

Metal: Es una palabra que proviene del latín metallum. Cuerpo simple, sólido a la temperatura ordinaria a excepción del mercurio, conductor del calor y la electricidad y que se distingue de los demás sólidos por su brillo especial, blanco.

Aleación de cobre (50% a 65%), níquel (8% a 26%) y cinc (resto).

Es de color blanco, se deforma en caliente y frío pero es inalterable por revenido.

Según su composición recibe el nombre de alpaca, argentan, antifricción, plata nueva o plata alemana.

En el sistema periódico el carácter metálico aumenta dentro de cada grupo, al aumentar el peso atómico.

En los periodos disminuyen al aumentar el número atómico.

Así, en los metales alcalinos el cesio es mas metal que en el litio; en el primer periodo, el litio es mas metal que el fluor.

Los metales forman óxidos e hidróxidos. Cuanto mayor carácter metálico tiene el elemento, mas básico es el hidróxido.

Forman los cationes de las sales minerales y las rocas. Algunos se encuentran libres en la naturaleza (oro, plata, cobre, platino y bismuto)

Metales y no metales se encuentran separados en el sistema periódico por una línea diagonal de elementos.

Los elementos a la izquierda de ésta diagonal son los metales y los elementos a la derecha son los no metales.

Los elementos que integran esta diagonal (boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio, polonio y astato) tienen propiedades tanto metálicas como no metálicas. Los elementos metálicos mas comunes son los siguientes: aluminio, bario, berilio, bismuto, cadmio, calcio, cesio, cromo, cobalto, cobre, oro, iridio, hierro, plomo, litio, magnesio, mercurio, manganeso, molibdeno, níquel, osmio, paladio, platino, potasio, radio, rodio, plata, sodio, tantalio, talio, torio, estaño, titanio, wolframio, uranio, vanadio y cinc. Los elementos metálicos se pueden combinar unos con otros y también con otros elementos formando compuestos, disoluciones y mezclas.

Una mezcla de dos o mas metales o de un metal y ciertos no metales como el carbono se denominan aleación. Las aleaciones de mercurio con otros elementos metálicos son conocidas como amalgamas.

Los metales están entre los tóxicos más antiguos conocidos por el hombre. En el industrializado mundo actual las fuentes de exposición a metales son ubicuas tanto en el campo laboral como a partir de agua, los alimentos o el ambiente contaminados. Su toxicidad está caracterizada por el elemento metálico en cuestión pero se ve modificada por el tipo de compuesto, orgánico o inorgánico y sus características de hidro o liposolubilidad, que determina su toxico cinética y por tanto sus posibilidad de alcanzar sus dianas. Las biomoléculas más afectadas por los metales son las proteínas con actividad enzimático por lo que su patología es multisistema. Los principales sistemas afectados son el gastrointestinal, neurológico central y periférico, hemático y renal. Algunos de los compuestos metálicos son carcinógenos. Los metales se benefician de un tratamiento condicionado por su reactividad química. Pueden ser inactivados y eliminados mediante la administración de sustancias quelantes que producen con ellos moléculas complejas, atóxicas y excretales.

LOS METALES

Metalurgia

A las operaciones físicas químicas necesarias para extraer los metales de sus menas y la preparación posterior para su uso, se le llama Metalurgia.

Hay que someter a los minerales a una serie de operaciones cuya finalidad es separar la Mena de la ganga y después aislar el metal. Las operaciones son las siguientes:

- . Tratamiento preliminar, en el cual son removidas las materias extrañas y el mineral es puesto en forma adecuada para el tratamiento inmediato.
- . Reducción, consiste en reducir al componente del metal libre.
- . Refinamiento, es el metal purificado y en algunos casos se le añade sustancias con propósito de darle ciertas propiedades al producto final.

Propiedades

Entre las principales propiedades de los metales figuran las siguientes:

Maleabilidad: Es la capacidad de un metal para transformarse en lámina, sin rotura por la acción de presiones.

Ductilidad: Es la propiedad que tiene un metal de dejarse estirar en hilos.

Tenacidad: Es la resistencia a la rotura por tensión que presentan los metales.

Fragilidad: Es la facultad de un metal de romperse por la acción del choque o por cambios bruscos de temperatura.

Muchas veces se confunde la fragilidad con la debilidad siendo propiedades independientes. Un material es frágil cuando su deformación es casi nula antes de romperse.

Forjabilidad: Es la propiedad mediante la cual puede modificarse a la forma de un metal a través de la temperatura.

Soldabilidad: Es la propiedad que tienen algunos metales, por medio de la cual dos piezas de los mismos se pueden unir formando un solo cuerpo.

Temple: Es la propiedad para la cual adquiere el acero una dureza extraordinaria al calentarlo de 600 C y enfriándolo bruscamente en agua.

Oxidación: Los metales en la construcción se oxidan por acción del oxígeno del aire. Hay metales impermeables en los cuales la pequeña capa de óxido o carbonato que se le forma en la superficie, protege al resto de metal, como es el caso del cobre, aluminio, plomo, estaño y cinc, entre otros. Hay otros metales, como el hierro, que son permeables y la oxidación penetra el metal hasta destruirlo.

ESTRUCTURA ELECTRÓNICA

En sus primeros esfuerzos para explicar la estructura electrónica de los metales los científicos esgrimieron las propiedades de su buena conductividad térmica y eléctrica para apoyar la teoría de que los metales se componen de átomos ionizados, cuyos electrones libres forman un mar homogéneo de carga negativa. La atracción electrostática entre los iones positivos del metal y los electrones libres, se consideró la responsable

del enlace entre los átomos del metal. Así, se pensaba que el libre movimiento de los electrones era la causa de su alta conductividad eléctrica y térmica. La principal objeción a esa teoría es que en tal caso los metales debían tener un calor específico superior al que realmente tienen. En 1928, el físico alemán Arnold Sommerfeld sugirió que los electrones en los metales se encuentran en una disposición cuántica en la que los niveles de baja energía disponibles para los electrones se hayan casi completamente ocupados. En el mismo año el físico Estadounidense de origen suizo Felix Bloch, y más tarde el físico francés Louis Brillouin, aplicaron esta idea en la hoy aceptada teoría de bandas para los enlaces en los sólidos metálicos.

De acuerdo con dicha teoría, todo átomo de metal tiene únicamente un número limitado de

electrones de valencia con los que unirse a los átomos vecinos. Por ello se requiere un amplio reparto de electrones entre los átomos individuales. El reparto de electrones se consigue por la superposición de orbitales atómicos de energía equivalente con los átomos adyacentes. Ésta superposición va recorriendo todo el metal, formado por amplios orbitales que se extienden por todo el sólido, en vez de pertenecer a átomos concretos.

Cada uno de estos orbitales tiene un nivel de energía distinto debido a que los orbitales atómicos de los que proceden, tenían a su vez diferentes niveles de energía. Los orbitales, cuyo número es el mismo que el de los orbitales atómicos, tienen dos electrones cada uno y se van llenando en orden de menor a mayor energía hasta agotar el número de electrones disponibles. En esta teoría se dice que los grupos de electrones residen en bandas, que constituyen conjuntos de orbitales. Cada banda tiene un margen de valores de energía, valores que deberían poseer los electrones para poder ser parte de esa banda. En algunos metales se dan interrupciones de energía entre bandas pues los electrones no poseen ciertas energías.

La banda con mayor energía en un metal no está llena de electrones dado que una característica de los metales es que no poseen suficientes electrones para llenarla. La elevada conductividad térmica y eléctrica de los metales se explica así por el paso de electrones de estas bandas con defecto de electrones provocado por la absorción de energía térmica.

HIERRO

La Siderurgia es la rama de la metalurgia que estudia todo lo referente a la extracción, transformación y aplicaciones del hierro.

Minerales

El hierro se encuentra en estado natural en Groenlandia, y en estado de combinación es muy abundante en la corteza terrestre, constituyendo un 5% de la misma.

Los minerales de hierro más usados como materia prima para la obtención de este metal son:

- Magnetita, cuyo yacimiento más importante se encuentran en Suecia, España y EE.UU. En la República Dominicana existen pequeños yacimientos de este mineral.
- Siderita, se halla principalmente en Inglaterra.
- Hematita, existen yacimiento en Estados Unidos, Alemania, Rusia y España.

Hierro Puro

El hierro químicamente puro (Fe) es un elemento de color gris azulado, que funde a 1,259 C. No tiene aplicación en la construcción, por lo que relegamos su estudio a la química.

El hierro que se encuentra en el mercado y se utiliza en la industria no es puro, sino una aleación de hierro y carbono.

Obtención del Hierro

En la industria, el procedimiento más normal de obtención del hierro, partiendo de los minerales, es la reducción de éstos por carbón.

