivos incorporado en las moléculas de algunas de las sustancias que los forman. Por muerte y posterior descomposición de un ser animal una parte de ese nitrógeno queda incorporado a la tierra y otra parte retorna a la atmósfera.

Lo mismo sucede con los vegetales, los cuales, además, pueden ser ingeridos por los animales y retornar, transformados, a la tierra.

Todas esas sustancias que se incorporan a la tierra lo hacen bajo distintas formas moleculares, por ejemplo, nitratos y sales amoniacales y pueden, a su vez, ser absorbidos por los vegetales, los

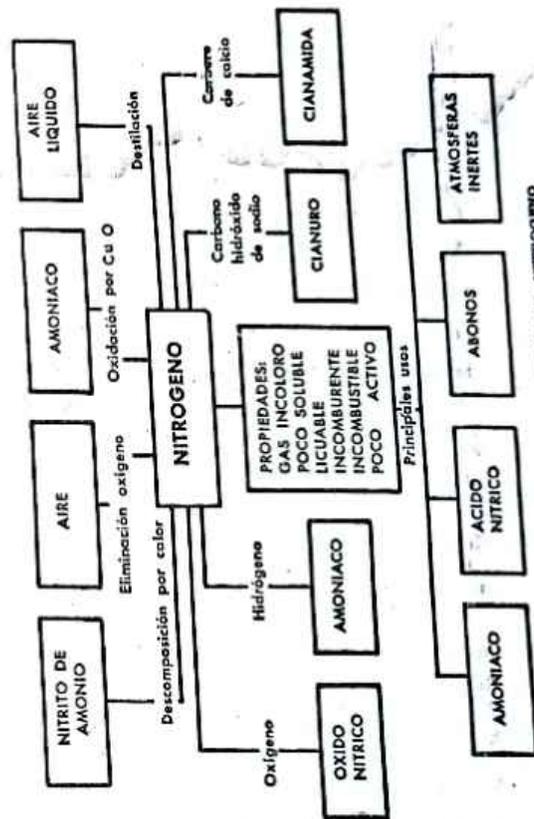


FIG. XVI-4. — RESUMEN GRÁFICO DEL NITRÓGENO

cuales los incorporan por medio de sus raíces. Algunos vegetales fijan el nitrógeno directamente de la atmósfera por intermedio de ciertos microorganismos (bacterias).

CAPÍTULO XVII

FOSFORO — ARSENICO — ANTIMONIO — BORO

FOSFORO. — Historia. Estado natural. Variedades alotrópicas. Propiedades de las variedades alotrópicas. Obtención. Propiedades. Usos. Compuestos de fósforo e hidrógeno. Compuestos oxigenados. Ácidos del fósforo. Ácido ortofosfórico. Fosfatos. Abonos o fertilizantes. Otros compuestos. **ARSENICO.** — Historia y estado natural. Obtención. Propiedades y usos. Compuestos. **ANTIMONIO.** — Historia y estado natural. Obtención. Propiedades y usos. Compuestos. **BORO.** — Generalidades.

	FÓSFORO	ARSENICO	ANTIMONIO	BORO
<i>Símbolo</i>	P	As	Sb	B
<i>Peso atómico</i>	30,975	74,91	121,76	10,82
<i>Número atómico</i>	15	33	51	5
<i>Punto de fusión</i>	a: 44 r: 590	814	630	2.360
<i>Punto de ebullición</i>	280	610 (sub.)	1440	2.550
<i>Densidad</i>	a: 1,8 r: 2,2	según var.	según var.	2,4
<i>Valencias</i>	V y III	V y III	V y III	III

FOSFORO

XVII. 1. Historia.

El fósforo fue descubierto por Brandt en 1669 mientras buscaba la piedra filosofal. Obtuvo fósforo a partir de la orina y luego de un proceso laborioso. Pero el primer trabajo publicado con cierto fundamento científico pertenece a D. Krafft. El fósforo, como elemento, fue reconocido por A. Lavoisier en 1777.

Fósforo es una palabra griega que significa «yo llevo la luz» (*phos: luz; phero: yo llevo*).

XVII. 2. Estado natural.

No se encuentra libre en la Naturaleza, pero sí combinado formando compuestos inorgánicos como la fosforita (fosfato de calcio $(PO_4)_2Ca_2$) y la flúor apatita (fluorofosfato de calcio $3(PO_4)_2Ca_3F_2$).

Es el principal constituyente de los huesos y dientes; además, se encuentra formando parte de los tejidos animales y vegetales, constituyendo las fosfoproteínas y otros compuestos orgánicos.

La sangre, la yema del huevo, la leche, los nervios y el cerebro contienen fósforo en forma de lecitinas (ésteres de un ácido llamado glicerofosfórico).

Es por ello que los vegetales y animales necesitan fósforo para su desarrollo.

Una parte del fósforo contenido en el organismo se elimina diariamente por la orina y los excrementos, calculándose que esa eliminación diaria es de 2 g aproximadamente.)

XVII. 3. (Variedades alotrópicas del fósforo.)

Se conocen diversas variedades alotrópicas del fósforo. Las más importantes son:

Blanca

Roja

La variedad blanca se forma por enfriamiento rápido de los vapores de fósforo y es la que se obtiene normalmente en los procesos industriales.

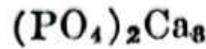
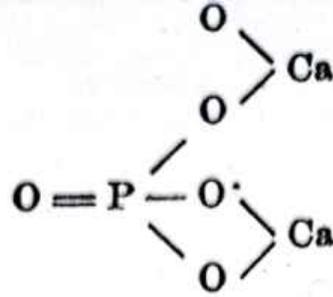
La variedad roja se obtiene calentando a unos 250°C el fósforo blanco, fuera del contacto con el oxígeno del aire.

XVII. 4. Propiedades de las variedades alotrópicas.

Fósforo blanco u ordinario. Es un sólido de aspecto céreo, frágil y translúcido. Algunos lo designan fósforo incoloro.

Tiene un bajo punto de fusión (44°C) y es fácilmente inflamable, a temperatura ambiente, produciendo anhídrido fosfórico (P_2O_5).

Es prácticamente insoluble en agua (1 parte de fósforo se disuelve en 300.000 partes de agua) y para evitar su inflamación se conserva, en el laboratorio, bajo este líquido.

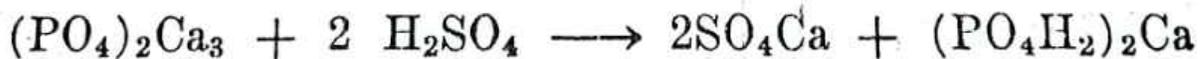


Fosfato tricálcico o Fosfato neutro de calcio

XVII. 13. Abonos o fertilizantes. Importancia de los superfosfatos.

Se conocen con el nombre de *abonos* o *fertilizantes* a una serie de sustancias naturales o artificiales que se agregan a las tierras agotadas para reponer en ellas las sustancias desaparecidas. Generalmente esas tierras agotadas han perdido, por excesivo cultivo u otras razones, algunos elementos químicos indispensables como el nitrógeno, fósforo, potasio o calcio y son inaptas para la plantación o la siembra. En esos casos, los abonos, que son sustancias ricas en esos elementos, reponen esas pérdidas y vigorizan esas tierras.

Uno de los abonos más importantes por su riqueza en fósforo y calcio es el fosfato neutro de calcio. Lamentablemente el fosfato tricálcico no puede utilizarse porque es prácticamente insoluble y entonces las plantas no pueden asimilarlo. Debe por lo tanto tratarse con ácido sulfúrico para convertirlo en difosfato monocalcico (fosfato diácido de calcio) soluble:



Luego se agrega agua para transformar el sulfato de calcio en su dihidrato, yeso ($\text{SO}_4\text{Ca} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).

Tanto el fosfato como el sulfato formados se utilizan como abonos.

Para esta mezcla se ha adoptado el nombre de superfosfato de calcio o superfosfato de cal.

Además de éstos se utilizan otros abonos, como el carbonato y nitrato de potasio, carbonato de calcio, etc.

XVII. 14. Otros compuestos del fósforo.

- Son también importantes los siguientes compuestos:
- PCl_3 Tricloruro de fósforo, líquido incoloro. Con agua produce ácido fosforoso y ácido clorhídrico.
 - PCl_5 Pentacloruro de fósforo, sólido. Tanto el tri como el pentacloruro de fósforo se utilizan en síntesis orgánicas. En presencia de poca cantidad de agua produce oxocloruro de fósforo y ácido clorhídrico. Con mucha agua origina ácido fosfórico y ácido clorhídrico.
 - P_2S_5 Pentasulfuro de difósforo, sólido amarillo. Se emplea en síntesis orgánicas.
 - P_4S_3 Trisulfuro de tetrafósforo, sólido gris amarillento. Se utiliza en las cerillas fosfóricas.
 - $POCl_3$ Oxocloruro de fósforo, líquido incoloro. Con agua se desdobra en ácido fosfórico y ácido clorhídrico.

ARSENICO

XVII. 15. Historia y estado natural.

El arsénico era conocido en la antigüedad como una variedad de azufre, pero como elemento sólo fue conocido en el siglo XIII. En la naturaleza se encuentra formando numerosos minerales como el realgar As_2S_3 , (disulfuro de diarsénico), oropimento As_2S_4 (sulfuro arsenioso), pirita arsenical SA_3Fe_3 , etc. También se encuentra en pequeñas cantidades en algunas piritas (S_3Fe), por lo cual aparece en el ácido sulfúrico obtenido a partir de pirita. También se halla arsénico en el zinc comercial y en muy pequeña cantidad en ciertas aguas minerales y en el humo del carbón mineral, por el cual llega a la atmósfera.

XVII. 16. Obtención del elemento arsénico.

Se obtiene calentando anhídrido arsenioso, As_2O_3 , con carbón vegetal. El arsénico que se forma sublima y es recogido en recipientes de arcilla.



También se prepara partiendo de la pirita arsenical (SA_3Fe_3) a la que se calienta en tubos de arcilla fuera del contacto del aire:



El arsénico obtenido sublima, pero en general no es muy puro, por lo que se necesita nuevamente sublimarlo en presencia de carbón vegetal como en el método anterior.

XVII. 17. Propiedades y usos del arsénico.

El arsénico se presenta en tres estados alotrópicos: arsénico gris, arsénico negro o metálico y arsénico amarillo. El primero es el arsénico ordinario de brillo metálico y muy quebradizo, que si es calentado en corriente de hidrógeno forma cristales muy brillantes de arsénico negro por condensación lenta de los vapores. Si los vapores se condensan rápidamente se forma arsénico amarillo.

Sublima
alrededor
de 100°C

El arsénico ordinario sublima alrededor de los 100°C, pero muy lentamente. La sublimación puede hacerse más rápida con el aumento de temperatura. A 450°C sublima rápidamente. Bajo presión el arsénico gris funde a 814°C.

PRÁCTICA N° 77. Sublimación del arsénico

Si colocamos un trozo de arsénico en un tubo de ensayo y lo calentamos, observaremos que en la parte superior del tubo se forma un espejo de arsénico, correspondiente al arsénico sublimado.

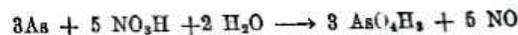
Se combina
con
halógenos.

El aire seco no tiene acción sobre el arsénico, pero el húmedo forma una película de anhídrido arsenioso (As_2O_3). Si se calienta a 180°C quema produciendo anhídrido arsenioso (As_2O_3).

Se combina con los halógenos formando, en el caso del cloro, tricloruro de arsénico, $AsCl_3$.

Se disuelve en
ácido
nítrico.

Se disuelve en el ácido nítrico concentrado y en el agua regia formando ácido arsénico y monóxido de nitrógeno:



A temperatura ambiente el arsénico (arsénico amarillo) es tetatómico, es decir, sus moléculas contienen cuatro átomos del elemento, por lo cual una molécula debe, en rigor, representarse As_4 .

Al estado de vapor las moléculas de arsénico continúan siendo tetatómicas, pero a temperaturas mayores de 1700°C se transforman en moléculas biatómicas



El arsénico es tóxico. Muchas de sus combinaciones son muy tóxicas para el organismo humano.

El arseniato de sodio se utiliza en tintorería para el estampado del almidón y el de plomo como desinfectante de frutas. El arseniato de calcio, $(AsO_4)_2Ca_3$, se emplea para combatir insectos.

Los ácidos metaarsénico, AsO_3H , y piroarsénico, $As_2O_7H_4$, que teóricamente pueden obtenerse al tratar el pentóxido de diarsénico con una y dos moléculas de agua (al igual que el fósforo) no se conocen.

ANTIMONIO

XVII. 19. Historia y estado natural.

El antimonio se encuentra como elemento libre en muy pequeñas cantidades, pero sus minerales son conocidos desde la antigüedad, ya que las mujeres egipcias lo utilizaban como *crimmel*. Su nombre proviene de la palabra griega *antemion* (*anthos: flor*), por el aspecto de flor que adopta el mineral cristalizado.

Sus minerales más conocidos son la estibina (sulfuro antimonioso, Sb_2S_3) y la blenda de antimonio (oxisulfuro de antimonio, Sb_2S_2O).

XVII. 20. Obtención del antimonio.

Se utiliza principalmente la estibina. Para obtener el antimonio se mezcla ese mineral con residuos de hierro y se funde. El hierro se combina con el azufre del mineral y el antimonio libre fundido queda bajo esa escoria:



Otro método consiste en tostar la estibina para oxidarla y el anhídrido antimonioso (trióxido de diantimonio) obtenido, reducirlo con carbón:



XVII. 21. Propiedades y usos del antimonio.

Variedad beta, sólido metálico.

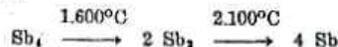
Punto fusión bajo.

El antimonio se presenta en tres variedades alotrópicas llamadas *alfa*, *beta* y *antimonio explosivo*. De estas variedades la más común es la llamada beta, que se presenta como un sólido de brillo metálico frágil y formando cristales romboédricos. Su punto de fusión es muy bajo y esa propiedad permite utilizarlo en aleaciones de bajo punto de fusión. El metal de imprenta es una aleación de 82 % de plomo, 15 % de antimonio y 3 % de estaño y funde a 240°C. Forma

parte del metal Britannia que es una aleación del 90 % de estaño, 8 % de antimonio y 2 % de cobre.

Se utiliza también en la preparación de pigmentos y como oxicloloro en tintorería.

Al igual que el arsénico, la molécula de antimonio posee cuatro átomos a temperatura ambiente, Sb_4 . A temperaturas mayores de 1.600°C sus moléculas son biatómicas, Sb_2 , y a más de 2.100°C monoatómicas, Sb .

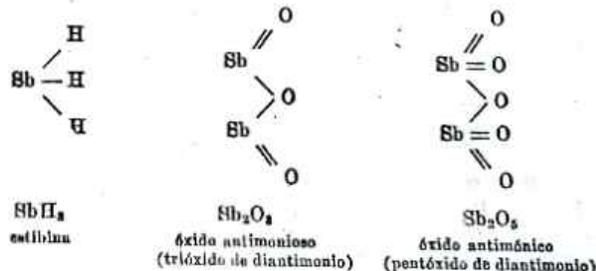


Las combinaciones de antimonio, en general, no son tóxicas, pero tienen la particularidad de ser estimulantes del vómito.

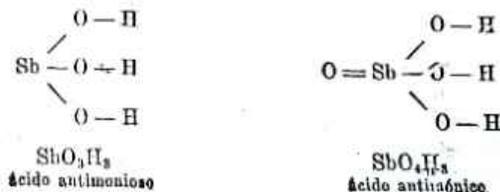
XVII. 22. Compuestos de antimonio.

Forma con el hidrógeno un hidruro, llamado *estibina*, SbH_3 .

Son importantes sus óxidos: trióxido de diantimonio (óxido antimonioso) y el pentóxido, llamado también óxido antimónico:



Estos óxidos son los anhídridos de los ácidos antimonioso y antimónico



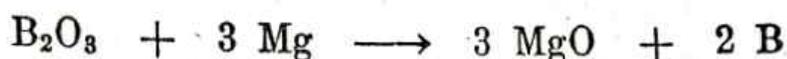
BORO

XVII. 23. Generalidades.

El boro es un elemento que actúa como no-metal trivalente y cuya importancia es relativa.

Los minerales más comunes de boro son la borocalcita, $B_4O_7Ca \cdot 4 H_2O$, el bórax $B_4O_7Na_2 \cdot 10 H_2O$ y la sasolina BO_3H_3 .

El boro se obtiene por reducción del anhídrido bórico con magnesio:



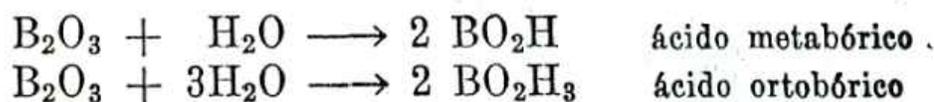
el elemento obtenido así es de 98 % de pureza. Para obtener boro purísimo se trata tricloruro de boro (Cl_3B) con hidrógeno en el arco eléctrico:



El boro es sólido de color pardo hasta casi negro. Funde difícilmente (punto de fusión $2.300^\circ C$) y es casi tan duro como el diamante.

Por combustión en presencia de oxígeno se transforma en anhídrido bórico y por fusión con soda cáustica en borato de sodio.

Entre sus compuestos son importantes su óxido bórico (anhídrido bórico, B_2O_3) y los ácidos que forma por hidratación de ese óxido, con cantidades diversas de agua:



Otros ácidos (de los cuales sólo se conocen las sales) importantes son:



El más importante es el ácido ortobórico llamado comúnmente *ácido bórico* y de amplio uso en medicina como antiséptico.

En cuanto al ácido tetrabórico es sumamente importante su sal de sodio llamada *bórax* por su amplio uso industrial.

El bórax es el tetraborato de sodio, $B_4 O_7 Na_2$.

CAPÍTULO XVIII

AZUFRE

AZUFRE. — Historia. Estado natural. Extracción del azufre. Formas alotrópicas. Acción del calor. Propiedades. Usos. Compuestos del azufre. Acido sulfhídrico y sulfuro de hidrógeno. — Historia. Estado natural. Obtención. Propiedades. Usos. Oxidos del azufre. — Oxácidos del azufre. — Dióxido de azufre (anhídrido sulfuroso). — Estado natural. Obtención. Propiedades. Aplicaciones. Acido sulfuroso. — Generalidades. Trióxido de azufre. — Obtención. Propiedades. Usos. Acido sulfúrico. — Estado natural. Obtención. Propiedades. Sulfatos.

Símbolo	S	Densidad S romb.	2,07
Peso atómico	32,066	Densidad S mon.	1,96
Número atómico	16	Punto ebullición °C	444,7
Punto de fusión °C	114,5	Valencias	VI, IV y II

XVIII. 1. Historia.

El elemento azufre es conocido desde tiempos antiguos. En la vieja farmacopea china, egipcia y romana figuraba como medicamento. Los alquimistas lo consideraban como el principio de la combustión, pero los primeros químicos, época del flogisto, suponían que era combinación de flogisto y ácido. Lavoisier lo clasificó como elemento. En 1905, su uso experimentó un gran impulso debido a que se comenzó a utilizar el método *Frasch*.

XVIII. 2. Estado natural.

Se encuentra en la naturaleza al estado libre y combinado.

Al estado libre se halla en grandes yacimientos o en las cercanías de volcanes.

Combinado forma los siguientes minerales más importantes:

Galena	SPb
Blenda	SZn
Cinabrio	SHg
Antimonita	S ₂ Sb ₂
Pirita	S ₂ Fe

También se encuentra en muchos productos orgánicos, como la cebolla, ajo, huevos, etc.

YACIMIENTOS ARGENTINOS DE AZUFRE.

En nuestro país existen diversos yacimientos de azufre. Por lo general, su origen es volcánico. Su importancia es relativa dado que frecuentemente se hallan ubicados en regiones apartadas, lo que encarece su explotación.

La mayor cantidad de azufre se halla en el cerro *Estrella*, ubicado en la provincia de Salta (antiguamente Gobernación de Los Andes). También existen yacimientos de azufre en los cerros *Azufreras*, *San Francisco*, *Lacco* y *Tuegles*, en las provincias de Catamarca y Salta; en la sierra de *Pamatina* (Pcia. de La Rioja); en los cerros de la *quebrada de Zonda* y en la sierra de *de la Huerta* (Pcia. de San Juan); en los cerros *Sosneado* y *Peteroa* (Mendoza), etc.

El azufre obtenido en la provincia de Salta (mina Santa Julia) por la empresa mixta *Industrias Químicas Nacionales* es de una pureza de 99,7 a 99,8 %.

XVIII. 3. Extracción del azufre.

Existen varios métodos para extraer el azufre nativo. La utilización de cada método depende fundamentalmente de razones económicas.

Método de los calcaroni. Este método utilizado en Sicilia permite separar el azufre del yeso y la creta con la que se encuentra mezclado.

Los trozos de ese azufre bruto se colocan en grandes pilas dentro del horno —calcarone— de unos 10 m de diámetro y 2,50 m de altura. Al colocar el azufre bruto se dejan algunos canales por los cuales se arrojan manojos de pasto para iniciar la fusión del azufre. El azufre fundido atraviesa el emparrillado deslizándose por el piso inclinado y recogiénose en moldes de madera donde solidifica. Una vez iniciada la combustión, el mismo azufre la continúa, actuando como combustible (fig. XVIII-1).

Hornos de Gilli. Como la pérdida de azufre por combustión en el método de los calcaroni es excesiva, se están utilizando, en la

misma Sicilia, los hornos de *Gilli*. Son ellos una combinación de hornos por los cuales circula aire precalentado en el horno anterior. De esta manera no hay excesiva pérdida de calor, ni de azufre.

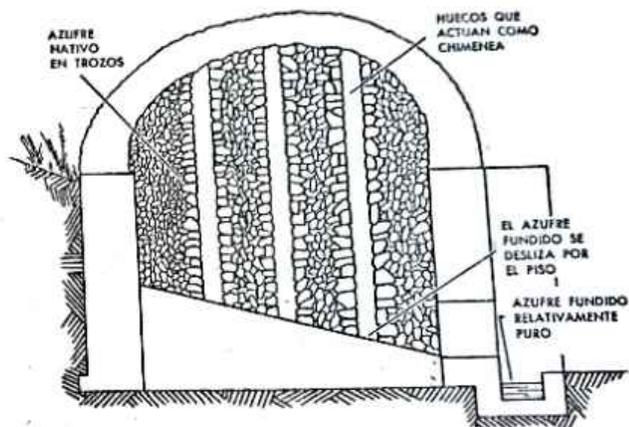


FIG. XVIII-1. — CALCARONE

Método de Frasch. Los yacimientos de azufre americano se encuentran a unos 150 m de profundidad. Sin embargo su extracción es sumamente dificultosa, debido a que existen numerosas capas de agua que anegan los estratos. Por ello se utiliza un método sumamente ingenioso inventado por H. Frasch, quien desde 1891 a 1904 hizo diversos experimentos hasta lograr perfeccionarlo.

En este método se introducen tres tubos concéntricos hasta los estratos de azufre.

Por el tubo exterior se insufla agua sobrecalentada a presión y, por el central aire comprimido caliente.

El agua en contacto con el azufre lo funde y el aire comprimido lo hace elevar por el tubo intermedio a la superficie, en forma de espuma.

CAPÍTULO XIX CARBONO

Carbono. --- Generalidades. Formas alotrópicas del carbono. Carbono macrocristalino. — Generalidades. Diamante. Comercialización de los diamantes. Propiedades de los diamantes. Diamantes artificiales. Diamantes célebres. Grafito. Propiedades y usos del grafito. Carbonos naturales macrocristalinos. Antracita. Hulla. Lignito. Turba. Carbonos microcristalinos artificiales. Carbón de leña. Carbón de huesos. Negro de humo. Coque. Combustibles. — Poder calorífico. Llama. Combinaciones del carbono e hidrógeno. Compuestos de carbono y oxígeno. Monóxido de carbono. Dióxido de carbono. Obtención. Propiedades. Nieve carbónica. Acido carbónico, carbonatos y bicarbonatos. Sulfuro de carbono.

Símbolo	C	Punto de ebullición Gr.	4830
Peso atómico	12,011	Densidad Diamante	3,51
Número atómico	6	Densidad Grafito	2,25
Punto fusión °C Gr.	3500	Valencia	IV

XIX. 1. Generalidades.

De todos los elementos que se estudian en la Química Inorgánica el carbono tiene una importancia particular, no sólo porque se encuentra ampliamente distribuido al estado libre en la Naturaleza, sino también porque el número total de sus combinaciones químicas supera a las combinaciones de los demás elementos en conjunto. Y son tan importantes esas combinaciones del carbono que se ha creado una rama especial de la Química para su estudio, la que se designa con el nombre de *Química Orgánica* o *Química del Carbono*.

En esta parte de la Química, la Inorgánica, sólo se estudian las propiedades del elemento, de sus variedades alotrópicas y de algunas de sus combinaciones más sencillas.

Dada la importancia de las formas alotrópicas del carbono, iniciaremos este capítulo con el párrafo dedicado a ese tema.

XIX. 2. Formas alotrópicas del carbono.

Hasta hace poco se designaban como variedades alotrópicas del carbono a las siguientes:

- a) *diamante*
- b) *grafito*
- c) *carbono amorfo.*

Pero los estudios realizados últimamente sobre el carbono amorfo indican que su estructura es muy semejante a la del grafito.

Por eso, los autores modernos prefieren considerar solamente dos variedades: *diamante* y *grafito*.

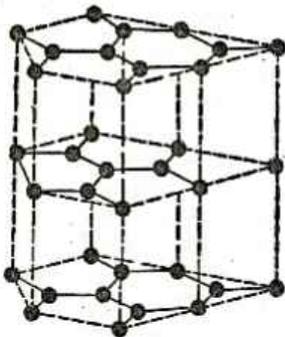
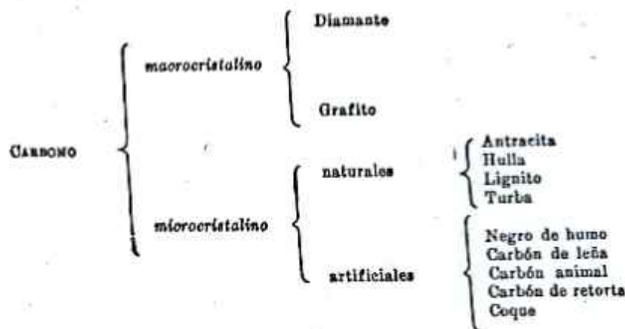


FIG. XIX-1. — RED CRISTALINA DEL DIAMANTE (izq.) Y DEL GRAFITO (der.)

Además de esas dos variedades alotrópicas puras, tenemos otras variedades menos puras: negro de humo, carbones minerales, carbones vegetales y carbón animal. Todas estas sustancias se clasificaban hasta hace poco como carbono amorfo. Actualmente las designaremos como carbono microcristalino, porque se comprobó que todas esas formas de carbono están constituidas por pequeñas partículas cristalinas.

Para ordenar todas estas variedades estableceremos la siguiente clasificación:



CARBONO MACROCRISTALINO

XIX. 3. Generalidades.

El examen de las variedades del carbono por medio de los rayos X ha demostrado la diferencia estructural entre las dos formas de carbono macrocristalino.

Los átomos de carbono en el diamante están dispuestos en la forma que indica la fig. XIX - 1, orientados cuatro de ellos como los vértices de un tetraedro y unidos así a otros tetraedros. Obsérvese que los carbonos adoptan una forma de hexágono regular.

En cuanto al grafito, su examen con rayos X demuestra la estructura según la misma figura. Como se observa, los átomos de carbono adoptan forma hexagonal.

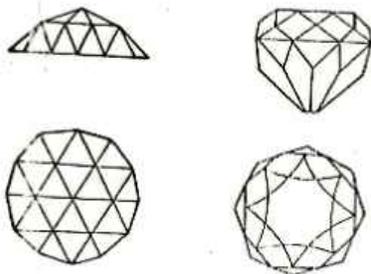
En cuanto a las variedades que se consideraban amorfas tienen la misma estructura del carbono grafitico, pero los planos son mucho más pequeños y dispuestos irregularmente. Por eso, lo clasificamos como microcristalino.

DIAMANTE

XIX. 4. Generalidades.

Los diamantes se encuentran en la naturaleza en formas más o menos redondeadas, muy semejantes a la goma arábica. Estas piedras redondeadas se hallan incluidas en una roca fácilmente disgregable con agua, llamada *tierra azul*.

De allí se extrae el diamante bruto que para su uso como piedra preciosa debe ser tallado y pulido según ciertas formas preestablecidas para aumentar su belleza. En esos procedimientos se pierde alrededor de la mitad del diamante y la forma de tallado no guarda relación con la forma original.



TALLADO EN ROSA

TALLADO EN DIAMANTE

FIG. XIX-2 — TALLADO DEL DIAMANTE

Químicamente, el diamante es carbono puro y la variedad más fina es incolora y límpida, constituyendo lo que se llama «diamante de primera». El tallado aumenta la belleza del diamante, ya que la forma poliédrica que se le da permite mejorar su refracción al máximo. Sin embargo, no todas las variedades son translúcidas. Los diamantes llamados *negros* y *carbonados* están imperfectamente cristalizados y sólo pueden utilizarse para aprovechar su gran dureza. Son los llamados *diamantes industriales*, de un precio relativamente bajo.

XIX. 5. Comercialización de los diamantes.

Los diamantes se comercializan de acuerdo con su pureza. Con forme a ésta se clasifican en:

- Diamantes de primer agua*
- Diamantes de segunda agua*
- Diamantes de tercer agua.*

Dentro de cada una de esas clases se valoran de acuerdo con el peso, utilizándose como unidad de éste al *quilate* o *carate*, equivalente a 200 mg.

El nombre de *quilate* proviene del nombre de la semilla de algarrobo que se utilizaba en la India. Los comerciantes en diamantes efectuaban sus transacciones relacionando los valores de la piedra preciosa con esas semillas.

XIX. 6. Propiedades del diamante.

Duro.

El diamante es sumamente duro y se lo considera, junto con el carburo de boro, C_2B_4 , como la substancia de mayor dureza. A pesar de su dureza, es algo quebradizo, y puede romperse por percusión.

Carbono puro.

Químicamente el diamante es carbono prácticamente purísimo, pero es muy poco activo. Es insoluble en todos los líquidos y la mezcla de clorato de potasio y ácido nítrico no actúa sobre él, a diferencia del grafito, que es atacado.

Combustible en atmósfera de oxígeno.

El diamante, como es carbono, es combustible pero con dificultad. Es necesario calentarlo alrededor de los $800^{\circ}C$ en atmósfera de oxígeno, para lograr su combustión total en anhídrido carbónico. En la operación queda muy pequeña cantidad de cenizas, formadas, principalmente, por óxido férrico y dióxido de silicio.

Al rojo blanco se combina.

A la temperatura del rojo blanco se combina con el azufre, nitrógeno y cloro. El peso específico del diamante varía desde 3,514 hasta 3,550.

Fluorescencia en presencia de emanaciones.

A diferencia del vidrio y otras piedras coloreadas, es fluorescente en presencia de emanaciones de radio, lo que permite descubrir las falsificaciones.

Brillo intenso.

Su índice de refracción, 2,5, es superior a casi todas las substancias conocidas, por lo cual presenta un brillo intenso.

Es mal conductor del calor y la electricidad, a diferencia del grafito.

Piedra preciosa e industrial.

El diamante se emplea, fundamentalmente, como piedra preciosa. Se usa, además, en las puntas de ciertas máquinas perforadoras. Para cortar el vidrio se emplean diamantes de mal aspecto o bien fragmentos de diamante. El polvo de diamantes se utiliza para des

XIX. 7. Diamante artificial.

Resulta sumamente difícil fabricar artificialmente el diamante. Durante mucho tiempo se creyó que el método de Moissan permitía obtenerlos, aunque de un tamaño microscópico, pero los trabajos realizados en ese sentido estos últimos años hacen pensar que es muy improbable que se hayan conseguido diamantes siguiendo ese procedimiento.

El método de Moissan consistía en disolver carbón de azúcar puro en hierro también puro, dentro de un crisol, por efectos de un arco eléctrico. Cuando la temperatura alcanzaba un valor determinado, el crisol se sumergía en plomo fundido, con lo que se producía una enorme disminución de temperatura y una solidificación casi instantánea del hierro, por lo cual las moléculas de carbono repartidas en el metal experimentaban una compresión muy semejante a la compresión que transformaba en la Naturaleza el carbono en diamante. Estos diamantes artificiales obtenidos eran pequinianos. Los mayores sólo tenían un diámetro de 0,5 mm y para separarlos del hierro solidificado era necesario efectuar con la masa un tratamiento con ácido clorhídrico concentrado, luego con ácido sulfúrico caliente y finalmente con ácido fluorhídrico y una mezcla de ácido nítrico y clorato potásico.

XIX. 8. Diamantes célebres.

El diamante más grande que se ha obtenido es el Cullinan, que fue extraído en Sudáfrica en enero de 1905 y regalado al rey de Inglaterra en 1909. Su peso bruto era de 570 g pero después de tallado se redujo a un cristal de unos 170 g.

Otros diamantes conocidos son el Excelsior, de 973 quilates; el gran Mogol, de 279 quilates, y el más hermoso entre los conocidos, el Regente, de 136,5 quilates, perteneciente al Tesoro de la Corona de Francia.

GRAFITO

XIX. 9. Generalidades.

El grafito es conocido desde la antigüedad, pero normalmente se confundía con el sulfuro de molibdeno, cuyas propiedades aparentes son muy semejantes al grafito. Sin embargo, sólo se tuvo una idea exacta de esta sustancia en 1855, en que Brodie lo preparó al estado puro.

El grafito se encuentra libre en la naturaleza formando grandes depósitos naturales, pero se prepara artificialmente en hornos de

ladrillo refractario atravesados por electrodos de carbón. En estas condiciones se somete el carbón amorfo a la acción del arco eléctrico, manteniendo la alta temperatura conseguida durante 24 horas.

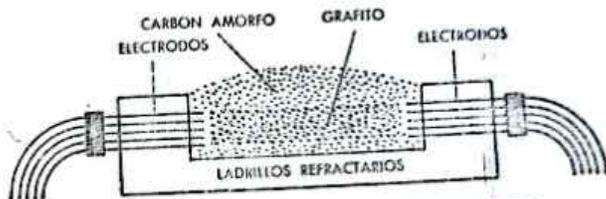


FIG. XIX-3. — HORNO PARA LA OBTENCIÓN DEL GRAFITO

Propiedades y usos del grafito.

Buen conductor de calor y electricidad.

El grafito es carbono cristalizado en el sistema hexagonal. Forma láminas de color gris, blandas y untuosas al tacto. Es buen conductor del calor y de la electricidad.

El grafito se transforma en dióxido de carbono cuando se lo calienta en el aire a 700°C. Arde, por lo tanto, a menor temperatura que el diamante.

Resistente a los ácidos.

Es muy resistente a los reactivos químicos, pero el ácido nítrico y otros oxidantes lo atacan en caliente.

Blando

Su peso específico, menor que el del diamante, varía entre 2,1 y 2,4.

Incombustible.

Si asignamos al diamante dureza 10, como en la escala de Mohs, el grafito sólo posee dureza 0,5 a 1.

Es incombustible, y mezclado con arcilla, se aprovecha esa propiedad para fabricar con él crisoles y materiales refractarios.

Por su conductibilidad se utiliza en la fabricación de electrodos. Pero su uso más interesante consiste en aprovechar su untuosidad y la huella que deja sobre el papel para confeccionar minas para lápices.

En ciertas circunstancias se emplea como lubricante, por ejemplo para reemplazar a los aceites que a elevadas temperaturas se descomponen.

El grafito es la variedad más estable del carbono a todas las temperaturas y presiones usuales. Por esta razón, cuando se calienta un diamante en el vacío o en presencia de una atmósfera inerte, sufre modificaciones intensas que finalizan transformándolo en grafito.

El lápiz para escribir.

Los primeros lápices que se utilizaron eran delgadas barras de plomo que fueron reemplazadas, posteriormente, por barritas de grafito. Para protegerlas, sobre todo por su fragilidad, éstas fueron recubiertas con telas y papeles, hasta que en 1564 se las colocó entre dos trozos de madera encolada como en los lápices actuales.

En 1785, Conté, en Francia, reemplazó las barritas de grafito natural por una pasta que contenía grafito molido y arcilla, pasta que con ligeras variantes se sigue utilizando en la actualidad.

El lápiz moderno se prepara en dos procesos: uno que fabrica la mina y otro que fabrica la envoltura de madera.

En el primero, se prepara la pasta de arcilla y grafito (en los lápices finos se utiliza caolín en lugar de arcilla); se amasa y luego se somete a una cocción, durante varias horas, a 1.000°C.

Si se trata de fabricar lápices de colores, la pasta no se calienta porque se destruirían los colorantes agregados para dar el color.

En cuanto a la envoltura de madera se utiliza con preferencia el cedro rojo, el alerce, el tilo o ciertas clases de pinos. Se fabrican las dos mitades del cilindro con su ranura para la mina y luego se encolan. Posteriormente se pinta e imprime.

CARBONES NATURALES MICROCRISTALINOS

(llamados carbones amorfos naturales o carbones fósiles)

XIX. 10. Generalidades.

Están formados por restos de vegetales y animales de distintas épocas geológicas que se han descompuesto en presencia de poco aire y han sufrido presiones intensas y elevadas temperaturas. Lógicamente en esas condiciones todos los otros elementos que constituyen la materia orgánica sufren transformaciones, quedando solamente el carbono. Por ejemplo, el oxígeno de la substancia se transformó, con el hidrógeno de la misma, en vapor de agua.

Cuanto más tiempo los restos están sometidos a esas transformaciones el producto elaborado se aproximará más a las características de un carbón exclusivamente formado por carbono. Y como ese tiempo depende de la capa geológica en que se iniciaron las transformaciones, la clasificación más sencilla de estos carbones será en base a su antigüedad geológica:

Antracita. Se encuentra en el permocarbónico.

Hulla. También en el permocarbónico.

Lignito. Se encuentra en el terciario.

Turba. Se encuentra en los terrenos cuaternarios y actuales.

Por su origen, estos cuatro carbones naturales se designan **carbones fósiles**.

XIX. 11. Antracita.

Es el carbón más antiguo. Se presenta como una masa negra, dura y quebradiza y en su estructura no se observan rastros de su origen vegetal. Desde el punto de vista químico contiene alrededor del 75 al 95 % de carbono y solamente un 2 % de humedad, además de distintas materia inorgánicas (que luego quedarán como cenizas) y que representan un 2 %, aproximadamente. Es el carbón amorfo menos rico en materias volátiles, las cuales representan del 2 al 10 %.

Su poder calorífico es muy alto, de 7.800 a 8.500 calorías. Arde a elevada temperatura, con llama corta y poco luminosa, pero su combustión se efectúa con bastante dificultad, por lo que se usa generalmente bajo forma de briquetas mezclado con alquitrán.

Se emplea en estufas, cocinas y en la calefacción donde se desea combustión sin llama. Se utiliza, además, para elaborar gas de agua, gas pobre, y en metalurgia.

XIX. 12. Hulla.

Es el combustible más común. Es una masa negra y dura que arde con gran desprendimiento de calor. Aunque su poder calorífico es algo menor que el de la antracita, su combustión es más fácil.

Según la naturaleza de la llama producida por las hullas se las clasifica en:

1) *Hulla seca de llama larga.* Arde con llama fuliginosa, larga, produciendo un 50 a 60 % de coque pulverulento. Su poder calorífico es de 7.500 calorías y su riqueza en carbono es del 80 %. Se emplea para hornos de gas.

2) *Hulla grasa de llama larga.* Arde con llama fuliginosa, larga, produciendo un 60 a 68 % de coque fundido (no pulverulento). Su poder calorífico es de 7.800 calorías y su riqueza en carbono es de 83 %. Se emplea para la fabricación de gas de alumbrado.

3) *Hulla grasa propiamente dicha.* Arde con llama más brillante que las anteriores, produciendo un 68 a 74 % de coque fundido, más compacto que el de la clase anterior. Su poder calorífico es de 8.200 calorías y contiene un 86 % de carbono. Se emplea para fraguas, etc.

4) *Hulla grasa de llama corta.* Arde con llama muy luminosa y produce 74 a 82 % de coque fundido muy compacto. Su poder calorífico es de 8.400 calorías y contiene 88 % de carbono. Se emplea para elaborar coque metalúrgico.

5) *Hullas magras.* Son difíciles de encender. Arden con llama corta y sin

humo. Dejan un 82 a 90 % de coque arenoso por destilación seca (al igual que las clases anteriores). Su poder calorífico es de 8.600 calorías y contiene un 92 % de carbono.

La gran importancia industrial de la hulla, reside no solamente en su utilización como combustible, sino también en los subproductos que se obtienen en su destilación seca.

Destilando hulla se logra:

- a) Una mezcla de gases (hidrógeno, metano, etano, etc.). Aproximadamente 300 m³ por tonelada de hulla.
- b) Una capa acuosa de productos solubles en agua (amoníaco, fenol, piridina, etc.).
- c) Una capa insoluble en agua de alquitrán, que contiene benceno, tolueno, naftaleno, etc.
- d) Un residuo sólido combustible llamado carbón de coque o carbón de piedra. Aproximadamente quedan 500 Kg de coque por tonelada de hulla.