El proceso simplificado consiste en tratar el óxido de hierro con el carbonato, formándose óxido de carbono y hierro libre. Si se trata el óxido de carbono con más óxido de hierro, se forma anhídrido carbónico y más hierro libre. En el proceso indirecto se empieza por reducir el óxido de hierro para obtener colado o fundición.

Hierro Dulce

Es de color gris claro. Funde a temperatura de 1,500 C y puede soldarse consigo mismo. Es tenaz.

Fundición

El hierro colado o fundición se fabrica en los llamados altos hornos. Se caracteriza por servir para moldeo, ser resistente a la compresión y tener fragilidad. Se puede obtener varias clases de hierro colado dependiendo del proceso de fabricación, del enfriamiento, de la materias primas y de la ganga del mineral, pudiéndose dividir en dos grupos: fundiciones ordinarias y fundiciones especiales.

Las Fundiciones Ordinarias están formadas principalmente de hierro y carbono. Puede ser: la fundición gris, la fundición blanca y la fundición maleable.

Las Fundiciones Especiales pueden ser: ferro manganesas y ferro silíceas.

Cuando sale de la fundición del alto horno tiene una gran elevada proporción de carbono y de elementos que alcanza el 7% de la masa total.

Para expulsar de la masa de hierro estas impurezas se procede al afino de la fundición, que consiste en oxidar los elementos por la acción del aire y de escoria ricas en óxido.

Los procedimientos de afino son: pudelado, afino en convertidores (Bessemer o Thomas), Procedimiento de Martin Siemen, acero al crisol, acero eléctrico y acero con cementación.

Los tres primeros pueden dar hierro dulce o aceros y los otros métodos se emplean únicamente para la obtención de acero.

Formas Comerciales

Las formas comerciales del hierro y del acero son muy variables basta consultar los catálogos de la casa distribuidoras para verificar la gran diversidad. Las principales formas son barra y hierro perfilados, los cuales son considerados como productos elaborados.

Las barras pueden ser planas, cuadradas, hexagonales y redondas. Se laminan a partir de acero y hierro dulce. El acero dulce estirado en grandes longitudes constituye el alambre con diámetro que varía de 0.2 mm. a 5 mm.

Dentro de los hierros perfilados se encuentran los angulares, los canales, las T, las dobles T.

Las formas comerciales más corrientes de la fundición son tubos y columnas.

Aplicaciones

Los productos siderúrgicos tienen una numerosa y versátil aplicación. Son elementos resistentes en las estructuras, integrantes de las instalaciones o bien piezas decorativas.

Fundición: Su aplicación más importante, de acuerdo a algunos autores, es el afino para transformarla en acero o en hierro dulce.

Se emplea, además, en la obtención de piezas moldeadas como tubos, usados mayormente en la conducción de agua potable; piezas especiales de fontanería, como codos, reducciones, etc.; Columnas, las cuales en la actualidad han sido sustituida por perfil; piezas ornamentales.

Hierro Dulce: Los comunes se usan en perfiles, los ordinarios en trabajos de cerrajería, los finos en piezas en general y los extrafinos en piezas metálicas.

Acero: Según el contenido de carbono los aceros se clasifican en extradulce, muy dulce, dulce, semiduro, duro, muy duro, y extraduro. *El acero extradulce se emplea para fabricar clavos y remaches.*

El acero muy dulce se emplea en la fabricación de piezas de construcción como varilla y perfiles.

El acero dulce se destina a la confección de piezas de máquinas y tornillos.

El acero semiduro se utiliza en la fabricación de piezas mecánicas de carros.

El acero duro se utiliza en la fabricación de carriles grandes, resortes, martillos, cuchillos, ejes y muelles sencillos.

El acero muy duro tiene su principal aplicación de carriles pequeños, resorte de gran resistencias, cuchillos finos y sierras.

El acero extraduro tiene su principal utilidad en la confección de herramientas.

La diferencia principal en esos acero consiste en el por ciento de carbono que contiene. Los aceros extradulce son los que menos por ciento de carbono contienen, mientras que los extraduro son los que más cantidad de carbono contiene y también mayor resistencia y dureza.

Los aceros también se clasifican atendiendo al procedimiento de obtención, a sus usos y al elemento aleado que los acompañan.

Atendiendo al proceso de obtención se clasifican en: Bessemer, eléctricos y duplex.

Por el uso en acero estructural, acero naval, acero de remaches, etc..

Y por medio de elementos en aleación en aceros Sílice, acompañado de Si, es de alta resistencia y bajo peso; acero manganeso, acompañado de Mn; acero cromo, aleado con Cr, conocido comúnmente como acero inoxidable por tener esa propiedad; acero níquel, acompañado de Ni.

Protección del Hierro

El hierro se protege de la oxidación por medio del revestimiento con:

Pintura: Se empieza por limpiarlos y lavarlos con agua acidulada, con clorhídrico y cepillo metálico después se recubre con una capa de pintura de aceite.

Grasa: Protege a los cuerpos ferrosos no expuestos a la intemperie y durante corto tiempo. Deben ser neutro, ya que de lo contrario se convertirían ellas mismas en oxidantes.

Cemento: Con una lechada de mortero de cemento Portland se puede proteger el hierro de la oxidación.

Electrólisis: Consiste en colocar una capa de oxígeno a la pieza siderúrgica, lo cual proporciona una protección eficaz. Esto se logra mediante la oxidación del ánodo. Es lo mismo que sucede con el aluminio y el cinc, y que evita que éstos se oxiden. La diferencia está en que estos últimos ocurren por vía natural y no artificial, como en el hierro.

Metalización: Consiste en recubrir el hierro con una película de cinc, estaño o plomo, fundidos por medio de inmersión. Cuando se usa cinc en el hierro se llama galvanizado o cincado.

Si se usa estaño las piezas se llaman estañadas, si en cambio se usa plomo el hierro se conoce como emplomado. De estos el cinc y el estaño se adhieren mejor al hierro.

La Galvanización: Consiste en calentar el cinc hasta fundirlo y darle un baño de inmersión al hierro en el cinc fundido, para que se recubra por una capa delgada de este metal.

COBRE

Estado Natural

Se encuentra nativo principalmente en EE. UU., Bolivia, Chile y Japón. Combinado se halla el Azurita ($\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$), también la Cuprita (Cu_2O) y la Calcopirita (CuFeS_2) que es el principal mineral utilizado en la obtención del cobre. En la Rep. Dom. hay yacimiento de Calcopirita y Cuprita en la cordillera central y se cree que el cobre será el próximo mineral Dominicano a explotarse en pequeña y mediana escala.

Obtención

El método seguido en la industria para extracción del cobre son dos: vía seca y vía húmeda. El más importante es por la vía seca, que se basa en proceso de tostación y fusión del mineral.

Propiedades

Es un material de color rojizo. Es blando, maleable y tenaz. No se oxida al contacto del aire seco, pero al aire húmedo en presencia de anhídrido carbónico le hace cubrirse con una capa de sulfato de color verde azulado, la cual le protege de la oxidación. Es un excelente conductor de la electricidad. Adquiere un olor desagradable cuando se le frota.

Aplicaciones

Tiene muy poca aplicación en la construcción debido a su costo. Su mayor uso es en la mecánica debido a sus propiedades químicas, eléctricas y térmicas. Se emplea en electricidad en la obtención de bobinados para rayos y cables. Las principales formas comerciales son en tubos y alambres de diferentes diámetros y espesores.

Aleaciones de Cobre

Las dos principales aleaciones que forma el cobre son:

Bronce: Es una aleación de cobre y estaño donde el cobre se encuentra en una proporción de 75 a 80%. Tiene color amarillo y resistente a los agentes atmosféricos y a los esfuerzos mecánicos. Se utiliza en la fabricación de armas, medallas, campanas y estatuas. En la construcción se emplea en grifos, tubos y uniones.

Latón: Es una aleación de cobre y cinc. El cinc debe de estar en proporción menor de 45%, porque en proporción mayor el latón disminuye sus propiedades mecánicas. Tiene color amarillo y es resistente a la oxidación. No es atacada por el agua salada, razón por la cual se usa en la marina. Se emplea en ornamentación en la fabricación de tubos, en soldadura y en fabricación de alambres.

CINC

Estado Natural

No se encuentra en la naturaleza en estado nativo sino combinado. El mineral más adecuadamente del cual se obtiene es la blenda (Sn Z). Industrialmente se obtiene por dos vías: Vía seca y vía húmeda.

Propiedades

Es de color blanco azulado, de brillo metálico. Es resistente a los agentes atmosféricos al recubrirse con una capa delgada de hidróxido que lo protege de la oxidación.

Aplicación

Tiene buena resistencia mecánica, por lo que se podría emplear en construcción como elemento resistente. Sin embargo, su mayor uso esta como elemento protector su aplicación más típica en al construcción es el revestimiento de techos. También se emplea en el revestimiento del hierro y de la madera.

PLOMO

Estado Natural

No se encuentra nativo en la naturaleza. El mineral más importante del cual se extrae es la gánela (SP B), que contiene 86.5% de plomo. Los principales yacimientos de galena se encuentran en EE. UU., Australia, México, Alemania y España.

Obtención

El plomo se obtiene por varios procedimiento, por tostación y reducción, tostación y reacción, cementación y rodadura. La obtención por tostación y reducción consiste en someter la galena a tostación obteniéndose óxido de plomo el cual se convierte en plomo por medio de una función reductora.

El plomo, obtenido por los procedimientos anteriores, es sometido a un proceso de purificación, y se conoce como afino de plomo, el cual consiste en separarlo de las impurezas que los acompañan.

Propiedades

Es un metal de color blanco azulado, pero en contacto con el aire adquiere un color gris al recibiese de una capa de óxido. Es maleable, dúctil, flexible y muy blando, al extremo que es rayado por la uña. Funde a 327 C. El ácido nítrico lo ataca y lo disuelve.

Los cambios de temperatura lo agrietan, en consecuencia no se usan los tubos de plomo en la conducción de agua o vapor caliente.

Aplicación

Después del hierro, el plomo es el metal de mayor uso, pero en la construcción su empleo es limitado debido a su poca resistencia. Se utiliza en la fabricación de fusibles eléctricos y tubos. En el comercio se encuentra bajo diferentes formas. Sus principales son lingotes, placas, alambres, tubos y balas.

ALUMINIO

Estado Natural

No se presenta nunca en estado nativo, abunda mucho en la naturaleza formando minerales. Se extrae casi exclusivamente de la bauxita ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). La obtención se efectúa por electrólisis de la bauxita.

Propiedades

Es un metal dúctil y maleable. No lo ataca el aire porque se recubre de una ligera capa de óxido que lo protege. Tiene muy buena conductividad tanto eléctrica como térmica.

Aplicaciones

Se emplea por sus buenas propiedades eléctricas en la fabricación de alambres destinados a construcción eléctrica. El aluminio también se emplea en forma de plancha, en el recubrimiento de techos.

ESTAÑO

Estado Natural

Pocas veces se encuentra en estado nativo. Se obtiene principalmente de la casiterita (Sn O_2), que contiene 79% de estaño.

Obtención

Se obtiene por medio de reducción con carbono. La operación se realiza en hornos. La principal impureza del estaño es el hierro. Para eliminar esta impureza se funde nuevamente a bajas temperaturas.

Propiedades

Es de color blanco de plata. Es poco resistente mecánicamente. Al doblar una barra de estaño rechina, debido al rompimiento de sus cristales, cuyo ruido es llamado grito del estaño. Es resistente a los agentes atmosféricos a temperatura ordinaria, pero al elevarse la temperatura tiende a oxidarse.

Aplicación

En construcción el estaño se usa en el descubrimiento de objetos metálicos, principalmente en las planchas de hierro para formar la hojalata.

También se utiliza en soldaduras y en formas de tubos, aunque estos resultan de alto costo.

Plata

Plata, de símbolo Ag, es un elemento metálico blanco y brillante que conduce el calor y la electricidad mejor que ningún otro metal. Es uno de los elementos de transición del sistema periódico. Su número atómico es 47.

La plata se conoce y se ha valorado desde la antigüedad como metal ornamental y de acuñación. Probablemente las minas de plata en Asia Menor empezaron a ser explotadas antes del 2500 a.C. Los alquimistas la llamaban el metal Luna o Diana, por la diosa de la Luna, y le atribuyeron el símbolo de la luna creciente.

PROPIEDADES

Exceptuando el oro, la plata es el metal más maleable y dúctil. Su dureza varía entre 2,5 y 2,7; es más dura que el oro, pero más blanda que el cobre. Tiene un punto de fusión de 962 °C, un punto de ebullición de 2.212 °C y una densidad relativa de 10,5. Su masa atómica es 107,868.

Desde el punto de vista químico, la plata no es muy activa.

Es insoluble en ácidos y álcalis diluidos, pero se disuelve en ácido nítrico o sulfúrico concentrado, y no reacciona con oxígeno o agua a temperaturas ordinarias.

El azufre y los sulfuros atacan la plata, y el deslustre o pérdida de brillo se produce por la formación de sulfuro de plata negro sobre la superficie del metal. Los huevos, que contienen una considerable cantidad de azufre como componente de sus proteínas, deslustran la plata rápidamente. Las pequeñas cantidades de sulfuro que existen naturalmente en la atmósfera o que se añaden al gas natural doméstico en forma de sulfuro de hidrógeno (H₂S), también deslustran la plata. El sulfuro de plata (Ag₂ S) es una de las sales más insolubles en disolución acuosa, propiedad que se utiliza para separar los iones plata de otros iones positivos.

ESTADO NATURAL

La plata ocupa el lugar 66 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. No existe apenas en estado puro; los sedimentos más notables de plata pura están en México, Perú y Noruega, donde las minas han sido explotadas durante años.

La plata pura también se encuentra asociada con el oro puro en una aleación conocida como oro argéntífero, y al procesar el oro se recuperan considerables cantidades de plata. La plata está normalmente asociada con otros elementos (siendo el azufre el más predominante) en minerales y menas.

Algunos de los minerales de plata más importantes son la cerargirita (o plata córnea), la pirargirita, la silvanita y la argentita. La plata también se encuentra como componente en las menas de plomo, cobre y cinc, y la mitad de la producción mundial de plata se obtiene como subproducto al procesar dichas menas. Prácticamente toda la plata producida en Europa se obtiene como subproducto de la Mena del sulfuro de plomo, la galena. La mayoría de la plata extraída en el mundo procede de México, Perú y Estados Unidos. En 1999 la producción mundial de plata se aproximaba a las 16.700 toneladas.

METALURGIA

En general, la plata se extrae de las menas de plata calcinando la Mena en un horno para convertir los sulfuros en sulfatos y luego precipitar químicamente la plata metálica.

Hay varios procesos metalúrgicos para extraer la plata de las menas de otros metales. En el proceso de amalgamación, se añade mercurio líquido a la Mena triturada y se forma una amalgama de plata. Después de extraer la amalgama de la Mena, se elimina el mercurio por destilación y queda la plata metálica.

En los métodos de lixiviación, se disuelve la plata en una disolución de una sal (normalmente cianuro de sodio) y después se precipita la plata poniendo la disolución en contacto con cinc o aluminio. Para el proceso de Parkes, que se usa para separar la plata del cobre, véase Plomo. La plata impura obtenida en los procesos metalúrgicos se refina por métodos electrolíticos (véase Electroquímica) o por copelación, un proceso que elimina las impurezas por evaporación o absorción.

APLICACIONES

El uso de la plata en joyería, servicios de mesa (véase Cubertería; Metalistería) y acuñación de monedas es muy conocido. Normalmente se alea el metal con pequeñas cantidades de otros metales para hacerlo más duro y resistente. La plata fina para las cuberterías y otros objetos contiene un 92,5% de plata y un 7,5% de cobre.

La plata se usa para recubrir las superficies de vidrio de los espejos, por medio de la vaporización del metal o la precipitación de una disolución. Sin embargo, el aluminio ha sustituido prácticamente a la plata en esta aplicación. La plata también se utiliza con frecuencia en los sistemas de circuitos eléctricos y electrónicos.

ORO

Oro, de símbolo Au (del latín *aurum*), es un elemento metálico, denso y blando, de aspecto amarillo brillante. El oro es uno de los elementos de transición del sistema periódico. Su número atómico es 79.

El oro puro es el más maleable y dúctil de todos los metales. Puede golpearse con un martillo hasta conseguir un espesor de 0,000013 cm, y una cantidad de 29 g se puede estirar hasta lograr un cable de 100 km de largo. Es uno de los metales más blandos y un buen conductor eléctrico y térmico. Como otros metales, finamente pulverizado presenta un color negro, y en suspensión coloidal su color varía entre el rojo rubí y el púrpura (véase Coloide).

Es un metal muy inactivo. No le afectan el aire, la humedad, ni la mayoría de los disolventes. Sólo es soluble en agua de cloro, agua regia o una mezcla de agua y cianuro de potasio. Los cloruros y cianuros son compuestos importantes del oro. Tiene un punto de fusión de 1.064 °C, un punto de ebullición de 2.970 °C y una densidad relativa de 19,3. Su masa atómica es 196,967.