A su vez, cada uno de los productos obtenidos forma la base de una industria química. Como se observa, la hulla adquiere así una importancia industrial extraordinaria.

XIX. 13. Lignito.

Es un carbono más moderno aunque contiene solamente de 45 a 75 % de carbono. La humedad oscila entre 4 y 60 %.

Las grandes diferencias en el aspecto y composición son debidas a las diversas variedades que existen, siendo el *azabache* la más parecida a la hulla. Su poder calorífico es, lógicamente, menor que el de las hullas, variando entre 3.500 y 6.500 cal/Kg.

En su estructura se advierten claramente los rastros de vegetales que lo originaron. Se presenta como masas pardas o negras que se desintegran por exposición al aire.

También puede destilarse, como la hulla, y se obtienen muchos productos interesantes: gas combustible, amoníaco, alquitrán, coque, etc. Se utiliza, además, como combustible directo o indirecto (en forma de briquetas).

El azabache se usa en la fabricación de botones, fantasías (perlas), etcétera.

XIX. 14. Turba.

Es el carbón más reciente. Está constituido por vegetales mal carbonizados, y su estructura muestra las fibras vegetales como una

masa esponjosa. Contiene alrededor de 30 % de carbono pero posee mucha humedad, del 60 al 90 %. Una vez que se extrae la turba y se deja secar al aire, su humedad disminuye al 30 %.

Un metro cúbico de turba húmeda, recién extraída, pesa aproximadamente 1.000 Kg. Una vez desecada al aire, ese mismo metro cúbico sólo pesa 180-260 Kg.

Su poder calorífico es relativamente bajo, alrededor de 3.300 cal/Kg una vez secada al aire. Se la utiliza como combustible porque arde fácilmente, pero su rendimiento en productos es muy bajo.

Se emplea como material aislante por ser liviano y mal conductor del calor. En pequeña cantidad se utiliza en los establos porque retiene fácilmente (absorbiéndolos) los líquidos y el amoníaco.

CARBONES ARTIFICIALES MICROCRISTALINOS

(llamados carbones amorfos artificiales)

XIX. 15. Generalidades.

Son productos que se obtienen artificialmente por calcinación o combustión incompleta de substancias que contienen carbono en su molécula.

Son interesantes las siguientes variedades:

- carbón de madera (carbón vegetal)
- carbón de huesos (carbón animal)
- negro de humo
- coque

XIX. 16. Carbón de madera.

Se prepara calentando madera con poco aire. Se obtiene por dos métodos: por el llamado horno de madera o por retortas.

Carbón de horno.

Es el método más primitivo. Consiste en apilar los troncos formando con ellos un cono y dejando en su interior un hueco semejante a una chimenea. Además se dejan también algunos agujeros laterales de aireación.

Luego se recubren los lados con tierra para evitar la entrada de aire. Más tarde, por la chimenea central se dejan caer ramas encendidas que inician la combustión.

Como existe muy poco aire se produce una combustión sin llama y a los quince días, aproximadamente, ésta se detiene. Se desarma el horno y los trozos de carbón se retiran.

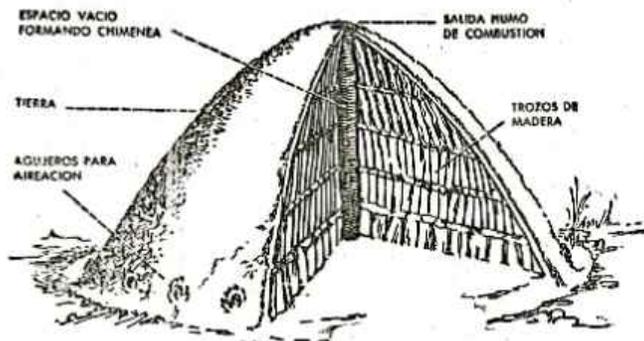


FIG. XIX-4. — OBTENCIÓN DEL CARBÓN DE MADERA

PRÁCTICA Nº 87. Preparación de carbón de leña en el laboratorio

Este método es semejante al de obtención del carbón de horno. Consiste en colocar en un crisol de porcelana algunas astillas de madera y recubrir las con arena. Se calienta el crisol sin llegar al rojo. Se deja enfriar. El residuo estará formado por carbón de madera.

Carbón de retorta.

En el caso anterior los gases de combustión, que son ricos en distintas sustancias, escapan y se desaprovechan. Por eso se utiliza actualmente un método más moderno que consiste en introducir los trozos de madera en retortas de hierro, las que se calientan exteriormente. Los gases de combustión, que contienen distintas sustancias, se recogen y se tratan para obtener alquitrán, alcohol metílico, ácido acético, acetona, etc. Además, los gases residuales se utilizan como combustible.

El carbón obtenido por destrucción de la madera posee un poder calorífico elevado, de 7.600 a 7.800 calorías por kilogramo, lo que lo hace un buen combustible. Generalmente contiene un 75 % de carbono.

La composición y las propiedades del carbón obtenido varían con la clase de madera y con la forma en que se ha sometido ésta a la combustión.

El carbón de madera se emplea en la fundición de la plata, hierro y estaño. Como aislador y en la elaboración de sulfuro de carbono, cianuro de sodio, etc.

El polvo de carbón se incluye en alimentos para aves de corral, en la pólvora de escopetas y en briquetas.

PRÁCTICA Nº 88. Preparación de carbón y líquido piroleñoso

El procedimiento es semejante al anterior. Se utiliza un crisol de gres, con tapa, al que se añade una tubuladura lateral que penetra en un balón refrigerado. En el crisol, que actúa en la misma forma que las retortas industriales, se colocan astillas de madera y arena. Se calienta. Los gases desprendidos pasan por la tubuladura al balón refrigerado, donde se condensan formando un líquido, el líquido piroleñoso.

XIX. 17. Carbón de huesos.

(También se llama *carbón animal*, nombre que es más adecuado, ya que para fabricarlo se utilizan huesos, sangre, etc., de animales, los que se destilan en retortas cerradas. Aquí también se recogen las materias volátiles desprendidas y se someten a procesos diversos para obtener distintas sustancias. El carbón que queda en la retorta, si bien contiene poco carbono (alrededor del 10 %) es sumamente rico en fosfato de calcio y magnesio, del cual contiene un 80 %, aproximadamente. Es decir, no es exactamente un carbón por su bajo contenido de carbono, pero se acostumbra a llamarlo así por su aspecto.

(Se utiliza para blanquear el azúcar pardo. En filtros especiales para separar la materia orgánica del agua potable; en la purificación del whisky, glicerina, etc.)

PRÁCTICA Nº 89. Preparación de carbón de huesos

En un crisol se colocan huesos cortados en trozos chicos. Se calienta. Se observará el desprendimiento de gases y los huesos habrán tomado el aspecto de carbón. Se pulverizan y se tratan con ácido clorhídrico, que elimina gran parte del carbonato y fosfato; luego se secan suavemente.

XIX. 18. Negro de humo.

Se obtiene quemando subs-
mófera conteniendo poco oxig



humo. El humo, como sabemos, está formado por pequeñas partículas de carbono en suspensión en aire y si se filtra a través de bolsas de tela, esas partículas quedan retenidas.

Para obtener el negro de humo se queman aceites minerales, residuos de la refinación del petróleo, acetileno, desechos de pinos, etc. El negro de humo es un carbón muy negro (se utiliza como pigmento negro de la tinta china), liviano, y desde el punto químico, carbono casi puro.

Se emplea para fabricar lustre para zapatos y en la fabricación de tinta de imprenta. Además en la fabricación de discos fonográficos y en la vulcanización del caucho.

PRÁCTICA Nº 90. Preparación de negro de humo

Se humedece un algodón en aceite, bencina, trementina o sustancias similares. Se enciende y desprenderá un humo obscuro. Si sobre éste se coloca una cápsula de porcelana, las partículas de carbón suspendidas en el humo se depositan sobre ésta. Es el negro de humo.

XIX. 19. Coque.

[Es el carbón residual que queda cuando se destila la hulla. Su composición, como es lógico, depende de la hulla que se utilizó y se conocen principalmente dos variedades: coque blando, de color negro, poroso y quebradizo; y coque duro, sumamente compacto, de color gris brillante.]

El primero se denomina *coque de gas* y se obtiene de hullas grasas de llama larga, que contienen 30 a 35 % de materias volátiles. El segundo se denomina *coque metalúrgico* y para su obtención se emplean hullas grasas de llama corta, de 20 a 25 % de materias volátiles.

[El coque de gas se emplea en calderas para calefacción central, para fabricar gas de agua y gas de aire.]

El coque metalúrgico se usa, fundamentalmente, en la elaboración del hierro en los altos hornos. Se emplea, además, en las industrias del vidrio, cal, cemento, etc.]

PRÁCTICA Nº 91. Preparación de coque

En un crisol de porcelana se colocan trozos pequeños de hulla cubiertos con arena. Se calienta fuertemente durante largo tiempo. Se deja enfriar y se separará un residuo. Es coque.

CAPÍTULO XX SILICIO

Historia. Estado natural. Variedades. Obtención. Propiedades. Usos. Combinaciones de silicio e hidrógeno. Combinaciones de silicio y oxígeno. — Dióxido de silicio: estado natural y obtención. Propiedades. Usos. — Ácidos silíceos. — Silicatos: generalidades. Silicatos alcalinos. Gel de sílice. — Vidrios: generalidades. Fabricación. Propiedades. Vidrios especiales. Productos cerámicos: porcelana. Lozas. Ladrillos refractarios. Gres.

Símbolo	Si		
Peso atómico	28,09	Punto de fusión	1427
Número atómico	14	Punto ebullición	2287
Densidad (crist.)	2,4	Valencia	IV

XX. 1. Historia.

En general, más que el silicio elemental fueron conocidos en la antigüedad los silicatos y, lógicamente, de entre ellos, el vidrio. Se supone que fueron marinos fenicios quienes primero fabricaron el vidrio en forma casual cuando quisieron hacer un pequeño hogar para calentar sus alimentos. Para ello, utilizaron trozos de calizas que colocaron sobre la arena de la playa como soporte de sus vasijas. El fuego, al lamer la caliza junto con la arena, formó un producto algo transparente (un vidrio impuro) que fue, sin duda, el primer vidrio que fabricaron los hombres.

En cuanto al silicio elemental fue preparado por primera vez en el laboratorio de J. Berzelius (1810) como silicio amorfo, y el silicio cristalizado por Saint Claire Deville en 1854.

XX. 2. Estado Natural.

Como sustancia simple, es decir, libre, no se encuentra en la Naturaleza.

Como sustancia compuesta está abundantemente repartido. Puede decirse que en el reino mineral su importancia es equivalente a la del carbono en los reinos animal y vegetal. Es, después del oxígeno, el elemento más abundante en la corteza terrestre.

Sus principales compuestos son la sílice (dióxido de silicio, SiO_2) y los silicatos, constituyendo todos ellos alrededor del 25 % de la corteza terrestre.

Para que se tenga una idea de la importancia del silicio y de

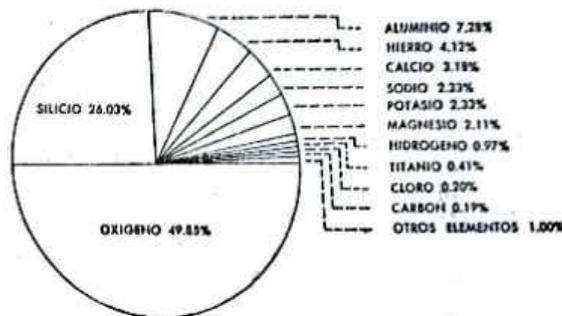


FIG. XX-1. — PROPORCIÓN DE SILICIO EN LA CORTEZA TERRESTRE

estos compuestos, en el cuadro siguiente incluimos algunos de los más conocidos:

Variedades de sílice
cristalizada (SiO_2)

Cristal de roca (incolore)
Amatista (violáceo)
Cuarzo ahumado (pardusco)
Falso topacio (amarillento)
Agata (con bandas de colores)
Jaspe (rojizo verdoso)
Cornalina (rojiza)

Algunos silicatos conocidos son

Ortoclasa (de aluminio y potasio)
Topacio (de flúor y aluminio)
Berilo (de aluminio y berilio)
Talco (de magnesio, básico)
Caolinita (de aluminio, básico)

La variedad de compuestos es tan amplia que el tema caolinita, solamente, exigiría un volumen. Así, las arcillas son caolinitas impuras y existen infinitas variedades de arcillas.

Las micas, los feldspatos, el ópalo (SiO_2 amorfo), etc., son otros ejemplos de compuestos de silicio.

XX. 17. Fabricación del vidrio.

Para la elaboración del vidrio común se siguen las siguientes etapas:

- a) *mezcla de la materia prima.*
- b) *obtención del vidrio fundido.*
- c) *manufactura del vidrio.*

a) *Mezcla de la materia prima.*

Los componentes del vidrio se mezclan mecánicamente en las proporciones adecuadas, y por lo general se añade una cierta proporción de vidrio roto obtenida de mercadería defectuosa de la misma fábrica. Esta mezcla constituye una carga, la que se pasa por un separador magnético (para separar alambres, clavos, etc.), con la que se alimenta los hornos donde se obtiene el vidrio fundido.

TIPOS DE HORNOB. Se dividen en dos grupos: *hornos para crisoles* y *hornos de cubeta* u *hornos tanques*.

Los hornos para crisoles se usan para hacer artículos de mesa, de química,

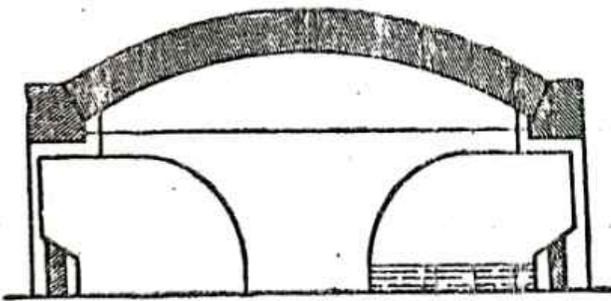
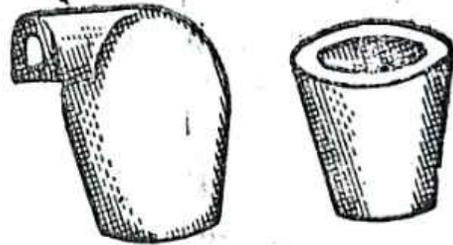


FIG. XX-7. — HORNO PARA CRISOLES



CRISOL CERRADO Y ABIERTO

de óptica, etc., en cantidades pequeñas, utilizándose un crisol para cada tipo de vidrio a obtener. Los crisoles pueden ser: abiertos o cerrados.

Los abiertos son recipientes circulares de 1 metro aproximadamente de altura y algo más anchos en la parte superior. Se emplean para fundir vidrios que no contengan plomo.

Los crisoles cerrados son de igual tamaño pero presentan en su parte superior un gollete construido en la misma pared del horno, con lo que se evita que las llamas y los gases del horno impurifiquen el vidrio. Se usan para vidrios de plomo.

Los crisoles se construyen de arcilla refractaria y se los mantiene en uso constante. La primera carga de un crisol nuevo es vidrio roto, que forma en la superficie interior del crisol una capa que lo protege de los materiales que han de ser fundidos en él.

Los *hornos para crisoles* son hornos en los cuales se calientan los crisoles conteniendo la materia fundida. Su tipo más moderno es el horno Siemens (ver fig. XX-7) cuya constitución y funcionamiento es igual a la de los hornos de cubeta.

c) *Manufactura del vidrio.*

Depende ésta si el vidrio se elabora a caña, por aspiración o por alimentadores.

Después de cualquier proceso de trabajo, debe enfriarse el vidrio lentamente hasta la temperatura ambiente (operación denominada templado) con lo que se obtiene un vidrio más resistente al choque y a la flexión y que, además, se divide en fragmentos si se rompe.

Para forma al vidrio se puede emplear la caña de vidriero

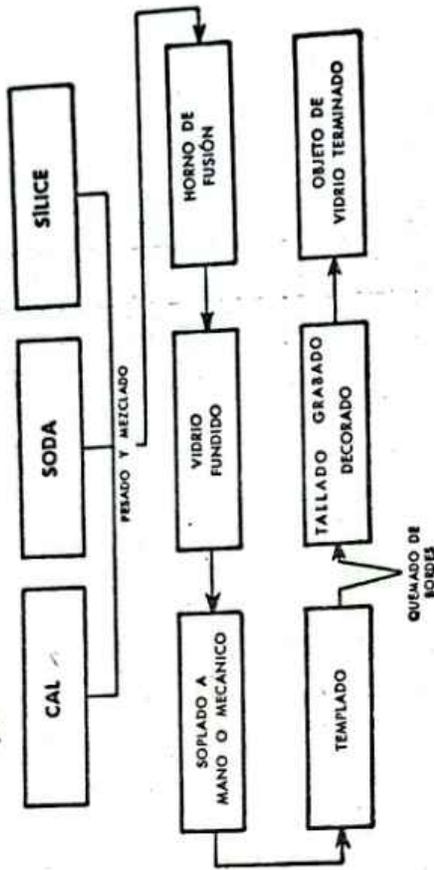


FIG. XX-9. — DIAGRAMA DE LA OBTENCIÓN DEL VIDRIO

que consiste en una caña larga que el operario sumerge en el crisol y de donde la retira con un trozo de masa de vidrio adherida. En estas condiciones sopla por la caña hueca obteniendo una bola de vidrio y luego gira constantemente la caña colocando la masa dentro de moldes especiales (generalmente de hierro) con lo que se logra darle una forma externa determinada.

El *soplado a mano*, que es el proceso indicado, se emplea actualmente para la obtención de placas muy pequeñas (cubreobjetos de microscopios) o en la elaboración de objetos finos (copas, jarras, etc.).

Actualmente el soplado mecánico ha reemplazado el procedimiento anterior y es el que se utiliza para la obtención de los vidrios de ventana. El soplado se realiza con máquinas especiales de aire comprimido.

Los hornos de cubeta se emplean para elaborar grandes piezas (vidrio para botellas, ventanas, etc.).

Su capacidad puede ser de hasta 1.000 toneladas en la elaboración de vidrio plano. El horno de este tipo más utilizado es el Siemens, cuya cubeta (tanque) se alimenta por un extremo continuamente, o bien en intervalos frecuentes, extrayéndose por el otro extremo, continuamente, el vidrio fundido (fig. XX-8).

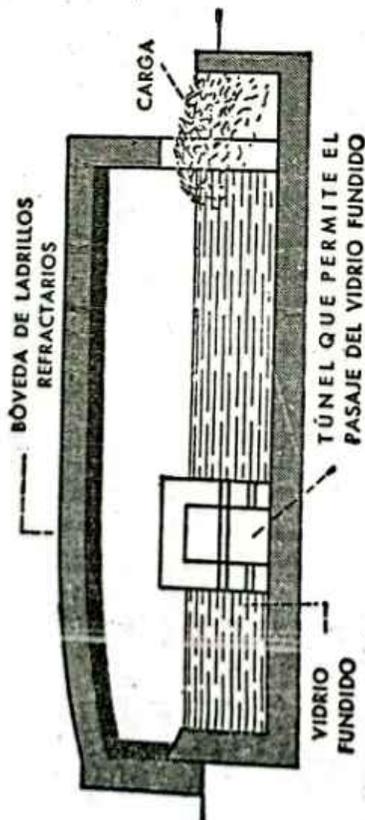
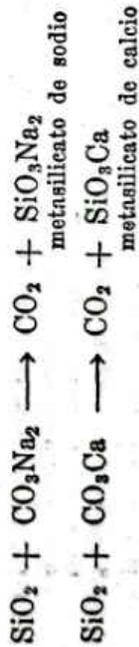


FIG. XX-8. — HORNO DE CUBETA

b) *Obtención del vidrio fundido.*

Se realiza en dos etapas llamadas *fusión y refinado o afinado*. En la primera las materias funden y se combinan produciendo una masa que contiene mucho gas en su interior (anhídrido carbónico, CO₂).

La temperatura es alrededor de 1.300°C y las reacciones que probablemente ocurren (no puede afirmarse cuáles son las exactas), son:



En la etapa de refinación o afinación los gases contenidos se retienen del vidrio fundido (la temperatura es aproximadamente de 1.400°C) y los silicatos producidos se unen formando un compuesto doble sódico-cálcico, que es el vidrio común.

Su composición es:

dióxido de silicio, SiO ₂ ,	68-75 %
óxido de sodio, ONa ₂ ,	11-18 %
óxido de calcio, OCa,	8-17 %

CAPÍTULO XXI

ESTUDIO GENERAL DE LOS METALES

Caracteres generales de los metales. Estado natural. Propiedades. Clasificación electroquímica. Elementos anfóteros. Aleaciones. — Preparación de las aleaciones. Propiedades físicas y mecánicas. Propiedades químicas. Usos. Amalgamas. — Generalidades. Generalidades sobre metalurgia. — Definición de metalurgia. Métodos de extracción. Minerales y rocas. Mineralogía y petrografía. Características de los minerales. Propiedades físicas de los minerales. Forma. Dureza. Densidad. Fusibilidad. Untuosidad. Fractura. Clivaje. Transparencia. Color del polvo. Doble refracción. Reconocimiento de los minerales. — Generalidades. Ensayos por vía seca y húmeda. Clasificación de los minerales.

XXI. 1. Caracteres generales.

Cuando clasificamos los elementos químicos vimos cuáles eran las características que permitían identificar a los elementos metálicos.

Sin embargo, la inclusión de determinados elementos en el grupo de metales, no es sencilla. No existen dudas cuando se trata, por ejemplo, de hierro, oro, plata, platino, etc. Pero es difícil cuando el elemento considerado tiene caracteres menos conocidos como sucede con el calcio, bario, etc.

Dada esta dificultad, es conveniente fijar las consideraciones generales a las cuales nos ajustaremos para clasificar como *metal* a un determinado elemento.

Los metales son sólidos a la temperatura ambiente (con excepción del mercurio), poseen un brillo característico, son buenos conductores del calor y la electricidad. Además, desde el punto de vista químico, tienen estas tres propiedades características:

1. Se separan como iones positivos cuando algunas de sus sales se disuelve en agua.

2. Forman combinaciones con el hidrógeno, llamadas *hidruros*. Los hidruros sometidos a una electrólisis (por ejemplo, el hidruro de litio fundido) separan el hidrógeno en el ánodo (mientras que en la electrólisis común se separa en el cátodo). No existen combinaciones gaseosas de un metal e hidrógeno.

3. Forman óxidos básicos con el oxígeno (los óxidos básicos, a su vez, forman hidróxidos con el agua).

En el transcurso de este capítulo estudiaremos detalladamente algunas propiedades de los metales que permitirán aclarar aún más sus reacciones características.

XXI. 2. Estado natural de los metales.

Pocos metales se encuentran en la Naturaleza como elementos libres. Por ejemplo oro, plata, cobre, etc.

En este caso se designan como *metales nativos*.

Pero debido a la acción química de los agentes naturales, la mayor parte de ellos forman combinaciones con otros elementos y se presentan constituyendo óxidos, sulfuros, carbonatos, etc.

Todas estas combinaciones naturales que sirven para obtener los metales se llaman *minerales*. Los minerales son aquellas sustancias químicas que se presentan en la Naturaleza constituidos por compuestos químicos o elementos.

Normalmente un mineral determinado se encuentra acompañado por otros minerales de menor importancia, a los que se designa como *ganga*.

En la Tabla de la página siguiente se incluyen los principales minerales correspondientes a ciertos metales.

XXI. 3. Propiedades de los metales.

PROPIEDADES FÍSICAS.

Estado físico. Los metales son sólidos a la temperatura ambiente, con excepción del mercurio, que es líquido.

Color. La mayoría de los metales son de color gris, con distintas tonalidades más o menos intensas.

Algunos de ellos tienen colores específicos: amarillo (oro), rojo (cobre), blanco metálico (plata), etc.

ELEMENTOS	OXIDOS	CARBONATOS	SULFUROS	OTROS COMPUESTOS
Sodio		Troita Natrón Dolomita Magnesita		Sal gema (cloruro) Bóraz (borato)
Magnesio	Bruceita			Criolita (fluoruro)
Aluminio	Corindón Bauxita			Yeso (sulfato)
Calcio		Numerosas variedades		
Cromo	Cromita			
Manganeso	Pirrolusita	Rodocrosita	Pirita	Hierro nativo
Hierro	Hematita Limónita Magnetita Cuprita			Cobre nativo
Cobre		Azurita Malaquita Calamina	Calcopirita	
Zinc			Blenda de zinc	Plata nativa
Plata			Argentita	
Estañio	Cassiterita		Estannita	Mercurio nativo
Mercurio			Cinabrio	
Plomo			Galena	
Oro				Oro nativo
Platino				Platino nativo

Densidad.

Son, en su gran mayoría, más pesados que el agua. Algunos llamados *metales livianos*, son menos densos que ésta. Por ejemplo, litio, sodio, potasio, etc. (metales alcalinos).

METAL	SÍMBOLO	DENSIDAD	METAL	SÍMBOLO	DENSIDAD
Litio	Li	0.53	Hierro	Fe	7.86
Sodio	Na	0.97	Aluminio	Al	2.7
Potasio	K	0.86	Mercurio	Hg	13.26
Calcio	Ca	1.55	Platino	Pt	21.45
Estroncio	Sr	2.60	Iridio	Ir	22.4
Bario	Ba	3.75	Osmio	Os	22.48

Puntos de fusión y ebullición.

Los puntos de fusión y ebullición varían notablemente conforme lo

bla siguiente se anotan los puntos de fusión y ebullición de algunos metales comunes.

METAL	P. FUSIÓN °C	P. EBULLICIÓN °C	METAL	P. FUSIÓN °C	P. EBULLICIÓN °C
Litio	179	1.372	Oro	1.063	2.600
Sodio	97.5	892	Platino	1.770	4.400
Potasio	63.5	774	Cobre	1.083	2.310
Calcio	851	1.487	Aluminio	668	2.270
Estroncio	757	1.384	Plomo	327.5	1.620
Bario	850	1.640	Estaño	231.8	2.260
Plata	960.5	1.950	Mercurio	-38.87	356.9

PROPIEDADES MECÁNICAS DE LOS METALES.

Maleables

Los metales son *maleables*, es decir, que pueden reducirse a láminas muy delgadas. El oro es el más maleable. Pueden obtenerse láminas de una diezmilésima de milímetro de espesor. También son muy maleables la plata, el cobre, el aluminio, el estaño, etcétera.

Dúctiles.

Los metales son *dúctiles*, es decir, pueden ser estirados hasta formar hilos muy finos. El oro es el más dúctil de los metales, ya que pueden obtenerse hilos de un diámetro pequeñísimo.

Tenaces.

Los metales son *tenaces*, es decir, ofrecen resistencia cuando se trata de romperlos por flexión, compresión o torsión. Los metales más tenaces son el cobalto, níquel y hierro.

PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS METALES.

Los metales presentan una gran variación de propiedades que comprende desde el sodio o potasio, sumamente reactivos, al platino, sumamente inactivo.

Pero, en general, actúan así:

Acción del agua.

El sodio o potasio en presencia del agua, desprenden instantáneamente hidrógeno. El aluminio o magnesio reaccionan solamente en caliente y a alta temperatura. El cobre y el hierro son atacados por el agua cuando se encuentran en presencia de oxígeno y anhídrido carbónico. El platino es indiferente

Acción del oxígeno.

El oxígeno se combina directamente con todos los elementos metálicos, con excepción del oro, plata, platino y metales del grupo del platino. Estos metales, que no son atacados por el oxígeno del aire, se llaman *metales nobles*. Los metales oxidables tienen distinta afinidad con el oxígeno. Por ejemplo el sodio, el potasio, hierro y aluminio son sumamente afines y su combinación se produce con gran desprendimiento de energía. Otros, como el cobre y el plomo, reaccionan lentamente, lo que indica que poseen poca afinidad hacia el oxígeno.

Acción del aire.

El aire actúa sobre los metales en forma más atenuada que el oxígeno puro, pero sus acciones son las mismas. Debemos recordar que el aire es una mezcla de oxígeno, nitrógeno y otras sustancias, estas últimas en proporción muy pequeña. Como el nitrógeno es prácticamente inactivo, la acción del aire es ejercida principalmente por el oxígeno. Sin embargo, esa acción química del oxígeno es activada por el pequeño porcentaje de humedad y dióxido de carbono contenido en el aire.

Por ejemplo, el aire seco no ataca al cobre, pero el aire húmedo y el dióxido de carbono reaccionan sobre él, formando una capa de carbonato de cobre hidratado $[\text{CO}_2\text{Cu} \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2]$ llamado verdete. Inclusive, pueden formarse carbonatos de cobre más complejos.

Generalmente la capa de óxido u otro compuesto que se forme por el ataque del aire es superficial, como sucede por ejemplo en el aluminio, zinc y plomo. Pero a veces el ataque es más profundo, ya que esa capa superficial es muy porosa y el aire continúa atacando el metal interior. El caso típico de ataque profundo es el del hierro, que forma un óxido al que se conoce como óxido o herrumbre.

Acción de los ácidos.

Acido clorhídrico. Disuelve, en frío, los metales alcalinos y alcalino térreos formando los cloruros correspondientes y desprendiendo hidrógeno. Por ejemplo:



También en frío y en la misma forma reacciona con el hierro, zinc y cadmio:



XXI. 5. Elementos anfóteros

Existen algunos elementos que actúan indistintamente como metales o no-metales. Es decir, que pueden formar iones negativos compuestos.

Por ejemplo el cromo forma un anión $\text{CrO}_4^{=}$ (anión cromato).

Estos elementos forman óxidos que de acuerdo con el medio en que se encuentran, actúan como óxidos básicos u óxidos ácidos. Se los designa como *semi-metales* o también *anfóteros*.

Por ejemplo, el antimonio, metal en sales, como el tricloruro de antimonio, Cl_3Sb , pentacloruro del antimonio, Cl_5Sb , etcétera, donde actúa como un elemento metálico formando el catión Sb^{+++} y Sb^{++++} .

Pero se presenta, también, como elemento no-metálico, formando el antimonito de sodio, SbO_2Na_3 , y el antimoniato de sodio, SbO_4Na_3 , compuestos en los que forma los iones antimonito $\text{SbO}_3^{=}$ y antimoniato $\text{SbO}_4^{=}$.

ALEACIONES Y AMALGAMAS

XXI. 6. Generalidades.

Las aleaciones se obtienen por unión de dos o más metales entre sí, formando una masa aparentemente homogénea.

Las aleaciones se preparan generalmente fundiendo conjuntamente los metales que la componen y dejando solidificar la masa líquida. De esta manera se logra obtener sustancias que poseen propiedades características diferentes de los metales que las forman.

Se consideran igualmente aleaciones a aquellas formadas por la unión de determinados metales y no-metales. Por ejemplo, fósforo y cobre, antimonio y plomo, etc. Estas aleaciones se caracterizan porque tienen el aspecto y propiedades de los metales.

Cuando uno de los metales que se utilizan en la aleación es el mercurio, ésta se designa como *amalgama*.

ALEACIONES

XXI. 7. Preparación de las aleaciones.

Se utilizan, generalmente, dos métodos:

- Electrólisis*
- Fusión*

a) *Electrólisis*. Se realiza una electrólisis de soluciones que contengan los metales que deseen alcanzarse, utilizando como ánodos barras del mismo metal.

b) *Fusión*. Los metales componentes se colocan en un crisol de material refractario y se funden conjuntamente. En algunos casos, para evitar la oxidación de los metales se recubre la masa fundente con carbón, bórax o cualquier otro antioxidante.

XXI. 8. Propiedades físicas y mecánicas de las aleaciones.

Desde el punto de vista de su estructura las aleaciones son soluciones sólidas de sus componentes o pueden ser también soluciones

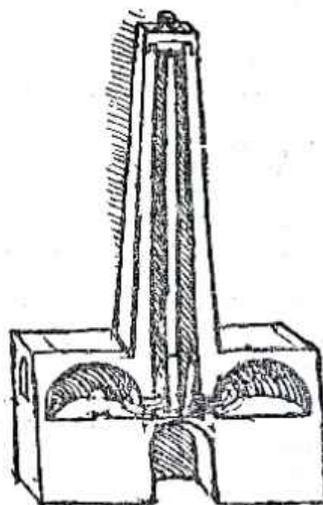


FIG. XXI-1. — HORNO PROTEGIDO POR LEONARDO DA VINCI

de combinaciones formadas por sus componentes. De ahí que presenten, en algunos casos, propiedades promedio de los elementos metálicos que las componen. En otros casos las propiedades son completamente distintas de las que poseen sus constituyentes.

Es interesante consignar la variación de alguna de esas propiedades:
Molabilidad. En general, es menor que la de los metales componentes.

Ductibilidad. Es menor que la de los metales componentes.
Dureza. Generalmente es mayor que la de los componentes.

Tenacidad. Casi siempre mayor que la de los componentes.

Punto de fusión. Las aleaciones tienen comúnmente un punto de fusión mayor que el del metal menos fusible. A veces, es mayor que el del metal más fusible. Algunas aleaciones poseen un punto de fusión menor que el de todos sus elementos componentes,

Por ejemplo, la aleación Wood:

Bismuto	4 partes	PF: 271
Plomo	2 partes	PF: 327,5
Estañó	1 parte	PF: 231,8
Cadmio	1 parte	PF: 321

PF de la aleación: 60°C

Conductividad eléctrica. Generalmente es inferior a la de los metales que las componen. Por ejemplo, el ferrocromo y níquelcromo poseen una conductibilidad pequeña y por lo tanto una resistencia alta (se utiliza en la fabricación de resistencias eléctricas).

Dilatabilidad. El coeficiente de dilatibilidad de algunas aleaciones es inferior a la de sus componentes. Por ejemplo, el *invar* es una aleación poco dilatante que contiene el 36 % de níquel y el 64 % de hierro.

XXI. 9. Propiedades químicas de las aleaciones.

Las propiedades químicas dependen de los metales que forman la aleación y de sus proporciones. Sin embargo, en términos generales son más resistentes a los agentes químicos que los metales que las forman. Son conocidos, entre otros casos, los aceros inoxidables, aleaciones de gran pasividad química.

10. Utilización de las aleaciones.

Las aleaciones tienen un amplio uso industrial, sobre todo por sus componentes con el objeto de conseguir propiedades especiales para determinados usos.
Las aleaciones de bajo punto de fusión se utilizan como obtu-

radores en cañerías para incendio. Cuando la temperatura se eleva suficientemente, el obturador se funde, sale una lluvia de agua y se ponen en funcionamiento los dispositivos de alarma.

Otras aleaciones se utilizan en la industria, en la fabricación de monedas y en general, en todos aquellos usos donde se necesiten metales de características especiales.

AMALGAMAS

XXI. 11. Generalidades.

Se designa como *amalgamas* a las aleaciones en las cuales uno de los metales es el mercurio. La diferencia existente entre una aleación y una amalgama reside fundamentalmente en el hecho de que el mercurio es el único metal líquido y su presencia confiere a la amalgama ciertas propiedades particulares. En general, las amalgamas son soluciones del metal (o de compuestos del metal) en mercurio.

Las amalgamas más importantes son aquellas formadas por el mercurio y sodio, potasio, plata, oro, magnesio, zinc y cobre.

Casi todas ellas son líquidas.

Algunos metales, como el hierro, cobalto, níquel y platino no forman amalgamas.

Una amalgama de propiedades particulares es aquella que se obtiene tratando un poco de amalgama de sodio con una solución de cloruro de amonio. En esta experiencia el mercurio forma una masa mantecosa con un volumen treinta veces mayor que el original. Esta amalgama se conoce como *amalgama de amonio*.

La formación de amalgamas permite separar y purificar ciertos metales, como sucede, por ejemplo, con el oro y la plata.

En otros casos se aprovecha la facilidad de separación del mercurio de una amalgama para darle un uso práctico. Por ejemplo, una amalgama de plata y estaño se utiliza en las obturaciones dentales. Esta amalgama es plástica cuando se prepara, pero al cabo de cierto tiempo, por eliminación del mercurio, queda dura.

GENERALIDADES SOBRE METALURGIA

XXI. 12. Definición de metalurgia.

Se designa como Metalurgia a una serie de operaciones que se realizan para obtener los metales. Como generalmente se parte de

CAPÍTULO XXII

METALES ALCALINOS

Generalidades sobre rubidio y cesio. — Sodio. — Estado natural. Obtención. Propiedades y usos. Compuestos de sodio. Oxidos. Hidróxido. Cloruro. Nitrato. Sulfato. Carbonato. Bicarbonato. Potasio. — Estado natural y obtención. Propiedades y usos. Compuestos de potasio. — Generalidades. — Carbonato. Cloruro. Bromuro. Nitrato. Clorato. Litio. — Estado natural y preparación. Propiedades y usos.

	LITIO	SODIO	POTASIO
Símbolo	Li	Na	K
Peso atómico	6,94	22,991	39,10
Número atómico	3	11	19
Punto de fusión °C	179	97,5	63,5
Punto ebullición °C	1372	892	774
Densidad 20°C	0,53	0,97	0,86
Valencia	I	I	I

XXII. 1. Generalidades.

Se designa como *metales alcalinos* a un grupo de elementos que figuran en el primer grupo del sistema periódico y cuyos hidróxidos son bases solubles o álcalis.

Este grupo está formado por: litio, sodio, potasio, rubidio y cesio.

Entre ellos son sumamente importantes el sodio y el potasio. El litio tiene una importancia relativa y los restantes, rubidio y cesio, tienen poco valor industrial.

XXII. 2. Generalidades sobre rubidio y cesio.

El rubidio (Rb) existe hasta en un uno por ciento en el mineral lepidolita y en la carnalita en menor proporción.

Se prepara haciendo actuar magnesio sobre hidróxido de rubidio, en corriente de hidrógeno, a 600°C, destilando el rubidio que se recogió en recipientes adecuados.

Es un metal blando de punto de fusión 38°C y punto de ebullición 700°C . Su densidad es 1,55 (más pesado que el potasio). La conducta química del rubidio metálico y de sus sales es análoga a la del potasio y sus combinaciones.

El cesio (Cs) es mucho más escaso que el rubidio y se halla en un mineral, pollux, que contiene hasta 32 % del metal (se lo encuentra en la isla de Elba). Se lo obtiene por el método empleado para el rubidio. Funde a 26°C y hierve a 670°C . Su densidad es 1,9. Es más enérgico que el rubidio pero no es radioactivo como éste.

Tiene alguna importancia en electrónica.

SODIO

XXII. 3. Estado natural.

El sodio no se encuentra libre, pero forma numerosos compuestos de los cuales los más importantes son: sal gema (cloruro de sodio, ClNa), salitre (nitrato de sodio, NO_3Na), criolita (fluoruro de sodio y aluminio, $\text{F}_3\text{Al} \cdot 3 \text{FNa}$), etc.

El agua de mar contiene alrededor del 2,8 % de cloruro de sodio y justamente se atribuye a la evaporación del agua salada la formación de los grandes depósitos salinos.

Muchos lagos salinos y manantiales poseen una riqueza, en cloruro de sodio, mayor que la del agua de mar, pudiendo alcanzar hasta valores próximos al de saturación (30 %), como en el Mar Muerto, etc.

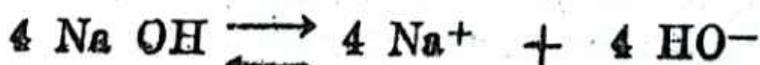
XXII. 4. Obtención del sodio.

Desde que Humprey Davy, en 1807, separó sodio y potasio por electrólisis de sus hidróxidos, se usa exclusivamente el método electrolítico, aunque se parte de distintos compuestos de sodio.

Se electroliza, generalmente, hidróxido de sodio o cloruro de sodio fundidos, ya que la presencia de agua provocaría instantáneamente reacción con el sodio formado produciendo hidrógeno e hidróxido de sodio.

Con hidróxido de sodio se opera a 330°C y con cloruro de sodio a 600°C (debido a su mayor punto de fusión) aunque se agregan otras sustancias para disminuir su punto de fusión.

En la electrólisis del hidróxido de sodio, el metal se separa en el cátodo. Su explicación teórica es semejante a la de las soluciones (pág. 319) porque el hidróxido de sodio fundido se ioniza así:



Con ácido cítrico y/o tartárico compone los polvos de efervescencia.

POTASIO

XXII. 13. Estado natural y obtención.

El potasio, como el sodio, con el cual presenta muchas similitudes, no se encuentra libre en la Naturaleza, pero sus compuestos se hallan ampliamente repartidos.

Existen muchos minerales de potasio y es uno de los compuestos típicos del suelo, de donde lo extraen los vegetales. Los minerales más importantes son la silvina, ClK , la carnalita, $\text{ClK} \cdot \text{Cl}_2\text{Mg} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ y la schönita, $\text{SO}_4\text{K}_2 \cdot \text{SO}_4\text{Mg} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

En Stassfurt existen grandes depósitos de sales de potasio y es una de las fuentes principales de obtención.