Estado Puro

El oro se encuentra en la naturaleza en las vetas de cuarzo y en los depósitos de aluviones secundarios como metal en estado libre o combinado. Está distribuido por casi todas partes, aunque en pequeñas cantidades, ocupando el lugar 75 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Casi siempre se da combinado con cantidades variables de plata. La aleación natural oro-plata recibe el nombre de oro argentífero o electro. En combinación química con el telurio, está presente junto con la plata en minerales como la calverita y la silvanita, y junto con el plomo, el antimonio y el azufre en la naguiagita. Con el mercurio aparece como amalgama de oro. También se encuentra en pequeñas cantidades en piritas de hierro, y a veces existen cantidades apreciables de oro en la galena, un sulfuro de plomo que suele contener plata. En el agua de mar se encuentra en una proporción de 5 a 250 partes en masa por cada 100 millones de partes de agua. Aunque la cantidad total de oro en el agua marina rebasa los 9.000 millones de toneladas, el costo de su extracción superaría su valor real.

APLICACIONES

El oro se conoce y aprecia desde tiempos remotos, no solamente por su belleza y resistencia a la corrosión, sino también por ser más fácil de trabajar que otros metales y menos costosa su extracción. Debido a su relativa rareza, comenzó a usarse como moneda de cambio y como referencia en las transacciones monetarias internacionales (véase Patrón oro). La unidad para medir la masa del oro es la onza troy, que equivale a 31,1

gramos.

La mayor parte de su producción se emplea en la acuñación de monedas y en joyería (véase Metalistería). Para estos fines se usa aleado con otros metales que le aportan dureza. El contenido de oro en una aleación se expresa en quilates. El oro destinado a la acuñación de monedas se compone de 90 partes de oro y 10 de plata.

El oro verde usado en joyería contiene cobre y plata. El oro blanco contiene cinc y níquel o platino.

Se utiliza también en forma de láminas para dorar y rotular. El púrpura de Cassius, un precipitado de oro finamente pulverizado e hidróxido de estaño (iv), formado a partir de la interacción de cloruro de oro (iii) y cloruro de estaño (ii), se emplea para el coloreado de cristales de rubí.

El ácido cloráurico se usa en fotografía para colorear imágenes plateadas. El cianuro de oro y potasio se utiliza para el dorado electrolítico. El oro también tiene aplicaciones en odontología. Los radioisótopos del oro se emplean en investigación biológica y en el tratamiento del cáncer.

Extracción

El procedimiento más simple para extraer el oro es el lavado en batea, por medio de una fuente circular que suele tener una pequeña cavidad en su fondo. El buscador de oro procede a llenar fuente con arena o grava mezcladas con pequeñas partículas de oro, agitándola en el seno de una suave corriente de agua.

Las partes más ligeras de la grava se van con el agua y las partículas de oro van quedando en el fondo de la batea.

Con el tiempo se han desarrollado nuevos métodos de extracción, como el método hidráulico, que consiste en dirigir una potente corriente de agua contra la grava o arena. Con esa operación los materiales se fragmentan y se filtran a través de unos conductos en los que el oro se va depositando, mientras que la grava flota y se retirarla.

En la extracción en ríos se suelen utilizar dragas elevadoras. Estas dragas son barcas con fondo plano que se sirven de una cadena continua de pequeños cangilones, que recogen el material del fondo del río, vaciándolo sobre la draga en un trómel o arcaduz (recipiente hecho de cerniduras). El material va girando en el trómel a medida que el agua cae sobre él. La arena con el oro se sumerge a través de las perforaciones del trómel, cayendo en unas planchas cuyo movimiento va concentrando el oro. También puede hacerse el dragado en lechos secos de antiguos ríos, siempre que se encuentre agua abundante a una distancia razonable. Para ello se cava un hoyo y se introduce la draga, que flota en el agua bombeada desde la fuente adyacente.

Con frecuencia se descubren depósitos de rocas que contienen oro, por pequeños afloramientos en la superficie. Estos yacimientos se trituran con máquinas especiales.

El oro se extrae de la grava o de rocas trituradas disolviéndolo en disoluciones de mercurio (proceso de amalgama) o de cianuro (proceso de cianuro). Algunas menas, sobre todo aquellas en las que el oro está combinado químicamente con telurio, deben ser calcinadas antes de su extracción.

El oro se recupera de la solución y se funde en lingotes. Para que una roca sea rentable debe contener un mínimo de una parte de oro por 300.000 partes de material desechable.

La forma más rara del oro son las pepitas. La más grande, la Welcome Stranger, de unos 70,8 kg, apareció casualmente bajo la superficie del suelo al chocar la rueda de un vagón contra ella, en Victoria (Australia), en el año 1869.

Producción

La obtención de oro data de las culturas etrusca, minoica, asiria y egipcia, cuando los placeres de oro procedían de arenas y gravas aluviales, y se extraía por el simple proceso de lavado con batea.

El oro se obtenía también de esta forma en India, Asia central, el sur de los montes Urales y en las regiones del este del Mediterráneo. Con los primeros progresos en las técnicas de extracción, se explotaron las vetas de auríferos primarios, alcanzando este tipo de extracción cierta importancia en la era precristiana. Durante la edad media apenas hubo progresos significativos en la producción y extracción del oro.

En el siglo XVI, el valor de las reservas de oro en Europa apenas alcanzaba la cifra de 225 millones de dólares. Con el descubrimiento de América, y hasta comienzos del siglo XIX, la producción mundial alcanzó unos 4.665.000 kg (unos 150 millones de onzas troy). América del Sur y México se convirtieron en ese periodo en grandes productores. La colonización española del continente americano supuso a partir del siglo XVI un importante incremento en la producción de oro del Nuevo Mundo para su posterior exportación: entre los años 1521 y 1660, los españoles sacaron de América más de 200 toneladas de este metal. La afluencia de oro y plata transformó la economía del Viejo continente y el metal precioso se convirtió en un instrumento político. En el siglo XVI la producción de México llegó a alcanzar el 9% del total de la producción mundial.

A partir del siglo XVIII, se descubrieron nuevos yacimientos: California (Estados Unidos) en 1848, Australia en 1851 y Transvaal (República de Suráfrica) en 1886.

En la actualidad, Suráfrica es el mayor proveedor mundial de oro, con una producción anual que ronda las 500 toneladas. Sus minas más importantes se encuentran en Witwatersrand.

Hay otros 70 países que producen oro en cantidades comerciales, pero alrededor del 80% de la producción mundial proviene de Suráfrica y de Estados Unidos, y en menor medida, de los países de la antigua URSS, Australia, Canadá, China y Brasil. Otros países con producción notable, aunque inferior, son México, Chile, Colombia y Filipinas.

PLATINO

Platino, de símbolo Pt, elemento metálico químicamente inerte y poco abundante, más valioso que el oro.

Su número atómico es 78, y es uno de los elementos de transición del grupo 10 (o VIIIB) del sistema periódico.

Es el elemento más importante del denominado grupo de metales del platino; los otros elementos del grupo son el rutenio, el rodio, el paladio, el osmio y el iridio.

Es probable que los metales del platino se utilizaran en formas aleadas en la antigüedad, en Grecia y Roma, y fueron mencionados por primera vez en la literatura europea a principios del siglo XVI. El explorador español Antonio de Ulloa participó en una expedición por tierras americanas y fue el primero en describir en sus Observaciones astronómicas y físicas (1748) el platino como un cuerpo simple.

La separación de los elementos del grupo del platino se llevó a cabo en el siglo XIX.

PROPIEDAD Y ESTADO NATURAL

El platino es un metal blanco grisáceo con una dureza de 4,3. Tiene un punto de fusión alto, es dúctil y maleable, se expande ligeramente al calentarlo y tiene una gran resistencia eléctrica. El metal es relativamente inerte y resistente al ataque del aire, el agua, los ácidos aislados y los reactivos ordinarios. Se disuelve

lentamente en agua regia, formando ácido cloroplatínico (H_2PtCl_6); es atacado por los halógenos y combina, bajo ignición, con hidróxido de sodio, nitrato de sodio o cianuro de sodio. El platino tiene un punto de fusión de $1.772\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $3.827\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una densidad relativa de 21,45. Su masa atómica es 195,08.

Ocupa el lugar 72 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre.

Excepto en el mineral hesperiquita (arseniuro de platino), el platino existe en estado metálico, a menudo aleado con otros metales del platino. Se han encontrado pepitas del metal de hasta 9,5 kg.

APLICACIONES

Debido a su poca reactividad y su punto de fusión elevado, el platino es muy útil para ciertos instrumentos de laboratorio como crisoles, pinzas, embudos, cápsulas de combustión y platos de evaporación. Normalmente se le añaden pequeñas cantidades de iridio para aumentar su dureza y durabilidad. El platino se usa también en los puntos de contacto de los aparatos e instrumentos eléctricos utilizados para medir altas temperaturas. El platino finamente dividido, en forma de espuma de platino y negro de platino, se usa mucho como catalizador en la industria química.

Una considerable cantidad de platino se dedica a la joyería, a menudo aleado con oro. También se utiliza para los empastes dentales.

El platino se extrae en todo el mundo; la República de Sudáfrica, Rusia y Canadá, junto con Estados Unidos, Japón y Colombia son los principales productores.