En el agua de mar sólo hay 0,06 % de cloruro de potasio.

Se obtiene por electrólisis del cloruro o mejor del hidróxido de potasio, fundidos. En la electrólisis el potasio se separa en el cátodo. Se emplea el mismo aparato que en la preparación de sodio.

Por ejemplo, partiendo de hidróxido de potasio fundido las reacciones son:



y al paso de la corriente eléctrica los iones se dirigen a los polos respectivos. En el cátodo:



que se separa continuamente. En el ánodo:



El oxígeno se desprende y el agua sufre electrólisis originando hidrógeno en el cátodo.

XXII. 14. Propiedades y usos.

Sus propiedades son muy parecidas a las del sodio, aunque químicamente es más activo. Además tiene una débil radioactividad que no posee el sodio.

Su uso como elemento es muy limitado.

Por calentamiento al aire y en corriente de cloro el metal se enciende a temperaturas más bajas que el sodio, produciendo una llama rojo intenso al mismo tiempo que forma el óxido o el cloruro correspondiente.

Descompone el agua a temperatura ordinaria originando hidróxido de potasio e hidrógeno. La reacción es muy exotérmica por lo que el metal funde y finalmente se inflama, provocando también la inflamación del hidrógeno que se desprende.



Funde a 63,5°C y su punto de ebullición es, al igual que aquél, menor que el correspondiente al metal sodio, 774°C. Su densidad es 0,86 (menor que la del metal sodio).

Se conserva bajo nafta o aceite.

Su uso como elemento es muy limitado, empleándose en ciertas reacciones (por ejemplo como reductor) si bien se prefiere el uso de sodio en su reemplazo por producir procesos menos energéticos.

Compuestos del Potasio

XXII. 15. Generalidades.

Como su similitud con el sodio es muy grande, sólo nos limitaremos a indicar cuáles son los compuestos de potasio más importantes.

Forma dos óxidos: óxido de potasio y un dióxido cuya fórmula es probablemente K_2O_4 (tetraóxido de dipotasio).

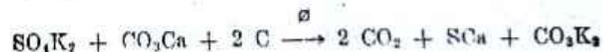
Además forma un hidróxido, KOH , usado en jabonería porque se preparan con él los jabones blandos. Si se utiliza el hidróxido de sodio se obtienen jabones más duros.

En cuanto a sus sales debemos aclarar que se diferencian de las de sodio en que son menos higroscópicas, lo que les confiere ciertas ventajas industriales, aunque su mayor precio determina, por otra parte, un uso restringido.

Las más importantes son:

XXII. 16. Carbonato de potasio, CO_3K_2 .

Se denomina también *potasa* y se prepara por un método semejante al de Leblanc para el carbonato de sodio:



CAPÍTULO XXIII

METALES ALCALINO-TERREOS

Calcio. — Estado natural. Obtención. Propiedades y usos. Compuestos de calcio. — Óxido de calcio. Hidróxido de calcio. Carbonato de calcio. Sulfato de calcio. Carburo de calcio. Fosfato de calcio. Bario y estroncio. Estado natural y obtención. Compuestos de bario. Compuestos de estroncio. Magnesio. Estado natural. Obtención del magnesio. Propiedades y usos. Compuestos de magnesio.

	CALCIO	ESTRONCIO	BARIO
Símbolo	Ca	Sr	Ba
Peso atómico	40,08	87,63	137,36
Número atómico	20	38	56
Punto de fusión °C.	851	757	850
Punto de ebullición °C.	1.487	1.334	1.640
Densidad del metal	1,55	2,6	3,75
Valencia	II	II	II

Se designa como tierras alcalinas a los elementos *calcio*, *estroncio* y *bario*, cuyos hidróxidos tienen propiedades netamente alcalinas y que son elementos principales en la constitución de la tierra.

Se caracterizan por ser divalentes, es decir, poseer valencia dos.

CALCIO

XXIII. 1. Estado natural.

No se encuentra libre en la naturaleza, pero son abundantemente conocidos los minerales de carbonato de calcio (mármol, creta, espato de Islandia, calcita, etc.). También son compuestos de calcio el yeso (sulfato, $SO_4Ca \cdot 2 H_2O$), fluorita (fluoruro F_2Ca), wollastonita (silicato, SiO_3Ca), dolomita (carbonato) $(CO_3)_2CaMg$, etc.

En el organismo el calcio se halla en los huesos como fosfato.

XXIII. 2. Obtención del calcio.

Se obtiene por electrólisis de una mezcla fundida de cloruro de calcio y fluoruro de calcio. Esta operación se realiza a 700°C con ánodo de grafito y cátodo de hierro.

El calcio metálico separado durante el proceso electrolítico se deposita sobre el cátodo, del cual se retira a medida que se deposita.

XXIII. 3. Propiedades y usos del calcio.

Metal blando. El vapor de agua forma hidróxido.

El calcio es un metal blando, brillante, que en presencia de aire seco se cubre de una capa de óxido que lo protege. En presencia de aire húmedo el óxido formado reacciona con el vapor de agua produciendo *hidróxido de calcio*:



Soluble en ácidos diluidos.

El metal funde a 851°C, y su punto de ebullición es 1487°C. Su densidad es 1,55. Es atacado por los ácidos diluidos, pero los álcalis no actúan sobre él.

Reacciona con el agua lentamente produciendo *hidróxido de calcio*.

Forma hidruros con hidrógeno. Forma carburos con carbono.

En presencia de una corriente de hidrógeno produce a 400-500°C, hidruro de calcio, CaH_2 , y con el carbono, en condiciones especiales, un derivado del acetileno, C_2Ca , llamado corrientemente *carburo de calcio*, si bien su nombre correcto es *acetiluro de calcio*.

Se utiliza como reductor, desoxidante de los metales y en la producción del alcohol absoluto. Con plomo produce una aleación empleada como material de cojinete, por su gran dureza.

COMPUESTOS DE CALCIO

El calcio forma distintos compuestos, actuando con valencia dos. Los más importantes son:

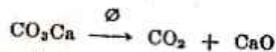
OXIDO DE CALCIO (CAL VIVA)

XXIII. 4. Generalidades.

El óxido de calcio se conoce también con el nombre de *cal viva*



y se obtiene calentando cualquier carbonato de calcio natural (preferentemente piedra caliza):



Esta reacción en rigor es reversible. Por lo tanto, para formar óxido de calcio se elimina rápidamente el dióxido de carbono, con lo que la reacción sólo se realiza de izquierda a derecha. La temperatura ideal para esa descomposición es de 900°C. La obtención de la cal viva se efectúa en hornos como el de la fig. XIX-12 (pág. 505).

Por la parte superior se carga la piedra caliza, la cual se calienta por el gas producido en el generador lateral, descomponiéndose. Por la parte inferior sale la cal viva.

También se emplean hornos de cuba de 2 a 5 metros de diámetro y de 3 a 10 metros de altura, que se cargan por la parte superior con una mezcla de piedra caliza y coque, que se hace arder. La combustión del carbón eleva la temperatura de la masa y la cal viva se extrae por la parte inferior.

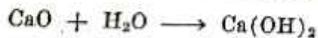
Este procedimiento origina un óxido de calcio más impuro que el obtenido con el horno con generador lateral, descrito anteriormente, y donde únicamente los gases de la combustión están en contacto con la piedra caliza.

XXIII. 5. Propiedades y usos del óxido de calcio.

Sólido blanco.

El óxido de calcio es un sólido blanco, amorfo. Si un trozo de cal viva se calienta con la llama de un soplete, se pone incandescente y genera una luz blanca.

En contacto con agua forma hidróxido de calcio:



Esta reacción es muy exotérmica y la elevación de temperatura es marcada, por lo que una parte del agua hierve. Se conoce como «apagado de la cal» y la efectúan los albañiles cuando preparan la argamasa.

Práctica Nº 107 a. Obtención del hidróxido de calcio

En un vaso de precipitados se coloca un trozo pequeño de cal viva. Se agrega un poco de agua y se observará un abundante desprendimiento de calor, a la vez que se forma el hidróxido de calcio que puede separarse una vez terminada la reacción.

Forma carburo de calcio.

En presencia de carbón el óxido de calcio se reduce produciendo acetiluro de calcio, C_2Ca (carburo de calcio):



Los usos de la cal viva son prácticamente los mismos de la cal apagada (hidróxido de calcio) y por lo tanto los trataremos en el párrafo correspondiente.

HIDROXIDO DE CALCIO (CAL APAGADA)

XXIII. 6. Generalidades.

Ya hemos visto que el hidróxido de calcio se forma por acción del agua sobre el óxido de calcio.

Es un polvo blanco muy poco soluble en agua. Esa solución límpida se llama *agua de cal* (contiene 1,4 g de hidróxido de calcio por litro).

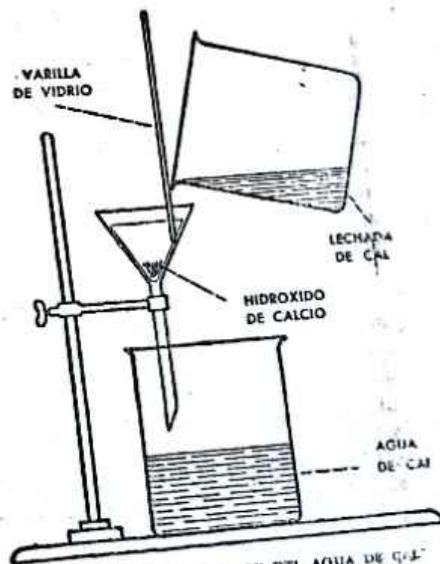


FIG. XXIII-1. — OBTENCIÓN DEL AGUA DE CAL

BARIO Y ESTRONCIO

XXIII. 13. Estado natural y obtención.

El bario y el estroncio no se encuentran libres en la naturaleza. Son abundantes los minerales de bario, como el sulfato, SO_4Ba (baritina), llamado también espato pesado, el psilomelano (manganito de bario, $\text{BaO} \cdot \text{MnO}_2$) y la witherita (carbonato de bario, CO_3Ba). De los minerales de estroncio, el más importante es la celestina (SO_4Sr) y la estroncianita (CO_3Sr).

Tanto el estroncio como el bario pueden obtenerse por electrólisis de sus cloruros fundidos. En la obtención del bario se usa como cátodo mercurio, con el que produce una amalgama que destila al vacío, en caliente, mercurio, dejando al bario en libertad.

Los dos son metales blandos, muy reactivos y de propiedades semejantes al calcio.

El bario a 200°C , por ejemplo, produce con hidrógeno hidruro de bario, BaH_2 , y con nitrógeno, a 500°C , nitruro de bario, N_2Ba_3 . Tienen muy poca importancia como elementos.

XXIII. 14. Compuestos de bario.

Los compuestos más importantes son:

El hidróxido de estroncio se utiliza, en pequeña cantidad, en la industria del azúcar. El sulfato de estroncio es el que se emplea como materia prima para la obtención de los otros compuestos de estroncio. El nitrato de estroncio $(\text{NO}_3)_2\text{Sr}$, se usa para producir el color rojo en los fuegos artificiales.

M A G N E S I O

Símbolo	Mg	Punto de fusión °C	650
Peso atómico	24,32	Punto de ebullición °C	1 107
Número atómico	12	Densidad del metal	1,74
		Valencia	II

XXIII. 16. Estado natural.

No existe al estado libre en la naturaleza, pero son numerosos los minerales en los que se halla presente.

Los principales son la *dolomita* (carbonato doble de calcio y magnesio) $(\text{CO}_3)_2\text{MgCa}$, la *magnesita* (carbonato de magnesio, CO_3Mg), la *carنالita* (cloruro doble de magnesio y potasio, $\text{Cl}_2\text{Mg.CIK.6H}_2\text{O}$), etc. Son también importantes minerales constituidos por silicatos de magnesio, como el *olivino*, $\text{SiO}_4(\text{Mg, Fe})_2$, el *talco* $(\text{Si}_2\text{O}_5)_2\text{Mg}_2$. $\text{Mg}(\text{OH})_2$, el *asbesto* (que es un silicato de magnesio en el cual parte del silicio está substituido por aluminio), etc.

XXIII. 17. Obtención del magnesio.

El magnesio se prepara electrolíticamente a partir de la carnalita fundida ($\text{Cl}_2\text{Mg.CIK.6 H}_2\text{O}$).

El proceso se efectúa en cubas de hierro cuyas paredes constituyen el cátodo y dentro de las cuales se halla la masa fundida. El recipiente se encuentra cerrado herméticamente y al espacio muerto que queda se hace llegar constantemente una corriente de gas inerte con el objeto de evitar que el magnesio se oxide.

Como ánodo se emplean barras de carbón que penetran en la carnalita fundida y que se hallan rodadas por cilindros de porcelana que poseen en su parte superior un tubo de salida por donde escapa el cloro formado en el proceso.

Se trabaja, generalmente, a 700°C , con lo que el magnesio funde y flota en la superficie de la carnalita fundida. La atmósfera inerte impide que se oxide y el tubo de porcelana que rodea al ánodo evita que reaccione el metal con el cloro.

XXIII. 18. Propiedades y usos.

Es un metal blanco. Funde a 650°C y su punto de ebullición es 1.107°C . Su densidad es 1,74.

Es dúctil y maleable, principalmente en caliente.

En presencia de aire se recubre de una capa de óxido no visible que lo protege de un ataque posterior. Es poco atacado por el agua.

Cuando se lo calienta arde en el aire con llama blanca muy viva (luz relámpago del magnesio), originándose una mezcla de óxido y nitruro de magnesio, N_2Mg_3 .

Tratado con ácido nítrico diluido y en frío, es uno de los pocos metales que desprende únicamente hidrógeno en su disolución por dicho ácido:



En el comercio se vende en forma de cinta, alambre o polvo. Se emplea para la preparación de pólvora relámpago y como reductor enérgico.

Mezclado con clorato de potasio se utiliza en fotografía para obtener impresiones con luz artificial. Debido a ser liviano y resistente se emplea como material de construcción de ciertas partes de aeroplanos, dirigibles y automóviles.

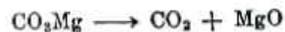
Se utiliza en la preparación de fuegos artificiales y algunas aleaciones cuyas se usan con fines especiales, como la denominada metal electrón, que contiene 90 % de magnesio y 10 % de aluminio, zinc y cobre. En otras aleaciones es un constituyente que se halla en muy pequeña cantidad, como en el duraluminio (pág. 634).

COMPUESTOS DEL MAGNESIO

XXIII. 19. Generalidades.

El magnesio es un metal que posee únicamente valencia dos. Los principales compuestos que produce son:

Oxido de magnesio. MgO . Se obtiene por combustión del metal al aire. Industrialmente se prepara por calentamiento de la magnesita (carbonato de magnesio):



Es un polvo blanco, muy difícilmente fusible, y que reacciona lentamente con el agua originando el hidróxido.

El óxido de magnesio calcinado se utiliza en hornos eléctricos como material refractario. Se emplea en medicina como antídoto de la acidez; en concentraciones más elevadas es laxante y purgante (*magnesia calcinada*).

Hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Se obtiene tratando sulfato de magnesio con un hidróxido alcalino:



Se origina así un precipitado blanco, gelatinoso, que en suspensión acuosa constituye la leche de magnesia empleada como antiácido estomacal.

CAPÍTULO XXIV

METALES NOBLES

Oro. — Estado natural. Obtención. Propiedades físicas. Propiedades químicas. Usos. Plata. — Estado natural. Obtención. Propiedades. Usos. Plateado electrolítico. Nitrato de plata. Cloruro de plata. Fotografía. Platino. — Generalidades. Metales del grupo del platino.

	PLATA	ORO	PLATINO
Símbolo	Ag	Au	Pt
Peso atómico	107,88	197,0	195,09
Número atómico	47	79	78
Densidad	10,5	19,3	21,45
Punto de fusión °C	960,5	1.063	1.770
Punto de ebullición °C	1.950	2.600	1.440
Valencias	I	III y I	II y IV

Se designan como metales nobles el oro, plata y platino, por su inalterabilidad a ciertos agentes exteriores: humedad, oxígeno, etc. Esta designación fue aplicada por los alquimistas y ha subsistido hasta la actualidad.

O R O

XXIV. 1. Estado natural.

El oro se encuentra como *oro nativo*, ya sea en filones formando cuarzo aurífero, o en *pepitas* mezcladas entre la arena llamada aurífera.

En pequeña proporción se encuentran minerales conteniendo compuestos de oro, pero la metalurgia de esos minerales no interesa mayormente dentro de este curso, por las dificultades de su reali-

zación. Se halla en algunos minerales con sulfuro de plata, sulfuro de cobre, etc.

XXIV. 2. Obtención del oro.

El oro se extrae de las arenas auríferas por *levigación*. La levigación consiste en hacer pasar una corriente de agua sobre esas arenas. Como la densidad de la ganga es menor que la del oro, éste se deposita mientras aquélla es arrastrada.

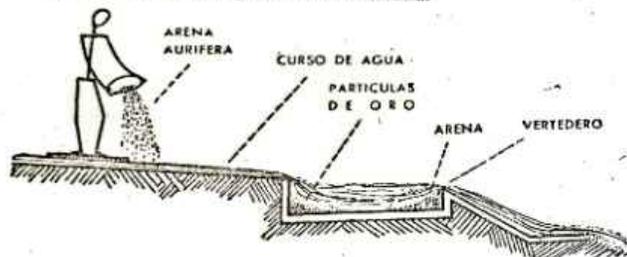
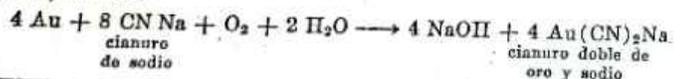


FIG. XXIV-1. — OBTENCIÓN DEL ORO POR LEVIGACIÓN

Luego los granos de oro se amalgaman con mercurio y se separa el oro por destilación.

Otro procedimiento es el que emplea cianuro de sodio como disolvente, en presencia de aire. De la solución obtenida se precipita el oro con virutas de zinc emplomadas obteniéndose un oro bruto que se purifica posteriormente por electrólisis.

En la reacción de disolución se forma un *cianuro doble de sodio y oro*, soluble:



XXIV. 3. Propiedades físicas del oro.

Metal amarillo, dúctil y maleable.

El oro es un metal amarillo, considerado el más dúctil y maleable. Pueden obtenerse láminas de oro de una décima de micrón de espesor y alambres que pesan 0,0005 gramos por metro.

La pureza del oro se expresa en quilates, considerándose al oro puro como oro de 24 quilates y disminuyendo

Oro puro: 24 quilates

proporcionadamente cuando está aleado con otro metal. Por ejemplo, el oro de 12 quilates tiene 12 partes de oro y 12 partes de otro metal, que puede ser cobre, plata, etc., que se agrega con el objeto de hacerlo más duro. El oro 18 quilates es aquel que contiene 18 partes de oro y 6 partes de otro metal.

Sus propiedades físicas más importantes se indican en la tabla correspondiente al iniciar este capítulo.

Oro coloidal. El oro puede obtenerse al estado coloidal, por procedimientos químicos o electroquímicos. Se obtiene ya sea una solución roja, azul o violeta, o también precipitados rojos.

El oro coloidal se utiliza en medicina, en la fabricación del vidrio rubí de oro y en la preparación de la púrpura de oro rojo, empleada para el pintado de porcelana y que se obtiene tratando una solución diluida de cloruro áurico con cloruro estannoso:



El oro separado se absorbe en el ácido estánnico, SnO_2H_4 (originado en la hidrólisis del tetracloruro de estaño formado en la reacción anterior) produciendo un coloide:



XXIV. 4. Propiedades químicas del oro.

Inatacable por la mayoría de los agentes químicos. Soluble en agua regia.

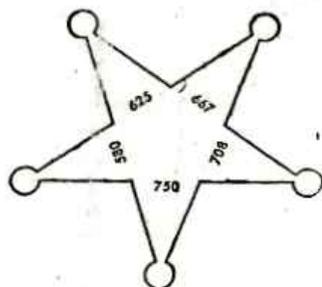
Durante la época de los alquimistas, el oro fue considerado el rey de los metales porque es inatacable por la mayoría de los agentes químicos. De ahí que la mezcla de ácido nítrico y clorhídrico que lo disuelve ha recibido el nombre de «agua regia». Estos dos ácidos individualmente no tienen acción sobre el oro, pero actuando conjuntamente originan *cloruro áurico*, Cl_2Au (pág. 408).

Es soluble también en cianuro de sodio o de potasio y en mercurio, con el que forma una amalgama (indicadas ambas características en sus métodos de obtención).

En sus combinaciones el oro actúa como mono y trivalente, pero sus compuestos aurosos, monovalentes, son poco estables, mientras que la mayor parte de sus compuestos áuricos, trivalentes, son bastante estab

Soluble en cianuro. Forma amalgama.