MERCURIO

Mercurio (elemento), de símbolo Hg. (del latín *hydrargyrum*, 'plata líquida'), es un elemento metálico que permanece en estado líquido a temperatura ambiente. Su número atómico es 80, y es uno de los elementos de transición del sistema periódico.

En otra época llamado plata líquida o azogue, fue objeto de estudio de la alquimia. El químico francés Antoine Laurent de Lavoisier lo identificó por primera vez como elemento durante sus investigaciones sobre la composición del aire.

PROPIEDADES

A temperatura ordinaria, es un líquido brillante, denso, de color blanco plateado. Es ligeramente volátil a temperatura ambiente, y sometido a una presión de 7.640 atmósferas (5.800.000 mm Hg.) se transforma en sólido, habiéndose elegido esta presión como medida tipo para presiones extremadamente altas. Se disuelve en ácido nítrico y en ácido sulfúrico concentrados, pero es resistente a los álcalis.

Tiene un punto de fusión de $-39\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $357\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una densidad relativa de 13,5. Su masa atómica es 200,59.

Ocupa el lugar 67 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Se encuentra en estado puro o combinado con plata en pequeñas cantidades, pero es más frecuente encontrarlo en forma de sulfuro, como el cinabrio, la principal mena del mercurio. Para obtener el mercurio a partir del cinabrio se tuesta la mena al aire y los gases generados se hacen pasar a través de un sistema de condensación.

En 1999, la producción mundial fue de unas 3.670 toneladas, siendo los principales países productores España, Rusia, Kirguizistán, China y Argelia.

APLICACIONES

Se utiliza en termómetros debido a que su coeficiente de dilatación es casi constante; la variación del volumen por cada grado de aumento o descenso de temperatura es la misma. También se usa en las bombas de vacío, barómetros, interruptores y rectificadores eléctricos. Las lámparas de vapor de mercurio se utilizan como fuente de rayos ultravioletas en los hogares y para esterilizar agua.

El vapor de mercurio se emplea en lugar del vapor de agua en las calderas de algunos motores de turbina. El mercurio se combina con todos los metales comunes, excepto hierro y platino, formando aleaciones llamadas amalgamas. Uno de los métodos de extracción del oro y la plata de sus menas consiste en combinarlos con mercurio, extrayendo luego el mercurio por destilación.

El mercurio forma compuestos monovalentes y divalentes. Entre los compuestos de relevancia comercial se encuentran el sulfuro de mercurio (ii), un antiséptico común también utilizado en pintura para obtener el color bermellón; el cloruro de mercurio (i), o calomelanos, antes empleado como purgante y que se usa para electrodos; el cloruro de mercurio (ii), o sublimado corrosivo, y productos medicinales como el mercurocromo o mertiolate.

ENVENENAMIENTO POR MERCURIO

El vapor de mercurio y sus sales solubles en agua corroen las membranas del organismo. El envenenamiento progresivo, que se da al ingerir durante largos periodos pequeñas cantidades del metal o de sus sales liposolubles, en especial el metilmercurio, llega a provocar daños irreversibles en el cerebro, hígado y riñón.

A causa del aumento de la contaminación del agua, se han encontrado cantidades significativas de mercurio en ciertas especies de peces, creciendo la preocupación por los vertidos incontrolados del metal a las aguas. Corporation. Reservados todos los derechos.

Rubidio (del latín rubidus, 'rojo'), de símbolo Rb, es un elemento metálico químicamente reactivo de número atómico 37. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinos.

Fue descubierto mediante espectroscopia en 1860 por el químico alemán Robert Wilhelm Bunsen y el físico alemán Gustav Robert Kirchhoff, quienes nombraron el elemento por las destacadas líneas rojas de su espectro. El rubidio metálico es blanco-plateado y muy blando. Es el tercero en actividad de los metales alcalinos. Se oxida inmediatamente cuando se le expone al aire y arde espontáneamente para formar óxido de rubidio. Reacciona violentamente con el agua. En su comportamiento químico, el rubidio se parece al sodio y al potasio. Tiene un punto de fusión de 39 °C, un punto de ebullición de 686 °C, y una densidad 1,53 g/cm³; su masa atómica es 85,468.

Es un elemento ampliamente distribuido, y ocupa el lugar 23 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. No se encuentra en grandes sedimentos sino en pequeñas cantidades en aguas minerales y en varios minerales asociados generalmente con otros metales alcalinos. También se encuentra en pequeñas cantidades en el té, el café, el tabaco y en otras plantas, y los organismos vivos pueden requerir cantidades diminutas del elemento. El rubidio se utiliza en catalizadores y en células fotoeléctricas. La desintegración radiactiva del isótopo rubidio 87 puede utilizarse para determinar la edad geológica

Multimedia.

Circonio

Circonio, de símbolo Zr, es un elemento metálico de número atómico 40. El circonio es uno de los elementos de transición del sistema periódico. El elemento fue descubierto en 1789 por el químico alemán Martin

Heinrich Klaproth y aislado en 1824 por el químico sueco Jon Jacos Berzelius.

PROPIEDAD Y ESTADO NATURAL

En estado puro, el circonio existe en dos formas: la forma cristalina, un metal blando, blanco y dúctil; y la forma amorfa, un polvo negro-azulado. Ambas formas son insolubles en agua, ligeramente solubles en alcohol y completamente solubles en ácido fluorhídrico. El metal arde en el aire a 500 °C.

El circonio ocupa el lugar 18 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. El circonio tiene un punto de fusión de 1.852 °C, un punto de ebullición de 4.377 °C y su masa atómica es 91,22.

El circonio nunca se encuentra libre en la naturaleza; existe principalmente como silicato, en el mineral zircón, y como óxido, en el mineral badeleyta, que se encuentra en cantidades comerciales en Brasil. Las menas de circonio contienen también el elemento hafnio, un metal con propiedades similares a las del circonio.

APLICACIONES

El circonio se usa en la fabricación de acero, porcelana, ciertas aleaciones no ferrosas y material refractario.

Se utiliza también en tubos de vacío para extraer los restos de gases porque combina fácilmente con el oxígeno, el hidrógeno y el nitrógeno a altas temperaturas. El circonio se usa en intercambiadores de calor, carcasas de bombas, válvulas y otros equipos sujetos a la corrosión de los ácidos. Ciertas aleaciones especiales del metal, llamadas zircalloy-2 y zircalloy-4, que contienen un 1,5% de estaño, se usan en los reactores nucleares como material de revestimiento para los elementos de uranio combustible, y como material estructural. El circonio es especialmente aconsejable en los reactores nucleares, debido a su baja sección eficaz de absorción de neutrones, su excelente resistencia a la corrosión a temperaturas moderadamente altas, su resistencia mecánica, su ductilidad y su facilidad de fabricación.

Australia es el mayor productor de circonio del mundo, con más del 70% de la producción mundial. Otro productor importante del metal es la antigua Unión de Repúblicas Socialistas Soviéticas (URSS).

Potasio

Potasio, de símbolo K (del latín *kalium*, 'álcali'), es un elemento metálico, extremadamente blando y químicamente reactivo. Perteneció al grupo 1 (o IA) del sistema periódico y es uno de los metales alcalinos. El número atómico del potasio es 19.

ESTADO NATURAL

Fue descubierto y nombrado en 1807 por el químico británico Humphry Davy. El metal es blanco plateado y puede cortarse con un cuchillo. Tiene una dureza de 0,5. Se da en tres formas isotópicas naturales, de números másicos 39, 40 y 41. El potasio 40 es radiactivo y tiene una vida media de 1.280 millones de años. El isótopo más abundante es el potasio 39. Se han preparado artificialmente varios isótopos radiactivos. El potasio tiene un punto de fusión de 63 °C, un punto de ebullición de 760 °C y una densidad de 0,86 g/cm³; la masa atómica del potasio es 39,098.

El potasio metal se prepara por la electrólisis del hidróxido de potasio fundido o de una mezcla de cloruro de potasio y fluoruro de potasio.

El metal se oxida en cuanto se le expone al aire y reacciona violentamente con agua, produciendo hidróxido de potasio e hidrógeno gas. Debido a que el hidrógeno producido en la reacción con el agua arde

espontáneamente, el potasio se almacena siempre bajo un líquido, como la parafina, con la que no reacciona.

El potasio ocupa el octavo lugar en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre; se encuentra en grandes cantidades en la naturaleza en minerales tales como la carnalita, el feldespató, el salitre, la arenisca verde y la silvita. El potasio está presente en todo el tejido vegetal y animal, y es un componente vital de los suelos fértiles.

APLICACIONES

El potasio metal se emplea en las células fotoeléctricas. El potasio forma varios compuestos semejantes a los compuestos de sodio correspondientes, basados en la valencia 1. El bromuro de potasio (KBr), un sólido blanco formado por la reacción de hidróxido de potasio con bromo, se utiliza en fotografía, grabado y litografía, y en medicina como sedante.