CS



Sobre cada punta del tocador se marca un trazo con una aleación de oro conocida (cuya proporción en gramos por mil del metal corresponden a los números indicados).

En un extremo se traza una raya con la aleación desconocida y luego se agrega a los trazos una gota de agua regia.

La coloración de la muestra coincidirá con aquella cuya proporción de oro es la misma.

FIG. XXIV-2. — TOCADOR PARA EL ANALISIS DE ORO

XXIV. 5. Usos del oro.

El oro se utiliza en joyería para la confección de joyas, sobre todo en forma de aleación, como el oro de 18 quilates, aleación que le confiere dureza y resistencia.

Las monedas de oro se preparan con 90 % de oro y un 10 % de distintos metales.

También se utiliza el oro en odontología y en medicina. Sus sales tienen amplio uso en el recubrimiento de hierro, cobre, plata, etc.

PLATA

XXIV. 6. Estado natural.

La plata se encuentra como plata nativa y formando compuestos, en minerales, como la *argentita* (Ag_2), *querargirita* ($ClAg$), *proustita* (sulfuro doble de plata y arsénico), etc.

XXIV. 7. Obtención de la plata.

La metalurgia de la plata es algo complicada, pero sintéticamente pueden considerarse dos métodos:

- a) Método de amalgamación
- b) Método de cianuración.

Método de amalgamación. Consiste en transformar la plata, contenida en el mineral, en cloruro de plata. Para ello se tritura el mineral y luego se somete a una tostación con agregado de cloruro de sodio.

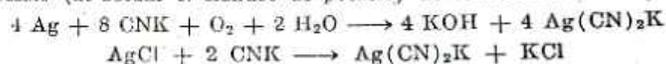
El cloruro de plata se trata luego con agua y hierro para reducirlo al estado de plata elemental:



Luego se añade mercurio para formar una amalgama de plata y se destila para separar el mercurio.

Método de cianuración. El mineral se trata con una solución de cianuro de sodio o potasio. De la solución obtenida puede separarse la plata por reducción con zinc o aluminio metálico.

La plata, o sus compuestos, forma el cianuro doble de plata y potasio (al actuar el cianuro de potasio) de esta forma:



Otros métodos de obtención.

Dado el valor de la plata se la obtiene también por recuperación de residuos obtenidos en el proceso de elaboración de minerales de cobre y plomo (a los que suele acompañar en el mineral).

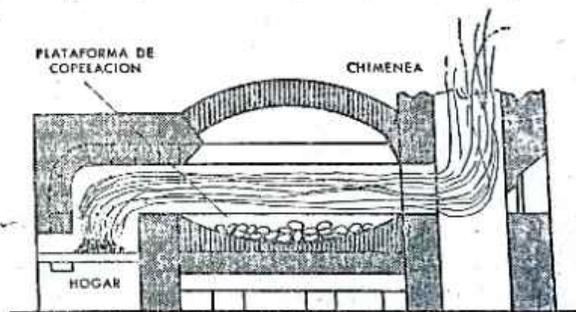


FIG. XXIV-4. — HORNO PARA LA COPELACION INDUSTRIAL DE LA PLATA

Uno de los métodos más interesantes es el de copelación.

Copelación. La copelación consiste en separar la plata disuelta en plomo, por fusión, en crisoles característicos llamados copelas. En este proceso, el plomo se oxida, mientras la plata queda inalterada.

La copela se construye con huesos calcinados reducidos a polvo los que tienen la propiedad de absorber los óxidos formados, de manera que el fin de la copelación puede observarse fácilmente.

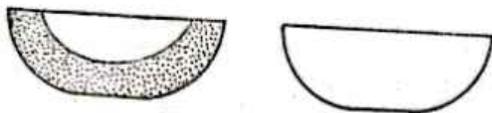


FIG. XXIV-3. — COPELA

XXIV. 8. Propiedades de la plata.

Metal buen conductor calor y electricidad

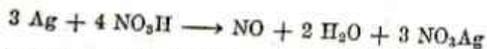
La plata es un metal de color gris claro, brillante, considerado el mejor conductor de la electricidad y el calor. También es maleable y dúctil, pero menos que el oro. Sus principales propiedades físicas pueden observarse en la pág. 609.

Fundida absorbe hidrógeno.

La plata fundida absorbe pequeñas cantidades de hidrógeno durante el proceso de fusión, quedando retenido alrededor del 0,75 % durante la solidificación.

Insoluble en ácido clorhídrico y sulfúrico diluido. Soluble en ac. nítrico.

La plata es insoluble en ácidos clorhídrico y sulfúrico diluidos, pero se disuelve en ácido nítrico formando *nitrate de plata*, con desprendimiento de *monóxido de nitrógeno* (óxido nítrico):



PRÁCTICA Nº 111. Acción del ácido nítrico sobre la plata

En una cápsula de porcelana se colocan trozos pequeños de plata metálica. Se deja caer un poco de ácido nítrico diluido y se observa cómo éste ataca al metal. De la solución formada pueden separarse los cristales de nitrato de plata, por medio de la evaporación.

Soluble en ac. sulfúrico

El ácido sulfúrico, concentrado, disuelve la plata formando *sulfato de plata*, SO_4Ag_2 , y desprendiendo *anhídrido sulfuroso*, SO_2 .

El cloruro de hidrógeno la ataca a unos 600°C produciendo *cloruro de plata*, ClAg .

Insoluble en hidróxido de sodio. Soluble en cianuro de potasio.

Es insoluble en hidróxido de sodio o potasio, pero soluble en cianuro de sodio o potasio, en agua regia y en mercurio (al igual que el oro)

Los objetos de plata se ennegrecen en contacto con aire que contenga aun pequeñas cantidades de ácido sulfhídrico, por formarse sulfuro de plata, de color negro.

PRÁCTICA Nº 112. Reconocimiento de la plata

El ion plata puede reconocerse, por ejemplo en el nitrato de plata, agregando unas gotas de ácido clorhídrico diluido. Se formará así un precipitado blanco caseoso de cloruro de plata.

XXIV. 9. Plata coloidal.

En medicina se utilizan ampliamente soluciones de plata coloidal. La plata coloidal es un polvo de brillo metálico color negro que se puede obtener por distintos métodos y que en presencia de agua forma un coloide.

XXIV. 10. Usos de la plata.

La plata se usa en la fabricación de monedas en la proporción de 90 % de plata y 10 % de cobre.

También tiene un uso difundido en joyería. Las aleaciones con ese destino contienen, usualmente, un 20 % de cobre.

Tiene también un amplio uso en la preparación de sales con destino al plateado electrolítico y al plateado de espejos.

En el laboratorio, para ciertos trabajos, se emplean cápsulas y crisoles de plata.

PRÁCTICA Nº 113. Espejos de plata

Los espejos de plata se fabrican por un procedimiento semejante al siguiente:

Se prepara una solución de nitrato de plata, se le agrega una gota de amoníaco y se observará la formación de un precipitado, se sigue agregando amoníaco hasta que el precipitado se redissuelve.

Esta solución formada, llamada nitrato de plata amoniacal, se coloca en un tubo de ensayo y se le agrega luego una gota de formal. Luego de una hora se observa la formación de un espejo de plata.

XXIV. 11. Plateado electrolítico.

Es un procedimiento electrolítico que permite la deposición de finas películas de plata sobre otros metales.

Para ello se somete a la electrólisis una solución de una sal de plata (generalmente cianuro doble de plata y potasio).

CAPÍTULO XXV

COBRE Y ALUMINIO

Cobre. — Estado natural. Obtención del cobre. Purificación. Propiedades. Usos. Aleaciones de cobre. Compuestos de cobre. — Oxidos. Hidróxidos. Sales. Sulfato. Nitrato. Cloruro. **Aluminio.** — Estado natural. Obtención. Propiedades. Usos. Aleaciones de aluminio. Aluminotermia. Compuestos de aluminio. — Oxido. Hidróxido. Cloruro. Sulfato. Alumbres.

COBRE

Símbolo	Cu	Densidad	8,92
Peso atómico	63,54	Punto de fusión °C	1.083
Número atómico	29	Punto de ebullición °C	2.310
Color	rojizo	Valencia	II y I

XXV. 1. Estado natural.

El cobre se encuentra en estado nativo y formando los siguientes minerales: sulfuros, como la *calcopirita* (CuFeS_2), *bornita* (Cu_3FeS_3) y *calcosita* (Cu_2S); óxidos, como la *cuprita* (Cu_2O); carbonatos, como la *malaquita* ($\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CO}_3\text{Cu}$) y *azurita* ($\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2 \text{CO}_3\text{Cu}$); silicatos, fosfatos, etc.

XXV. 2. Metalurgia del cobre.

El método utilizado para la obtención del cobre, depende del mineral empleado.

En el caso del cobre nativo se lo somete a una concentración y luego se lo purifica por fusión o electrólisis.

Si se parte de un sulfuro, por ejemplo la *calcopirita* (sulfuro doble de cobre y hierro, S_2CuFe), que es el mineral más abundante de cobre, luego de concentrarlo se lo somete a una tostación en hornos de cuba o de reverbero. Para efectuarla no es necesario agro-

gar combustible, por lo general, porque el azufre presente en el mineral al quemarse y transformarse en dióxido de azufre, SO_2 , produce el calor necesario.

En la tostación el sulfuro ferroso, SFe , presente en el mineral se oxida mucho más rápidamente que el sulfuro de cobre que se

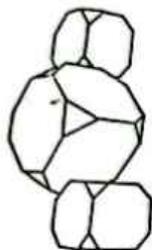
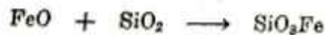


FIG. XXV-1. CRISTALES DE COBRE

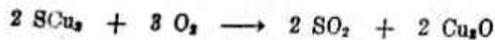
halla en el mismo, por lo que la masa fundida en el proceso comienza a enriquecerse en óxido ferroso, FeO .

En estas condiciones es necesario agregar, generalmente, sílice (SiO_2) que se combina con el óxido ferroso producido originando una escoria (meta silicato ferroso, SiO_2Fe) que sobrenada sobre los sulfuros fundidos y de los que se separa continuamente por procesos mecánicos:



La masa fundida que queda, se denomina *mata bruta de cobre* y está constituida, fundamentalmente, por sulfuro cuproso, algo de óxido cuproso (formado a partir del anterior), una pequeña cantidad de óxido ferroso y de sulfuro ferroso no eliminados con la escoria y, además, otras impurezas como arsénico, zinc, etc.

Esta *mata fundida* se envía a un convertidor de Bessemer donde se le inyecta aire con el objeto de transformar el sulfuro cuproso en óxido cuproso:



Pero este óxido cuproso producido reacciona con sulfuro cuproso aun sin oxidar, originando el denominado *cobre negro*, impuro, y de 70 a 90 % de riqueza en el metal:



En el convertidor también se añade sílice con el objeto de separar como escoria el óxido ferroso que pudiera hallarse aún presente. El cobre obtenido se somete luego a una purificación.

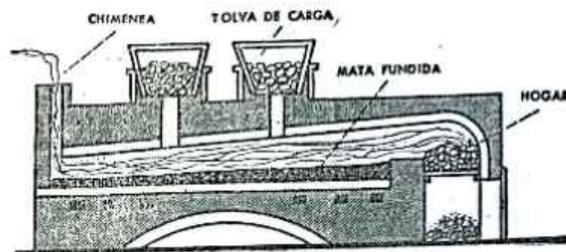


FIG. XXV-2. — HORNO PARA LA OBTENCIÓN DE COBRE

XXV. 3. Purificación del cobre bruto.

El cobre obtenido por el procedimiento metalúrgico común debe refinarse por fusión y/o por electrólisis.

La refinación por fusión se realiza en hornos con corriente de aire, la cual oxida el azufre, arsénico, hierro, etc., que son las impurezas que acompañan generalmente al cobre. Esta fusión oxidante se realiza repetidas veces, añadiendo carbón con el objeto de descomponer el óxido cuproso aun presente y dejar el metal en libertad.

Se obtiene así, del cobre negro el *cobre rojo*, que constituye el tercer producto intermedio en la obtención del cobre. El cobre rojo contiene de 90 a 99 % de cobre.

Si se desea obtener *cobre puro*, el cobre rojo se refina (purifica) por electrólisis, lo que permite, además, recuperar ciertas impurezas como el oro y la plata que, si bien se encuentran en pequeñas cantidades, se separan fácilmente durante el proceso.

En la electrólisis se cuelgan las chapas de cobre bruto como ánodos en una solución que contiene 5-10 % de ácido sulfúrico.

Como cátodos se utilizan planchas de cobre purísimo. En la electrólisis las chapas de cobre bruto se van disolviendo (pues el ácido sulfúrico las ataca produciendo sulfato de cobre, soluble) mientras se deposita el cobre puro sobre los cátodos.

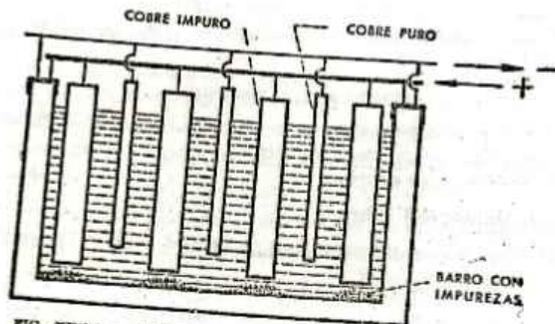


FIG. XXV-1. — PURIFICACION DEL COBRE POR ELECTROLISIS

Las impurezas quedan en el ánodo cayendo al fondo de la cuba como un barro, llamado barro anódico, del cual se recuperan el oro y la plata.

El cobre obtenido tiene una pureza de 99,99 %.

XXV. 4. Propiedades del cobre.

El cobre es un metal rojizo muy buen conductor de la electricidad y el calor. Es muy dúctil y maleable.

Funde a 1.083°C y su punto de ebullición es 2.310°C. Su densidad es 8,92.

El aire húmedo actúa sobre el cobre formando una capa verde llamado cardenillo que es un carbonato de cobre hidratado ($\text{CO}_3\text{Cu} \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$). No debe confundirse con el cardenillo verdadero que es el nombre común del acetato de cobre.

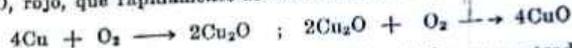
El aire seco forma una ligera capa de óxido sobre el cobre, la cual evita un ataque ulterior.

Buen conductor del calor y electricidad.

El aire húmedo forma cardenillo.

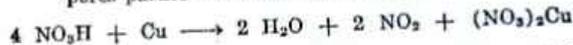
El aire seco forma óxido.

El cobre calentado al rojo forma una capa de óxido cuproso, Cu_2O , rojo, que rápidamente se oxida a óxido cúprico, CuO , negro.

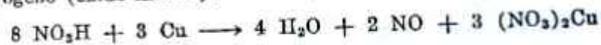


Soluble en ácido nítrico.

El cobre es soluble en ácido nítrico concentrado con formación de nitrato cúprico y desprendimiento de vapores pardos de dióxido de nitrógeno:



Con ácido nítrico diluido, en cambio, desprende monóxido de nitrógeno (óxido nítrico):

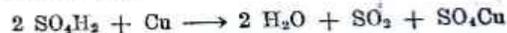


PRÁCTICA Nº 114. Acción del ácido nítrico sobre el cobre

Colocar en un tubo de ensayo tornacaduras de cobre y ácido nítrico. El ataque será rápido y se observará abundante desprendimiento de vapores pardos y formación de nitrato de cobre.

Soluble en ácido sulfúrico.

El cobre se disuelve en ácido sulfúrico concentrado, en caliente, produciendo sulfato cúprico y desprendiendo anhídrido sulfuroso:



PRÁCTICA Nº 115. Acción del ácido sulfúrico sobre el cobre.

En un tubo de ensayo se colocan tornacaduras de cobre y ácido sulfúrico concentrado. La reacción en frío es apenas apreciable, pero en caliente se produce un abundante desprendimiento de dióxido de azufre (anhídrido sulfuroso) y la solución toma una coloración color azulada debido a la formación de sulfato de cobre.

Poco soluble en ácido clorhídrico.

Es poco soluble en ácido clorhídrico.

Se combina directamente con el cloro y el azufre en caliente. El hidróxido de amonio lo disuelve con formación de una solución azul.

Forma sulfuros.

En presencia de ácido sulfhídrico se ennegrece produciendo sulfuro cuproso. Por esta razón los objetos de cobre al contacto con el aire se oscurecen.

Las sales de cobre son generalmente venenosas, por lo cual no deben emplearse utensilios de



XXV. 5. Usos del cobre.

El cobre por su gran conductibilidad eléctrica se utiliza para la fabricación de conductores para teléfonos, telégrafos, líneas aéreas para tranvías, trolebuses, etc. Por su gran conductibilidad térmica se utiliza en la fabricación de calderas, calentadores, tubos de vapor, etc. Son importantes, además, las aleaciones de cobre.

XXV. 6. Aleaciones del cobre.

Dada la facilidad con que el cobre forma aleaciones, el número de éstas es elevado. En la Tabla siguiente consignamos las más importantes.

POR CIENTO DE LOS ELEMENTOS							
ALEACIÓN	COBRE	ESTAÑO	ZINCO	PLOMO	HIERRO	NÍQUEL	OTROS
Bronce:							
Bronce ordinario	88-96	4-12	-	0,5			
Metal para cañones	88	10	2	0,5			
Bronce fosforoso	85	13					P:0,5-2,5
Bronce al aluminio	81,5-90	0-0,5				0,6	Al:7-12
Bronce al silicio	95-98	2-5					Si:2-5
Metal p. campana	80	20					
Latón:							
Latón para dorar	90		10	0,5			
Latón naval	62	1	37				
Metal p. soldadura	50		50				
Cobre-plomo	50-70			30-50			
Plata alemana	25-50		25-35			10-35	
Metal-monel	27				2-3	68	
Constantan	60					40	

Debemos aclarar que en la técnica moderna se designa bronce a toda aleación de cobre resistente al desgaste, aunque el nombre bronce indica específicamente las aleaciones de cobre y estaño con algunas pequeñas cantidades de otro metal.

Cada una de las aleaciones tiene un uso específico. Por ejemplo:

Bronce común: como es duro, se utiliza para monedas, estatuas, etc.

Bronce fosforoso: es resistente a la corrosión. Se emplea en la fabricación de válvulas, cojinetes, etc.

agua. A temperatura cercana a 150°C, pierde su agua de cristalización transformándose en cloruro cúprico, anhidro. Esta última, por acción del aire, forma fácilmente óxido cúprico desprendiendo cloro.

ALUMINIO

Símbolo	Al	Densidad	2,7
Peso atómico	26,98	Punto de fusión °C	658
Número atómico	13	Punto de ebullición °C	2.270
Color	blanco grisáceo	Valencia	III

XXV. 13. Estado natural.

El aluminio es uno de los elementos más abundantes en la Naturaleza. Los minerales más comunes lo contienen en forma de silicato. Por ejemplo: feldespato ($\text{Si}_3\text{O}_8\text{Al K}$), mica ($(\text{SiO}_4)_3\text{H}_2\text{Al}_3\text{K}$), arcillas, caolín, etc.

Algunos minerales de aluminio lo contienen bajo forma de óxido, como el corindón: Al_2O_3 .

También se encuentra el óxido con pequeños rastros de impurezas que le confieren colores particulares, por ejemplo, rubí (rojo), zafiro (azul), esmeralda (verde), etc.

El esmeril es un óxido de aluminio impurificado por hierro.

Entre los hidróxidos los más importantes son la bauxita, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, y la hidragilita, $\text{Al}(\text{OH})_3$, y entre los fluoruros, la criolita ($\text{F}_3\text{Al} \cdot 3 \text{FNa}$).

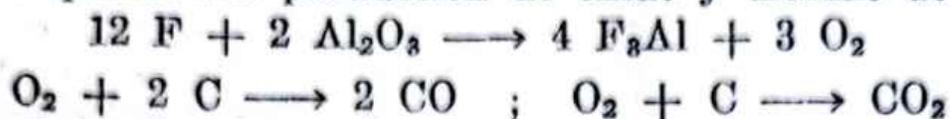
No existe como metal libre (nativo).

XXV. 14. Obtención del aluminio.

El aluminio fue obtenido en 1850 por reducción del cloruro con sodio, pero este método era sumamente caro. Mientras se utilizaron métodos químicos para su fabricación el aluminio se consideraba un elemento raro, pero los procesos electrolíticos hicieron económica su explotación.

Método electrolítico. Se utiliza una cuba electrolítica de material refractario especial. Se introduce en él una mezcla de bauxita y criolita la cual se funde y somete a la electrólisis a 950°C.

ánodo y se quema con producción de óxido y dióxido de carbono:



Por consiguiente la materia prima que, en rigor, desaparece, es el óxido de aluminio (bauxita) y debe ser constantemente repuesta. También los ánodos de carbón deben renovarse con frecuencia.

XXV. 15. Propiedades del aluminio.

Sumamente liviano.

Es un metal blanco grisáceo, sumamente liviano (densidad 2,7), muy dúctil y maleable, obteniéndose hilos y láminas sumamente delgadas.

Buen conductor del calor y electricidad.

Es buen conductor del calor y la electricidad. Es sonoro.

Su punto de fusión es 658°C y su punto de ebullición 2.270°C.

Al aire se recubre con una ligera capa de óxido que evita el ataque ulterior. El aluminio en polvo o en láminas muy delgadas se inflama al contacto de una llama y arde con llama viva y desprendimiento de calor.

Soluble en ácido clorhídrico.

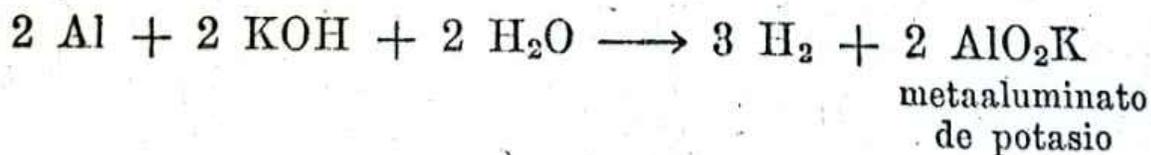
Se disuelve en ácido clorhídrico fácilmente, aunque los ácidos nítrico y sulfúrico lo atacan con cierta dificultad:



El cloro, bromo y yodo lo atacan fácilmente, en caliente.

Soluble en hidróxidos alcalinos.

El hidróxido de sodio o potasio concentrados, en caliente, solubilizan al aluminio originando una solución incolora del aluminato correspondiente:



Si se emplea el hidróxido alcalino fundido se produce aluminato de potasio, AlO_3K_3 .

Igual reacción, aunque más moderada, provocan los bicarbonatos.

XXV. 16. Usos del aluminio.

Se utiliza en la fabricación de distintos utensilios domésticos donde se aprovecha su buena conductibilidad térmica.

Por su peso liviano se utiliza en la fabricación de estructuras livianas y en numerosas partes de aviones, ya sea solo o formando parte de aleaciones.

Las hojas de aluminio se emplean en lugar de las hojas de estaño para preservar distintos productos (alimentos, cigarrillos, etc.). En polvo se utiliza en la industria de la pintura.

Además son importantes sus aleaciones como el duraluminio y el magnalio.

Se emplea, además, en ciertos procesos electrolíticos como material constituyente del ánodo y para la obtención de metales (ver aluminotermia).

XXV. 17. Aleaciones de aluminio.

Las propiedades del aluminio pueden mejorarse mediante el agregado de distintos metales.

Duraluminio. Contiene 94 % de aluminio, 0,6 % de magnesio, 0,6 % de manganeso y 4 % de cobre. Es una aleación liviana y resistente que se utiliza ampliamente en aeronáutica.

Magnalio. Contiene 90 - 95 % de aluminio y del 5 - 10 % de magnesio.

Silumin. Contiene 86 % de aluminio y 14 % de silicio. Es muy resistente a los ácidos, excepto el nítrico, empleándose como material para recipientes químicos.

Existen, además, otras aleaciones como los bronce de aluminio, Alpax, etc., para usos particulares.

XXV. 18. Aluminotermia.

El aluminio tiene gran afinidad por el oxígeno. Esta afinidad se pone de manifiesto cuando se coloca en contacto aluminio en polvo con ciertos óxidos. En esas condiciones, a elevada temperatura, el aluminio se combina con el oxígeno del óxido y deja el metal en libertad.

Por ejemplo, una mezcla de óxido férrico y aluminio en polvo se mezclan íntimamente y se coloca en un crisol. Si se cubre luego con una mezcla de inflamación (por ejemplo, peróxido de bario y aluminio en polvo) y se acerca una llama, la mezcla se inflama y se logra una alta temperatura. Se produce la siguiente reacción:



CAPÍTULO XXVI

PLOMO - ZINC - ESTAÑO - MERCURIO

Plomo. — Estado natural. Obtención. Propiedades. Usos. Compuestos de plomo. — Oxidos. Sales de plomo. Carbonato y carbonato básico de plomo. Otras sales. Zinc. — Estado natural. Obtención. Propiedades. Usos. Compuestos de zinc. Estaño. — Estado natural. Obtención. Propiedades. — Usos. Compuestos de estaño. — Mercurio. — Estado natural. Obtención. Propiedades. Usos. Compuestos de mercurio.

	PLOMO	ZINC	ESTAÑO	MERCURIO
Símbolo	Pb	Zn	Sn	Hg
Peso atómico	207,21	65,38	118,7	200,61
Número atómico	82	30	50	80
Densidad	11,34	7,14	7,31	13,26
Punto de ebullición °C	1.620	907	2.260	356,9
Punto de fusión °C	327,5	419,4	231,8	-38,87
Valencia	IV y II	II	IV y II	II y I

P L O M O

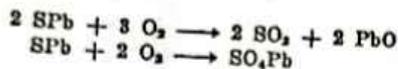
XXVI. 1. Estado natural.

El plomo no se encuentra libre en la Naturaleza. Forma siempre minerales. Por ejemplo, la galena (sulfuro plumboso, SPb), la cerusita (carbonato plumboso, CO_3Pb), la anglesita (sulfato plumboso, SO_4Pb), fosfatos, arseniatos, etc.

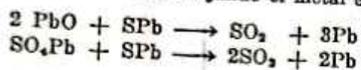
XXVI. 2. Obtención del plomo.

El plomo se obtiene por tostación parcial de la galena, formándose, en primer término, óxido y sulfato plumboso, despren-

diéndose dióxido de azufre. Las reacciones que ocurren, simultáneamente, son:



Luego, estos productos formados se mezclan con nuevas cantidades de galena que los reducen dejando el metal en libertad:



El plomo obtenido de esta manera contiene todavía ciertas impurezas como arsénico, antimonio y estaño, de los cuales se libra

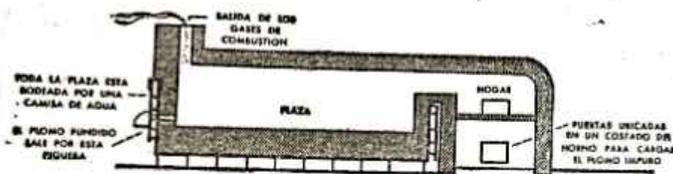


FIG. XXVI-1. — HORNO PARA LA PURIFICACION DEL PLOMO

por una fusión oxidante, ya que aquellos forman arseniatos, antimoniatos y estannatos de plomo, que sobrenadan sobre el metal fundido en forma de escoria y se retiran.

También se puede obtener el plomo partiendo de litargirio, PbO , reduciéndolo con carbón:



Por este procedimiento se obtiene plomo bruto, el que debe refinarse como se indicó anteriormente.

Cuando se parte de galena argentífera se separa en este proceso, además, plata por copelación (pág. 613).

Para obtener plomo completamente puro se hace una refinación electrolítica, empleándose como electrolito una solución acuosa de fluosilicato de plomo, SiF_6Pb .

XXVI. 3. Propiedades del plomo.

El plomo es un metal gris azulado de baja dureza y tenacidad. Puede ser cortado fácilmente y la superficie de corte se empaña rápidamente por formación de una capa superficial de óxido de plomo que actúa como protección contra la oxidación ulterior.

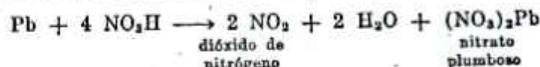
Es sumamente pesado (densidad 11,34) y de bajo punto de fusión: $327,5^\circ\text{C}$.

Su punto de ebullición es 1.620°C .

Es insoluble en agua corriente, la cual lo ataca superficialmente con formación de una capa de carbonato básico de plomo, insoluble (reacción en la cual actúa el anhídrido carbónico disuelto en el agua).

También superficialmente lo atacan el ácido sulfúrico y el clorhídrico, que forman una capa insoluble de cloruro y sulfato plumboso y lo preservan de un ataque ulterior.

El solvente, por excelencia, del plomo, es el ácido nítrico:

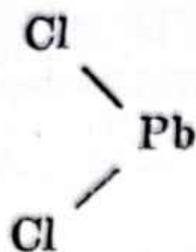


XXVI. 4. Usos del plomo.

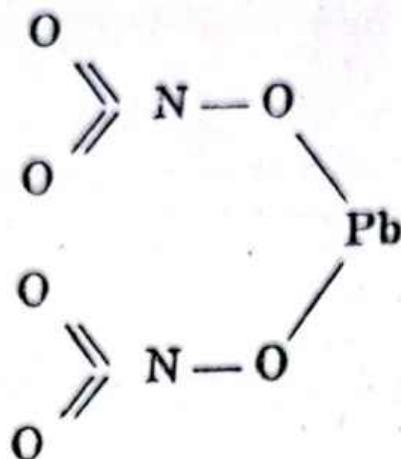
Por su blandura e inalterabilidad el plomo se utiliza en la construcción de cañerías para agua corriente, para placas de acumuladores, protección de conductores eléctricos, etc. Por no ser atacado por el ácido sulfúrico se utiliza en planchas para recubrir el interior de las cámaras donde se obtiene dicho ácido.

Sus sales se utilizan en el plumbado electrolítico y en distintas industrias, sobre todo en la preparación de pigmentos. Como son tóxicas, los obreros que se hallan en contacto continuo con el metal o sus sales pueden sufrir saturnismo (enfermedad de cólicos característicos). Como antídoto se utilizan leche o una solución de sulfato de magnesio.

Algunas aleaciones de plomo son importantes. Con 0,3 % de arsénico forma una aleación que se emplea para fabricar perdigones. Con 10 % de estaño y 10 % de antimonio constituye una aleación muy utilizada para los caracteres de imprenta. Si a esta última aleación se añade un 2 % de cobre se obtiene un producto aun más duro, empleando como metal de cojinetes.



Cl_2Pb
cloruro plumboso



$(\text{NO}_3)_2\text{Pb}$
nitrato plumboso



SPb
sulfuro plumboso

Z I N C

XXVI. 8. Estado natural.

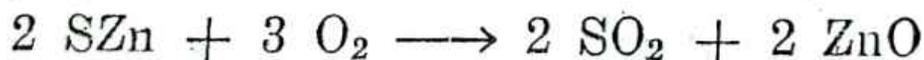
El mineral de zinc más importante es la blenda (sulfuro de zinc, SZn). Además tiene importancia la calamina (carbonato de zinc, CO_3Zn) y la calamina silícea (silicato de zinc, $\text{SiO}_4\text{Zn}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$).

No existe libre, es decir, nativo.

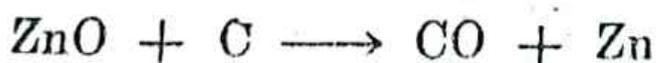
XXVI. 9. Obtención.

Para obtener el metal se parte, generalmente, de la blenda.

El mineral concentrado se tuesta para transformar el sulfuro de zinc en óxido, utilizándose el anhídrido sulfuroso que se desprende en otras industrias, por ejemplo en la del ácido sulfúrico:



El óxido formado se reduce a metal por medio de carbón. Esta operación se realiza en retortas a temperatura apropiada:



El zinc fundido se acumula en espacios determinados donde solidifica produciendo un metal de 90 % de pureza. Se refina por nueva fusión, con lo que se elimina la mayor parte del plomo y arsénico que generalmente lo acompañan.

También se obtiene el zinc por electrólisis, tratando los mine-

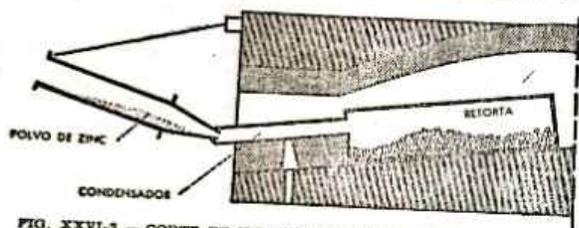


FIG. XXVI-2. — CORTE DE UN HORNO PARA LA OBTENCIÓN DE ZINC

rales tostados, por lixiviación, con ácido sulfúrico y sometiendo la solución de sulfato de zinc obtenida a una electrólisis con cátodos de aluminio y ánodos de plomo. Se obtiene así un rendimiento en metal del 95 %.

Si se desea obtener zinc puro es necesario efectuar una refinación electrolítica.

XXVI. 10. Propiedades del zinc.

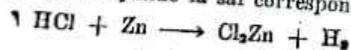
Es un metal gris claro. Su punto de fusión es de 419,4°C y su punto de ebullición de 907°C. De ahí la facilidad con que puede purificarse por destilación. Su densidad es 7,14.

El aire húmedo actúa sobre la superficie del metal formando una capa de carbonato básico de zinc que lo aísla del ataque ulterior.

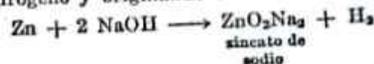
Esta propiedad del zinc permite que las chapas galvanizadas (chapas de hierro con un ligero recubrimiento de zinc) tengan una gran resistencia a la oxidación por el aire.

Es maleable y calentándolo a 100-150°C pueden obtenerse fácilmente láminas y alambres. El metal puro es flexible a temperatura ordinaria.

Se disuelve, fácilmente, en todos los ácidos corrientes desprendiendo hidrógeno y constituyendo la sal correspondiente:



El zinc puro es apenas atacado por los ácidos diluidos, pero basta añadir unas gotas de sulfato cúprico para que se disuelva rápidamente. Una reacción semejante presenta ante los hidróxidos. Por ejemplo, con hidróxido de sodio o potasio, fundidos, se disuelve desprendiendo hidrógeno y originando el zincato correspondiente:



Esta reacción, en rigor, comienza originando hidróxido de zinc, el que se solubiliza en presencia de un exceso de bases alcalinas (NaOH) produciendo el zincato. Es análogo, por consiguiente, en esta reacción al aluminio (pág. 633).

XXVI. 11. Usos del zinc.

Además del uso indicado para fabricar chapas (para techos, baldes, etc.) y alambres galvanizados, en el laboratorio se emplea para producir hidrógeno y como reductor. En menor escala para construir pilas eléctricas y como catalizador.

Forma aleaciones que se utilizan ampliamente en la industria metalúrgica, sobre todo los latones y la plata alemana (pág. 628).

XXVI. 12. Compuestos del zinc.

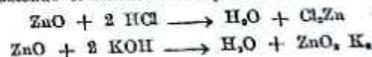
Son conocidos los siguientes:

Oxido de zinc, ZnO.

Es un polvo blanco, que en la industria se prepara en gran escala por tostación de minerales pobres en zinc. En el laboratorio se obtiene por calcinación del nitrato o carbonato de zinc.

En frío es blanco, pero cuando se lo calienta adquiere color amarillo, regenerando el color inicial por enfriamiento.

Al igual que el hidróxido de zinc (y que el hidróxido de aluminio), el óxido de zinc es anfótero, pues reacciona con los ácidos comunes originando la sal correspondiente. También se solubiliza con bases fuertes, en caliente y concentradas, produciendo el zincato correspondiente:



Se emplea en pinturas como pigmento blanco por su poder cubriente y color. Es astringente y desinfectante, por lo que se usa en medicina. Se emplea, también, en la preparación de llantas de automóviles.

Carbonato de zinc, CO₂Zn.

Es un polvo blanco, que se descompone fácilmente. No posee un valor práctico manifiesto.

como desinfectante, etc.

Sulfato de zinc, SO₄Zn.

Son cristales blancos, solubles en agua. Se obtiene por disolución del metal en ácido sulfúrico. Cuando se cristaliza de sus soluciones lo hace con siete moléculas de agua, SO₄Zn. 7H₂O.

Se emplea para preparar pigmentos, como desinfectante y antiséptico, etc.

Sulfuro de zinc, SZn.

Se obtiene haciendo pasar ácido sulfhídrico por una solución débilmente ácida de una sal de zinc. Es de color blanco, amorfo, insoluble en agua.

Mezclado con sulfato de bario forma un pigmento ampliamente utilizado, el litopón. Este tiene el mismo poder de cubrición que el blanco de plomo y no se pone negro en contacto con el aire.

Además, es un producto de más bajo precio, por lo que actualmente es el colorante blanco más usado.

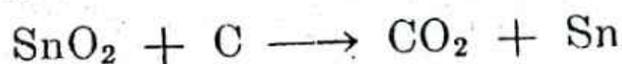
ESTAÑO

XXVI. 13. Estado natural.

No se encuentra libre (en forma comercial) en la naturaleza. Se presenta, principalmente, como dióxido de estaño, SnO₂ (casiterita) y como piritita de estaño, S₄SnFeCu₂ o piritas estanníferas, S₂SnFe.

XXVI. 14. Obtención del estaño.

El estaño se obtiene por reducción de la casiterita en hornos de reverbero, con carbón:



El metal líquido se envía a moldes y de allí se somete a un proceso de purificación algo complicado.

XXVI. 15. Propiedades del estaño.

El estaño es un metal parecido en su color a la plata. Es blando y funde a 231,8°C.

Es sumamente resistente a la oxidación. Calentando el metal luego de largo tiempo se recubre de una capa gris de óxido.

Es maleable y pueden obtenerse láminas sumamente delgadas. Su punto de ebullición es 2.260°C y su densidad 7,31.

Si una barra de estaño se dobla, se percibe un chasquido especial al que se llama «grito del estaño». Ese ruido es debido al roce de los cristales de estaño entre sí al doblar la barra.

Es soluble en ácido clorhídrico concentrado formando cloruro estannoso y desprendiendo hidrógeno:



El ácido sulfúrico frío lo ataca muy lentamente, pero es soluble en ácido concentrado. Con el ácido nítrico concentrado no reacciona, pero sí con el diluido formando distintos productos según la concentración.

XXVI. 16. Usos del estaño.

Las láminas delgadas de estaño se utilizan como envolturas de alimentos y cigarrillos.

Las láminas de hierro recubiertas con estaño se conocen como *koyalata* con las que se fabrican latas y recipientes diversos.

Aleado con otros metales forma: soldadura para plomero, aleaciones para tipos de imprenta, etc.

El bronce es una típica aleación de cobre y estaño (página 628). Otra aleación importante es el metal Britannia, que posee 90 % de estaño, 8 % de antimonio y 2 % de cobre.

COMPUESTOS DE ESTAÑO

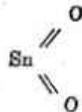
XXVI. 17. Generalidades.

El estaño actúa con valencia dos y cuatro.

Forma dos óxidos:



óxido estannoso
(monóxido de estaño)



óxido estánnico
(dióxido de estaño)

Forma, además, sales como las siguientes:



Cl_2Sn
cloruro estannoso



Cl_4Sn
cloruro estánnico

El cloruro estannoso cristaliza con dos moléculas de agua y se conoce como sal de estaño. Es una sal muy reductora, muy soluble en agua. Se obtiene por disolución del metal en ácido clorhídrico caliente. Se emplea en estañado electrolítico y en tintorería.

El cloruro estánnico cristaliza con cinco moléculas de agua, $\text{Cl}_4\text{Sn} \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, y se conoce como oxinuriato de estaño. Puede también obtenerse anhidro, pero debe aislárselo de la humedad del aire. Se prepara haciendo pasar una corriente de cloro seco sobre estaño. Es un líquido incoloro a temperatura ambiente, que desprende clorhídrico, en presencia de aire, y que absorbe la humedad originándose en su seno sales básicas, insolubles, de color blanco.

MERCURIO

XXVI. 18. Estado natural.

El mercurio se encuentra en estado nativo y formando el mineral cinabrio (sulfuro mercuríco, SHg) del cual se lo extrae.

Constituye, también, otros minerales de poco valor práctico.

XXVI. 19. Obtención.

Es un procedimiento relativamente simple, que consiste en tostar el cinabrio:



Como se observa, el azufre del sulfuro se separa como anhídrido sulfuroso y el mercurio se volatiliza y luego se condensa fácilmente en cámaras adecuadas.

El metal se filtra a través de gamuza y luego se purifica por lavado a través de ácido nítrico diluido o solución de nitrato mercurioso.

A veces se mezcla el cinabrio con limaduras de hierro y la mezcla se calienta en ausencia de aire. El residuo que queda es sulfuro ferroso y el mercurio destila.

XXVI. 20. Propiedades del mercurio.

El mercurio es el único metal líquido en condiciones normales. Su punto de ebullición es de $356,9^{\circ}\text{C}$, siendo por lo tanto fácilmente destilable. Tiene color blanco de plata, de ahí su nombre (hydrargyrum: plata líquida).