El cromato de potasio (K_2CrO_4), un sólido cristalino amarillo, y el bicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$), un sólido cristalino rojo, son poderosos agentes oxidantes utilizados en cerillas o fósforos y fuegos artificiales, en el tinte textil y en el curtido de cuero. El yoduro de potasio (KI) es un compuesto cristalino blanco, muy soluble en agua, usado en fotografía para preparar emulsiones y en medicina para el tratamiento del reuma y de la actividad excesiva del tiroides. El nitrato de potasio (KNO_3) es un sólido blanco preparado por la cristalización fraccionada de disoluciones de nitrato de sodio y cloruro de potasio, y se usa en cerillas o fósforos, explosivos y fuegos artificiales, y para adobar carne; se encuentra en la naturaleza como salitre. El permanganato de potasio ($KMnO_4$) es un sólido púrpura cristalino, que se usa como desinfectante y germicida y como agente oxidante en muchas reacciones químicas importantes. El sulfato de potasio (K_2SO_4) es un sólido cristalino blanco, importante fertilizante de potasio que se usa también para la preparación del sulfato de aluminio y potasio o alumbre. El hidrógeno tartrato de potasio, que suele llamarse crémor tártaro, es un sólido blanco utilizado como levadura en polvo y en medicina.

El término potasa designaba originalmente al carbonato de potasio obtenido lixiviando cenizas de madera, pero ahora se aplica a diversos compuestos de potasio. El carbonato de potasio (K_2CO_3), un sólido blanco, llamado también potasa, se obtiene de la ceniza de la madera u otros vegetales quemados, y también por reacción del hidróxido de potasio con dióxido de carbono. Se usa para fabricar jabón blando y vidrio. El clorato de potasio ($KClO_3$), llamado clorato de potasa, es un compuesto blanco cristalino, que se obtiene por la electrólisis de una disolución de cloruro de potasio. Es un agente oxidante poderoso y se utiliza en cerillas (cerillos), fuegos artificiales y explosivos, así como desinfectante y para obtener oxígeno. El cloruro de potasio (KCl) es un compuesto blanco cristalino llamado comúnmente cloruro de potasa o muriato de potasa, y es un componente común de las sales minerales de potasio, de las que se obtiene por volatilización. Es un importante abono de potasio y también se usa para obtener otros compuestos de potasio. El hidróxido de potasio (KOH), llamado también potasa cáustica, un sólido blanco que se disuelve con la humedad del aire, se prepara por la electrólisis del cloruro de potasio o por reacción del carbonato de potasio y el hidróxido de calcio;

Se emplea en la fabricación de jabón y es un importante reactivo químico. Se disuelve en menos de su propio peso de agua, desprendiendo calor y formando una disolución fuertemente alcalina.

Wolframio

Wolframio o Wolframio, de símbolo W , es un elemento metálico con un punto de fusión más alto que cualquier otro metal. Es uno de los elementos de transición del sistema periódico. Su número atómico es 74.

Algunos autores atribuyen su descubrimiento al químico sueco Carl Wilhelm Scheele en 1781, pero otros señalan a los hermanos españoles Juan José y Fausto D'Elhuyar como sus descubridores en 1783. El wolframio puro es dúctil y de color blanco plateado; en su forma impura es más simple de obtener, y presenta un aspecto

duro y frágil, de color gris acero.

El volframio es insoluble en alcohol y en agua caliente o fría, ligeramente soluble en ácido nítrico y amoníaco, y soluble en hidróxido de potasio concentrado y caliente. Tiene un punto de fusión de 3.410 °C, un punto de ebullición de 5.660 °C y una densidad relativa de 19,5. Su masa atómica es 183,84.

El volframio ocupa el lugar 57 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre.

No se da en estado puro en la naturaleza, pero aparece combinado con otros metales, en especial en la scheelita y la volframita, las menas más importantes de volframio.

Para extraer el elemento de su mena, se funde ésta con carbonato de sodio obteniéndose volframato de sodio, Na_2WO_4 . El volframato de sodio soluble se extrae después con agua caliente y se trata con ácido clorhídrico para conseguir ácido volfrámico, H_2WO_4 . Este último compuesto, una vez lavado y secado, forma el óxido WO_3 , que se reduce con hidrógeno en un horno eléctrico. El fino polvo obtenido se recalienta en moldes en una atmósfera de hidrógeno, y se prensa en forma de barras que se enrollan y martillean a alta temperatura para hacerlas compactas y dúctiles.

Los principales usos del volframio son los filamentos de las lámparas incandescentes, los alambres en hornos eléctricos y la producción de aleaciones de acero duras y resistentes. También se utiliza en la fabricación de bujías de encendido, contactos eléctricos, herramientas de corte y placas en tubos de rayos X.

Calcio

Calcio, de símbolo Ca, es un elemento metálico, reactivo y blanco plateado. Pertenece al grupo 2 (o IIA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinotérreos. Su número atómico es 20. El químico británico Humphry Davy aisló el calcio en 1808 mediante electrólisis.

PROPIEDADES Y APLICACIONES

El calcio tiene seis isótopos estables y varios radiactivos. Metal maleable y dúctil, amarillea rápidamente al contacto con el aire. Tiene un punto de fusión de 839 °C, un punto de ebullición de 1.484 °C y una densidad de 1,54 g/cm³; su masa atómica es 40,08.

El calcio ocupa el quinto lugar en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre, pero no se encuentra en estado puro en la naturaleza. Se da en varios compuestos muy útiles, tales como el carbonato de calcio (CaCO_3), del que están formados la calcita, el mármol, la piedra caliza y la marga; el sulfato de calcio (CaSO_4), presente en el alabastro o el yeso; el fluoruro de calcio (CaF_2), en la fluorita; el fosfato de calcio o roca de fosfato ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), y varios silicatos.

En aire frío y seco, el calcio no es fácilmente atacado por el oxígeno, pero al calentarse, reacciona fácilmente con los halógenos, el oxígeno, el azufre, el fósforo, el hidrógeno y el nitrógeno. El calcio reacciona violentamente con el agua, formando el hidróxido Ca(OH)_2 y liberando hidrógeno.

APLICACIONES

El metal se obtiene sobre todo por la electrólisis del cloruro de calcio fundido, un proceso caro. Hasta hace poco, el metal puro se utilizaba escasamente en la industria. Se está utilizando en mayor proporción como desoxidante para cobre, níquel y acero inoxidable. Puesto que el calcio endurece el plomo cuando está aleado con él, las aleaciones de calcio son excelentes para cojinetes, superiores a la aleación antimonio-plomo utilizada en la rejillas de los acumuladores, y más duraderas como revestimiento en el cable cubierto con plomo. El calcio, combinado químicamente, está presente en la cal (hidróxido de calcio), el cemento y el

mortero, en los dientes y los huesos (como hidroxifosfato de calcio), y en numerosos fluidos corporales (como componente de complejos proteínicos) esenciales para la contracción muscular, la transmisión de los impulsos nerviosos y la coagulación de la sangre.

Criptón

Criptón (del griego *kryptos*, 'escondido'), de símbolo Kr, es un elemento gaseoso incoloro e inodoro que constituye una fracción diminuta de la atmósfera terrestre. Pertenece al grupo 18 (o VIIIA) del sistema periódico, y es uno de los gases nobles. Su número atómico es 36.

El criptón fue aislado por vez primera en 1898 por los químicos británicos William Ramsay y Morris William Travers, por medio de la destilación fraccionada de una mezcla de gases nobles. El criptón está presente en la atmósfera en una proporción de 1 parte por 20 millones en volumen o 1 parte por 7 millones en masa. En 1962 y 1963 se descubrieron varios compuestos de criptón. El criptón tiene un punto de fusión de $-157,21\text{ }^{\circ}\text{C}$ y un punto de ebullición de $-153,35\text{ }^{\circ}\text{C}$; el criptón líquido tiene una densidad relativa de 2,41 a su temperatura de ebullición. La masa atómica del criptón es 83,798.

El criptón se utiliza solo o con argón y neón en las bombillas (focos) incandescentes. En un tubo de descarga eléctrica, emite un brillo característico de color anaranjado rojizo; estos tubos llenos de criptón se utilizan en la iluminación de campos de aterrizaje porque la luz roja es visible a largas distancias y penetra la niebla y la neblina más que la luz ordinaria. En 1960, la Oficina Internacional de Pesas y Medidas adoptó como la longitud del metro patrón 1.650.763,73 veces la longitud de onda de la luz emitida por el isótopo criptón 86.

Neón

Neón, de símbolo Ne, es un elemento gaseoso, incoloro e inodoro, que constituye una diminuta fracción de la atmósfera terrestre. Pertenece al grupo 18 (o VIIIA) del sistema periódico, y es uno de los gases nobles. Su número atómico es 10.