Es sumamente pesado, su densidad es 13,26. Su punto de fusión es $-38,87^{\circ}\text{C}$.

El mercurio disuelve casi todos los metales formando amalgamas. Algunas amalgamas tienen propiedades particularmente interesantes, como la de talio, cuyo punto de fusión es tan bajo que puede usarse en termómetros hasta -60°C sin que solidifique.

Las amalgamas de estaño, plata y oro se utilizan en odontología para rellenar cavidades.

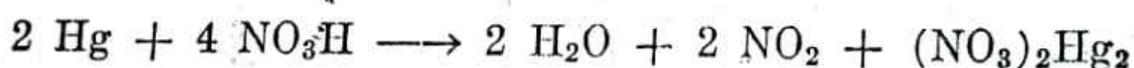
El oxígeno, en caliente, forma óxido rojo de mercurio.

El cloro, bromo y yodo reaccionan, en caliente, originando las sales haloideas.

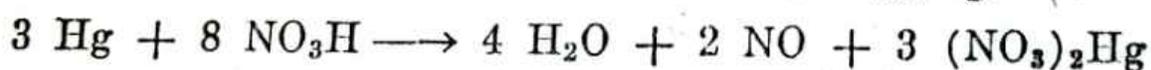
El ácido sulfúrico a la temperatura ambiente no lo ataca, pero concentrado y en caliente forma sulfato mercurio:



En cuanto al ácido nítrico diluido forma nitrato mercurioso:



Concentrado y caliente la disolución del mercurio en ácido nítrico se verifica formando nitrato mercurio $(\text{NO}_3)_2\text{Hg}$.



XXVI. 21. Usos del mercurio.

El mercurio se utiliza en distintos aparatos de laboratorio. Su propiedad de formar amalgamas se aprovecha en algunos procesos metalúrgicos, como en el beneficio del oro y plata.

Por otra parte, sus compuestos se utilizan en medicina.

Al estado de vapor emite, por una excitación eléctrica, una luz de color característico, por lo que se emplea en lámparas de mercurio. Se utiliza en la construcción de termómetros, barómetros, etc. Se usa, además, para preparar algunos explosivos (fulminatos, por ejemplo), y en las fábricas de espejos.

CAPÍTULO XXVII

HIERRO — CROMO — MANGANESO

Estado natural. Elección del mineral. Reducción de minerales a óxidos. Hierro fundido. — Obtención del hierro fundido. Altos hornos. Carga del alto horno. Reducción de los óxidos. — Propiedades del hierro fundido. Hierro dulce. — Métodos de obtención. Propiedades. Acero. — Obtención del acero. Propiedades. Aceros especiales: Acero inoxidable, rápido, al manganeso. Compuestos de hierro. — Compuestos ferrosos. Compuestos férricos. — Cromo. — Generalidades. Manganeso. — Generalidades.

	HIERRO	CROMO	MANGANESO
Símbolo	Fe	Cr	Mn
Peso atómico	55,85	52,01	54,95
Número atómico	26	54	25
Punto de fusión °C	1.530	1.830	1.242
Punto de ebullición °C	2.735	2.997	2.150
Densidad 20°C	7,86	7,1	7,2
Valencia	II y III	II, III, IV y VI	II, III, IV, VI y VII

HIERRO

XXVII. 1. Estado natural.

El hierro pocas veces se encuentra libre. Generalmente se presenta formando óxidos y sales, como la hematita, pirita, magnetita, etcétera.

Hierro nativo. Tiene poca importancia industrial. Se encuentra en los meteoros. Aproximadamente la mitad de los meteoritos que llegan a nuestro planeta poseen un 90 % de hierro.

Hematita. Está formada por óxido férrico (Fe_2O_3) y se encuentra en masas compactas conteniendo, también, arcillas. Tiene el 45 al 60 % de hierro.

Limonita. Es un óxido férrico hidratado ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) y se encuentra también en grandes masas compactas, mezcladas con materias térreas.

Magnetita. Es un óxido ferroso férrico (Fe_3O_4), y puede considerarse como la combinación de una molécula de óxido férrico con otra de óxido ferroso. Tiene 72 % de hierro.

Siderita. Es un carbonato ferroso (CO_3Fe) y se encuentra en grandes masas compactas cristalinas. Tiene 48 % de hierro.

Pirita. Es un disulfuro de hierro (FeS_2).

XXVII. 2. Elección del mineral.

Para obtener hierro debemos elegir minerales ricos en ese metal (en ningún caso debe bajar el porcentaje del 30 %). Deben ser minerales que puedan extraerse fácilmente y no presenten impurezas difíciles de eliminar. Esta última condición no la cumple la pirita, ya que el azufre residual que queda en el hierro fundido lo hace quebradizo e inútil para muchos trabajos.

El método de obtención del hierro consiste, esencialmente, en reducir los óxidos con carbón o monóxido de carbono, según una reacción que puede sintetizarse así:

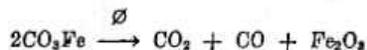


Por eso los minerales se someten a un tratamiento previo que elimina las substancias volátiles y convierte el mineral en un óxido más poroso.

XXVII. 3. Reducción de minerales a óxidos.

La hematita, Fe_2O_3 , puede utilizarse directamente, pero es conveniente calcinarla para eliminar el agua y otros compuestos volátiles molestos.

La limonita $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ se calcina para eliminar agua, mientras que la siderita, CO_3Fe , se calcina según la reacción:



Esta tostación se realiza en hornos de cuba o rotatorios.

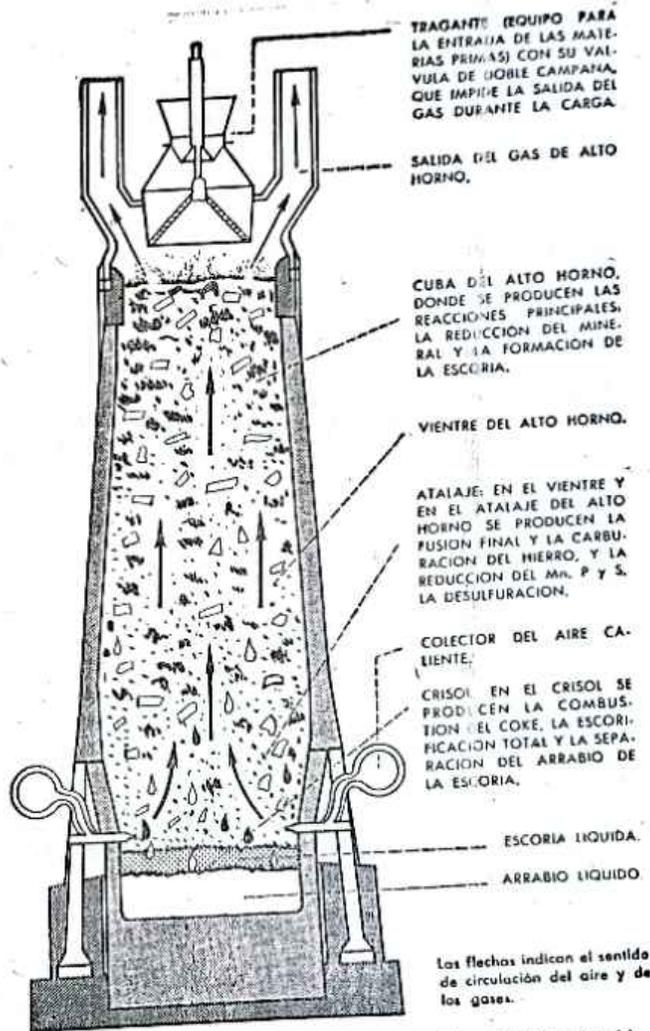


FIG. XXVII-1. — CORTES DE UN

SIDERURGIA

Se denomina así a la *metalurgia del hierro*. Su nombre particular de *siderurgia* proviene del nombre del metal hierro, en griego: sideros.

HIERRO FUNDIDO

XXVII. 4. Obtención del hierro fundido.

La reducción de los óxidos se realiza en los altos hornos.

Altos hornos. Tienen la forma de dos troncos de cono unidos por las bases. Los nombres de las distintas partes pueden verse en la figura XXVII-1.

El tamaño de un alto horno depende del combustible que vaya a usarse. En el caso de ser coque puede tener unos 30 metros de altura.

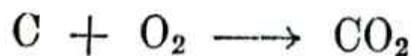
La pared interior del horno es de ladrillos refractarios, la exterior de ladrillos comunes o palastro, intercalándose arena entre las dos, con el objeto de evitar pérdidas de calor.

Carga del alto horno. El encendido de un alto horno exige alrededor de quince días. Por lo tanto debe utilizarse en forma continua para que resulte económico.

Una vez encendido se carga con el mineral, combustible (coque) y el fundente. La carga se efectúa por el tragante y debe haber un espacio de unos dos metros entre la superficie superior de la carga y el tragante.

Reducción de los óxidos.

Una vez cargado el alto horno, se insufla aire caliente por las toberas. El aire caliente choca contra el coque (carbón) y forma anhídrido carbónico en la parte superior del crisol (por hallarse una gran cantidad de oxígeno presente):



Este anhídrido carbónico sube hasta el atalaje (etalage), donde es reducido a óxido de carbono por el coque que allí está en exceso sobre el gas que asciende:

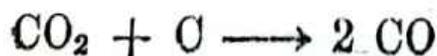


FIG. XXVII-2 — VISTA DE DOS ALTOS HORNOS (Gentileza de

En la cuba el óxido de carbono actúa sobre el mineral y toma su oxígeno dejando el hierro libre:



Por la parte superior del horno escapan el anhídrido carbónico que no ha reaccionado y otros gases, como el nitrógeno del aire, por ejemplo, que pasa a través del horno sin actuar.

Observamos pues que en todo el proceso, mientras el aire insuflado por las toberas sube, el mineral cargado por el tragante baja.

Es así que a los cuatro metros del tragante, el mineral comienza a reducirse y a medida que baja por el horno su temperatura se va elevando. Al llegar a la obra (atalaje inferior), el hierro comienza a fundir y absorbe, a su vez, un pequeño porcentaje de carbono.

Cae luego sobre el crisol y de allí puede verterse sobre los moldes de arena. Por otra parte, el fundente que fue agregado en la carga se combina con las impurezas del metal y constituye la escoria. Esta escoria cae junto con el hierro fundido en el crisol, pero flota porque su densidad es menor y puede separarse.

Así, en el crisol, tenemos en su parte inferior hierro fundido con algo de carbono disuelto y en la parte superior, una capa de escoria.

Ese hierro, con una cantidad de carbono que oscila entre el 2 y el 6 % se llama hierro fundido, colado o arrabio líquido.

XXVII. 5. Propiedades del hierro fundido.

Su punto de fusión oscila alrededor de los 1.100°C, es sumamente frágil y no puede soldarse, ni forjarse. Se presenta en dos variedades: gris y blanca.

Fundición gris. Se obtiene por enfriamiento lento de la fundición. De esa manera el carbono disuelto se separa formando pequeños cristales de grafito. La fundición gris tiene grano fino y es relativamente blanda.

Fundición blanca. Se obtiene por enfriamiento rápido del hierro fundido y es sumamente dura.

HIERRO DULCE

Si a la fundición se le elimina la mayor parte del carbono y otras impurezas que posee, se obtiene el hierro dulce, que contiene entre 0,1 y 0,5 % de carbono.

XXVII. 6. Obtención del hierro dulce.

El hierro dulce puede obtenerse por dos métodos:

- A partir de los minerales (*forja catalana*)
- A partir del hierro fundido (*pudelado y convertidor Bessemer*).

Forja catalana.

Es un método en desuso. Los minerales se colocan en crisoles formando capas alternadas con carbón y se insufla aire. El oxígeno reduce el mineral en un proceso que químicamente tiene similitud con el de los altos hornos, pero como se trabaja a menor temperatura, el hierro disuelve menos carbón obteniéndose hierro dulce en lugar de hierro fundido.

Pudelado.

Este método consiste en hacer pasar aire por hierro fundido a alta temperatura para disminuir su porcentaje de carbono y convertirlo en hierro dulce. Se trabaja en hornos de reverbero.

Hornos de reverbero. En el laboratorio del horno se coloca el hierro fundido y la llama lame la superficie del hierro y lo funde. El aire que penetra, junto con la llama, oxida al carbono del hierro fundido y lo elimina como dióxido de carbono (CO₂). Al disminuir el porcentaje de carbono, el hierro fundido se convierte en hierro dulce.

Se llama *pudelado* (to puddle: remover) porque el hierro fundido se remueve constantemente para ponerlo en contacto con el oxígeno del aire.

Convertidor Bessemer.

Tiene forma de pera y está recubierto por material refractario. Por la parte inferior puede introducirse aire. Dentro del Bessemer se coloca el hierro fundido y el aire, al oxidar su carbono, lo convierte en hierro dulce. Este es el método más barato (fig. XXVII - 3).

XXVII. 7. Propiedades del hierro dulce.

Es muy maleable y puede ser trabajado a martillo. Funde a 1.530°C, pero a los 600°C ya se reblandece pudiendo soldarse dos trozos por medio de presión.

Se imana por el paso de la corriente eléctrica, y como su imitación cesa cuando ésta se corta, puede utilizarse en la fabricación de electroimanes. El acero, por el contrario, conserva esa propiedad aun cuando se suspenda el paso de la corriente eléctrica.

Se llama *acero* al hierro que contiene entre el 0,5 y 1,5 carbono.

XXVII. 8. Obtención del acero. Decarburación.

El contenido de carbono del acero es intermedio entre el del hierro dulce y la fundición. Luego, si eliminamos carbono en el hierro fundido (*decarburación*) o carburamos el hierro dulce podemos obtener acero. Pero el método de decarburación presenta dificultades debido a la imposibilidad de controlar exactamente la eliminación del carbono. Por ello todos los métodos utilizados (métodos de *carburación*) parten del hierro dulce.

El acero se puede obtener por tres métodos:

- a) *Convertidor Bessemer*
- b) *Cementado*
- c) *Hornos Siemens Martin.*

a) CONVERTIDOR BESSEMER.

Se funde hierro dulce en el convertidor Bessemer y se agrega la cantidad de coque calculada, obteniéndose así el acero. Como el

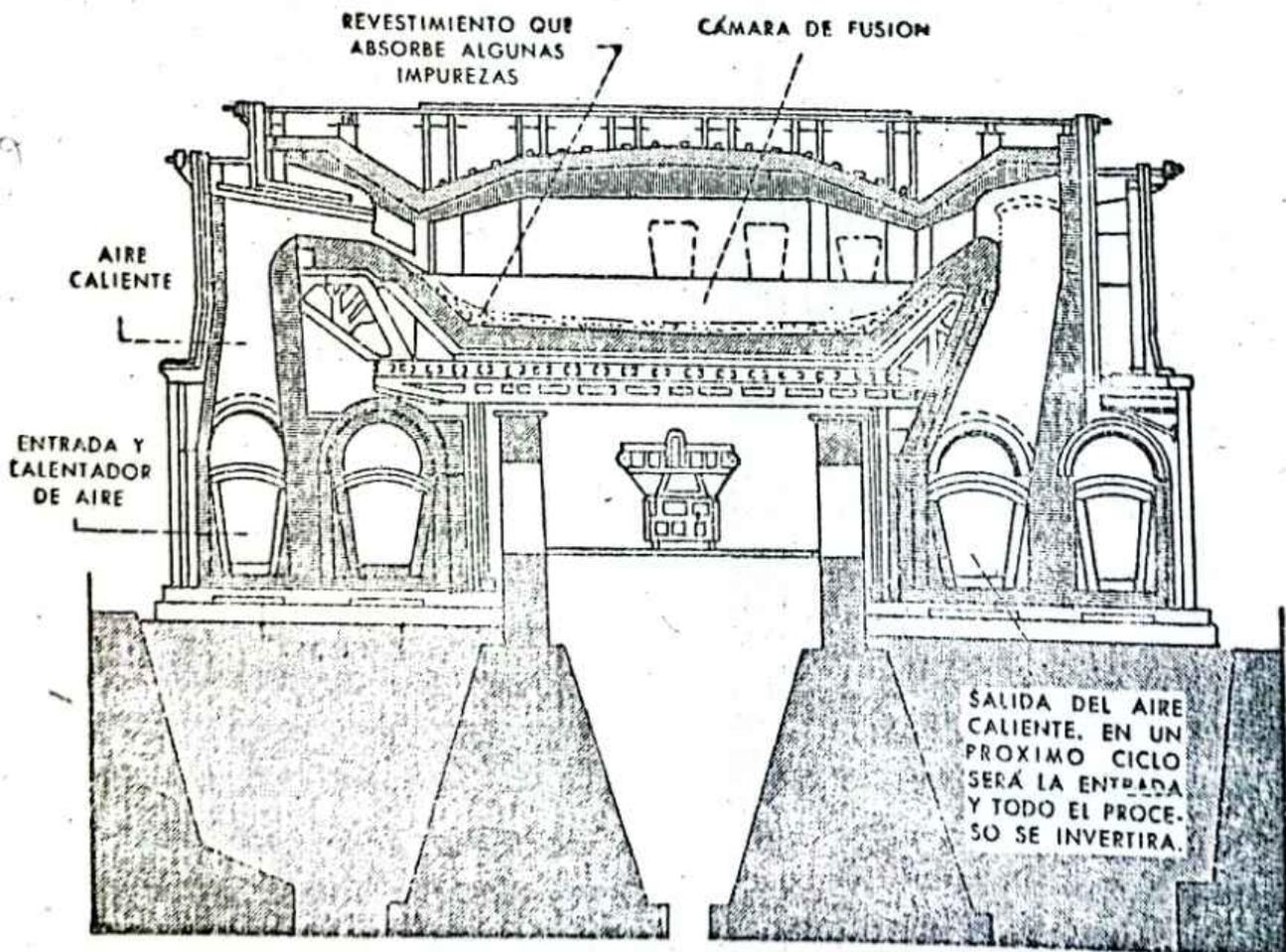


FIG XXVII-4 -- HORNO SIEMENS MARTIN

hierro colado tiene carbono en exceso, puede agregarse en lugar del coque, calculándose la cantidad de hierro fundido necesario para convertir el hierro dulce en acero.

Es decir, tomamos un hierro que contiene mucho carbono y un hierro que tiene poco. Los fundimos juntos y obtenemos un hierro conteniendo un porcentaje de carbono intermedio, conforme a la proporción en que se hayan mezclado los dos hierros.

b) CEMENTACIÓN.

El hierro dulce se coloca en cajas llamadas de cementación, rodeándolo con polvo de carbón o alguna substancia que contenga carbono. Se calienta el conjunto.

El carbono es absorbido por el hierro dulce y aumenta así su porcentaje de carbono.

c) SIEMENS MARTIN.

La mezcla de hierro colado y dulce se coloca en el laboratorio del horno. Por la derecha entran los gases combustibles obtenidos en un aparato, que no aparece en la figura, llamado *gasómetro*. Los gases de combustión salen por la izquierda. El proceso puede invertirse circulando los gases en sentido inverso.

XXVII. 9. Propiedades de los aceros.

Los aceros son tenaces, dúctiles y maleables. Son frágiles pero sumamente duros, sobre todo después de la operación de templeado.

Templeado. Consiste en calentar el acero a una temperatura de 600 a 900°C y luego enfriarlo bruscamente por inmersión en un líquido que puede ser agua, aceite o determinadas soluciones.

El acero es magnético, es decir, que puede adquirir la propiedad de los imanes en forma permanente. Diferencia con el hierro dulce que se imana mientras circula corriente por él.

El acero puede ser recocido para aumentar su maleabilidad.

XXVII. 10. Aceros especiales.

El agregado de determinados elementos confiere al acero propiedades especiales. El añadido de fósforo o azufre lo hace quebr-

dizo, pero el agregado de ciertos metales lo convierte en un elemento utilísimo para algunos usos.

Son conocidos principalmente:

XXVII. 11. Aceros inoxidables.

Son aceros que contienen níquel y cromo y son sumamente resistentes a los agentes de corrosión. Se utilizan principalmente en la construcción de aparatos, cañerías, piezas de máquinas, etc., que deban contener o transportar productos químicos.

XXVII. 12. Aceros rápidos.

Son aceros que contienen cromo, volframio y vanadio. Se utilizan por su propiedad de no perder el temple aun a altas temperaturas. Se emplean en la fabricación de piezas que se calientan por frotamiento.



FIG. XXVII-5. — CHISPAS QUE PRODUCEN DISTINTOS HIERROS Y ACEROS

XXVII. 13. Aceros al manganeso.

Son aceros que contienen manganeso, el cual le confiere gran dureza. Se usan en la fabricación de rieles para ferrocarril.

COMPUESTOS DE HIERRO

El hierro actúa con valencia dos y tres, formando compuestos llamados ferrosos (con valencia