El neón fue separado por vez primera de otros gases inertes en 1898, por los químicos británicos William Ramsay y Morris Travers. Su proporción en la atmósfera es de 18 partes por millón. Se da en la naturaleza en tres formas isotópicas estables: el neón 20, que es el más abundante, el neón 22 y el neón 21.

La primera demostración de la existencia de un isótopo estable en un elemento fue llevada a cabo con neón en 1912.

Hecho el vacío en un tubo de descarga, el neón produce un brillo carmesí y se usa extensivamente en la conocida lámpara de neón de los anuncios publicitarios. La expresión *luz de neón* se aplica incorrectamente a los tubos luminosos rellenos con otros gases distintos al neón y que producen un brillo coloreado. El neón líquido se utiliza como refrigerante en criogenia. Tiene una capacidad refrigerante por unidad de volumen 40 veces mayor que el helio líquido.

El neón tiene un punto de fusión de $-248,6\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $-246,08\text{ }^{\circ}\text{C}$, y una densidad de 0,8999 g/l a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 1 atmósfera de presión. Su masa atómica es 20,1798.

Helio

Helio (del griego *helios*, 'sol'), de símbolo He, es un elemento gaseoso, inerte, incoloro e inodoro. Pertenece al grupo 18 (o VIIIA) del sistema periódico, y es uno de los gases nobles. Su número atómico es 2.

El astrónomo francés Pierre J. C. Janssen descubrió el helio en el espectro de la corona solar durante un eclipse en 1868. Poco después, el químico británico Edward Frankland y el astrónomo británico Joseph

Norman Lockyer lo identificaron como elemento y le dieron nombre. El gas fue aislado por vez primera a partir de fuentes terrestres en 1895, por el químico británico William Ramsay, que lo descubrió en la cleveíta, un mineral que contiene uranio. En 1907, el físico británico Ernest Rutherford y Nelson demostró que las partículas alfa son los núcleos de los átomos de helio, hecho confirmado por investigaciones posteriores.

PROPIEDADES Y ESTADO NATURAL

El helio está formado por moléculas monoatómicas, y es el gas más ligero exceptuando al hidrógeno. El helio tiene una temperatura de solidificación de $-272,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ a una presión superior a 25 atmósferas; una temperatura de ebullición de $-268,9\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una densidad de $0,1664\text{ g/l}$ a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$. La masa atómica del helio es 4,003.

Como todos los gases nobles, es químicamente inerte.

Su única capa de electrones está llena, haciendo muy difíciles las reacciones con otros elementos, y los compuestos resultantes son bastantes inestables. Sin embargo, se han detectado moléculas de compuestos con neón (otro gas noble) y con hidrógeno, y se han sugerido otros compuestos. Debido a la abundancia de helio en el Universo, la existencia de esas reacciones, aunque sea rara, podría ser muy importante en cosmología.

El helio es el gas más difícil de licuar, y es imposible de solidificar a presiones atmosféricas normales. Esas propiedades convierten al helio líquido en un material extremadamente útil como refrigerante, y para experimentos de obtención y medida de temperaturas cercanas al cero absoluto. Puede llevarse casi hasta el cero absoluto a presión normal extrayendo rápidamente el vapor de encima del líquido. A una temperatura ligeramente superior al cero absoluto, se transforma en helio II, llamado también helio superfluido, un líquido con propiedades físicas únicas. No se puede solidificar, y su viscosidad es aparentemente cero. Atraviesa fácilmente grietas y poros diminutos e incluso puede trepar por las paredes y sobre el borde de un contenedor.

El helio 3, el isótopo más ligero del helio, de masa 3, con un punto de ebullición incluso más bajo que el helio ordinario, muestra propiedades marcadamente diferentes cuando se licúa.

Es el segundo elemento más abundante en el Universo, después del hidrógeno. A nivel del mar, el helio se produce en la atmósfera en la proporción de 5,4 partes por millón. La proporción aumenta ligeramente a alturas mayores. Más o menos una parte por millón del helio atmosférico es helio 3, considerado actualmente como un producto de la desintegración del tritio, un isótopo radiactivo del hidrógeno con masa 3. El isótopo común del helio, el helio 4, procede probablemente de emisores de radiación alfa de las rocas. El gas natural, que contiene una media de un 0,4% de helio, es la mayor fuente comercial de helio.

APLICACIONES

Debido a que es incombustible, el helio es un gas más adecuado que el hidrógeno para elevar globos en el aire; tiene un 92% de la potencia elevadora del hidrógeno, aunque pesa dos veces más.

El helio se usa para presurizar y endurecer la estructura de los cohetes antes del despegue, y para presurizar los tanques de hidrógeno líquido u otros combustibles, con el fin de forzar el combustible dentro de los motores del cohete. Es útil para esta aplicación porque sigue en estado gaseoso incluso a la baja temperatura del hidrógeno líquido. Un potencial uso del helio es como medio transmisor de calor en los reactores nucleares, porque permanece químicamente inerte y no radiactivo en las condiciones existentes en el interior de los reactores.

Se emplea en soldadura por arco de gas inerte de ciertos metales ligeros, tales como las aleaciones de aluminio y magnesio, que de otra forma se oxidarían; el helio protege las partes calientes del ataque del aire. El helio se utiliza en lugar del nitrógeno como parte de la atmósfera sintética que respiran los buceadores, los trabajadores de las campanas sumergidas, porque reduce la posibilidad de sufrir embolias gaseosas. Esta

atmósfera sintética se usa también en medicina para aliviar los problemas de respiración, porque el helio se mueve más fácilmente que el nitrógeno por las vías respiratorias afectadas.

En cirugía, los rayos de helio ionizado procedentes de sincrociclotrones son útiles en el tratamiento de los tumores oculares, porque estabilizan o incluso contraen los tumores. Estos rayos se usan también para disminuir las malformaciones de los vasos sanguíneos en el cerebro de los pacientes.

El helio se transporta como gas en pequeñas cantidades, comprimido en pesados cilindros de acero. Cantidades mayores de helio pueden transportarse en estado líquido en contenedores aislados, reduciendo así los costes de transporte.

Vanadio

Vanadio, de símbolo V, es un elemento metálico blanco plateado de número atómico 23. El vanadio es uno de los elementos de transición del sistema periódico. Fue descubierto en 1801, en México, por Andrés Manuel del Río, pero se pensó que era una forma de cromo. En 1830 aproximadamente, el químico sueco Nils Gabriel Sefström lo reconoció como un nuevo elemento.

PROPIEDADES Y ESTADO NATURAL

El vanadio puede pulirse fácilmente y es uno de los metales más duros. Tiene un punto de fusión de 1.890 °C, un punto de ebullición de 3.380 °C y una densidad relativa de 5,96. Su masa atómica es 50,941. El vanadio es soluble en ácido sulfúrico y ácido nítrico e insoluble en ácido clorhídrico, hidróxido de sodio y alcohol diluidos. Forma varios óxidos ácidos, siendo los más importantes el trióxido (V_2O_3) verde oscuro, y el pentóxido (V_2O_5) anaranjado. Otros compuestos importantes son el monosulfuro de vanadio, (VS), el trisulfuro de vanadio (V_2S_3), el dicloruro de vanadio (VCl_2), el tricloruro de vanadio (VCl_3), el dihidróxido de vanadio, ($V(OH)_2$) y el ácido metavanádico, (HVO_3).

El vanadio ocupa el lugar 19 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Nunca se encuentra en estado puro, sino que existe combinado en varios minerales, carbones y petróleos, sobre todo en los petróleos de México y Venezuela. Los mayores productores de vanadio son Estados Unidos, Rusia y la República de Suráfrica.

APLICACIONES

Debido a su dureza y gran resistencia a la tracción, el metal se utiliza en muchas aleaciones, como el ferrovanadio, el níquel-vanadio y el cromo-vanadio. Los aceros de cromo-vanadio se utilizan para fabricar muelles y en mecanismos de transmisión y otras piezas de los motores. Las aleaciones de titanio-vanadio se usan para vainas de proyectiles, bastidores de motores a reacción y componentes de reactores nucleares. Como catalizador, el vanadio ha sustituido en gran medida al platino en la fabricación de ácido sulfúrico y se utiliza a menudo como revelador fotográfico, como agente reductor y como agente desecante en varias pinturas.

Magnesio

Magnesio, de símbolo Mg, es un elemento metálico blanco plateado, relativamente no reactivo. El magnesio es uno de los metales alcalinotérreos, y pertenece al grupo 2 (o IIA) del sistema periódico. El número atómico del magnesio es 12.

PROPIEDAD Y ESTADOS NATURAL

El metal, aislado por vez primera por el químico británico Humphry Davy en 1808, se obtiene hoy en día

principalmente por la electrólisis del cloruro de magnesio fundido. El magnesio es maleable y dúctil cuando se calienta. Exceptuando el berilio, es el metal más ligero que permanece estable en condiciones normales. El oxígeno, el agua o los álcalis no atacan al metal a temperatura ambiente. Reacciona con los ácidos, y cuando se calienta a unos 800 °C reacciona también con el oxígeno y emite una luz blanca radiante. El magnesio tiene un punto de fusión de unos 649 °C, un punto de ebullición de unos 1.107 °C y una densidad de 1,74 g/cm³; su masa atómica es 24,305.

El magnesio ocupa el sexto lugar en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre. Existe en la naturaleza sólo en combinación química con otros elementos, en particular, en los minerales carnalita, dolomita y magnesita, en muchos silicatos constituyentes de rocas y como sales, por ejemplo el cloruro de magnesio, que se encuentra en el mar y en los lagos salinos. Es un componente esencial del tejido animal y vegetal.

APLICACIONES

El magnesio forma compuestos bivalentes, siendo el más importante el carbonato de magnesio (MgCO₃), que se forma por la reacción de una sal de magnesio con carbonato de sodio y se utiliza como material refractario y aislante. El cloruro de magnesio (MgCl₂·6H₂O), que se forma por la reacción de carbonato u óxido de magnesio con ácido clorhídrico, se usa como material de relleno en los tejidos de algodón y lana, en la fabricación de papel y de cementos y cerámicas. Otros compuestos son el citrato de magnesio (Mg₃(C₆H₅O₇)₂·4H₂O), que se forma por la reacción de carbonato de magnesio con ácido cítrico y se usa en medicina y en bebidas efervescentes; el hidróxido de magnesio, (Mg(OH)₂), formado por la reacción de una sal de magnesio con hidróxido de sodio, y utilizado en medicina como laxante, "leche de magnesia", y en el refinado de azúcar; sulfato de magnesio (MgSO₄·7H₂O), llamado sal de Epsom y el óxido de magnesio (MgO), llamado magnesia o magnesia calcinada, que se prepara calcinando magnesio con oxígeno o calentando carbonato de magnesio, y que se utiliza como material refractario y aislante, en cosméticos.

Las aleaciones de magnesio presentan una gran resistencia a la tracción. Cuando el peso es un factor a considerar, el metal se utiliza aleado con aluminio o cobre en fundiciones para piezas de aviones; en miembros artificiales, aspiradoras e instrumentos ópticos, y en productos como esquís, carretillas, cortadoras de césped y muebles para exterior. El metal sin alear se utiliza en flashes fotográficos, bombas incendiarias y señales luminosas, como desoxidante en la fundición de metales y como *afinador de vacío*, una sustancia que consigue la evacuación final en los tubos de vacío.

Los principales países productores de magnesio son Estados Unidos, China y Canadá.

Cadmio

Cadmio, de símbolo Cd, elemento metálico blanco plateado que se puede moldear fácilmente. El número atómico del cadmio es 48; es uno de los elementos de transición del grupo 12 (o IIB) del sistema periódico.

PROPIEDADES

El cadmio fue descubierto en 1817 por el químico alemán Friedrich Stromeyer, en las incrustaciones de los hornos de cinc. El elemento ocupa el lugar 65 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Tiene un punto de fusión de 321 °C, un punto de ebullición de 765 °C y una densidad de 8,64 g/cm³; la masa atómica del cadmio es 112,40. Al calentarlo arde en el aire con una luz brillante, formando el óxido CdO.

El cadmio sólo existe como componente principal de un mineral, la greenockita (sulfuro de cadmio), que se encuentra muy raramente. Casi todo el cadmio industrial se obtiene como subproducto en el refinado de los minerales de cinc. Para separar el cadmio del cinc se utiliza la destilación fraccionada o la electrólisis.

APLICACIONES

El cadmio puede depositarse electrolíticamente en los metales para recubrirlos, principalmente en el hierro o el acero, en los que forma capas químicamente resistentes.

El cadmio desciende el punto de fusión de los metales con los que forma aleaciones; se usa con plomo, estaño y bismuto en la fabricación de extintores, alarmas de incendios y de fusibles eléctricos. También se utiliza una aleación de cadmio, plomo y cinc para soldar el hierro. Las sales de cadmio se usan en fotografía y en la fabricación de fuegos artificiales, caucho, pinturas fluorescentes, vidrio y porcelana. El cadmio se ha utilizado como material de control o protección en las plantas de energía, debido a su capacidad para absorber neutrones de baja energía. El sulfuro de cadmio se utiliza en un tipo de pila (batería) fotovoltaica, y las pilas eléctricas de níquel-cadmio tienen habitualmente usos especializados.

El sulfato de cadmio ($3\text{CdSO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$) se utiliza como astringente. El sulfuro de cadmio (CdS), que aparece como un precipitado amarillo brillante cuando se pasa sulfuro de hidrógeno a través de una disolución de sal de cadmio, es un pigmento importante conocido como amarillo de cadmio. El seleniuro (CdSe), se utiliza también como pigmento. El cadmio y las disoluciones de sus compuestos son altamente tóxicos, con efectos acumulativos similares a los del envenenamiento por mercurio.

Azufre

Azufre, de símbolo S, es un elemento no metálico, insípido, inodoro, de color amarillo pálido. Se encuentra en el grupo 16 del sistema periódico. Su número atómico es 16 y su masa atómica 32,066.

También llamado piedra inflamable, el azufre se conoce desde tiempos prehistóricos y ya aparecía en la Biblia y en otros escritos antiguos. Debido a su inflamabilidad, los alquimistas lo consideraron como un elemento esencial de la combustión.

PROPIEDADES

Todas las formas de azufre son insolubles en agua, y las formas cristalinas son solubles en disulfuro de carbono. Cuando el azufre ordinario se funde, forma un líquido de color pajizo que se oscurece si se calienta más, alcanzando finalmente su punto de ebullición. Si el azufre fundido se enfría lentamente, sus propiedades físicas varían en función de la temperatura, la presión y el método de enfriamiento.

El azufre puede presentarse en varias formas alotrópicas, que incluyen los líquidos S y S_μ , y diversas variedades sólidas, cuyas formas más familiares son el azufre rómbico y el azufre monoclinico (véase Alotropía; Cristal). La más estable es el azufre rómbico, un sólido cristalino de color amarillo con una densidad de $2,06 \text{ g/cm}^3$ a 20°C . Es ligeramente soluble en alcohol y éter, moderadamente soluble en aceites y muy soluble en disulfuro de carbono. A temperaturas entre $94,5^\circ\text{C}$ y 120°C esta forma rómbica se transforma en azufre monoclinico, que presenta una estructura alargada, transparente, en forma de agujas con una densidad de $1,96 \text{ g/cm}^3$ a 20°C .

La temperatura a la que el azufre rómbico y el monoclinico se encuentran en equilibrio, $94,5^\circ\text{C}$, se conoce como temperatura de transición. Cuando el azufre rómbico ordinario se funde a $115,21^\circ\text{C}$, forma el líquido amarillo pálido S , que se vuelve oscuro y viscoso a 160°C , formando S_μ . Si se calienta el azufre hasta casi alcanzar su punto de ebullición de $444,6^\circ\text{C}$ y después se vierte rápidamente en agua fría, no le da tiempo a cristalizar en el estado rómbico o monoclinico, sino que forma una sustancia transparente, pegajosa y elástica conocida como azufre amorfo o plástico, compuesta en su mayor parte por S_μ sobreenfriado.

El azufre tiene valencias 2, 4 y 6, como presenta en los compuestos sulfuro de hierro (FeS), dióxido de azufre (SO_2) y sulfato de bario (BaSO_4), respectivamente. Se combina con hidrógeno y con elementos metálicos por

calentamiento, formando sulfuros. El sulfuro más común es el sulfuro de hidrógeno, H_2S , un gas venenoso e incoloro, con olor a huevo podrido. El azufre también se combina con el cloro en diversas proporciones para formar monocloruro de azufre, S_2Cl_2 , y dicloruro de azufre, SCl_2 . Al arder en presencia de aire, se combina con oxígeno y forma dióxido de azufre, SO_2 , un gas pesado e incoloro, con un característico olor sofocante. Con aire húmedo se oxida lentamente a ácido sulfúrico, y es un componente básico de otros ácidos, como el ácido tiosulfúrico, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, y el ácido sulfuroso, H_2SO_3 . Este último tiene dos hidrógenos reemplazables y forma dos clases de sales: sulfitos y sulfitos ácidos. En una disolución, los sulfitos ácidos o bisulfitos de los metales alcalinos, como el bisulfito de sodio, NaHSO_3 , actúan como ácidos. Las disoluciones de sulfitos comunes, como sulfito de sodio, Na_2SO_3 , y sulfito de potasio, K_2SO_3 , son ligeramente alcalinas.

El dióxido de azufre se libera a la atmósfera en la combustión de combustibles fósiles, como el petróleo y el carbón, siendo uno de los contaminantes más problemáticos del aire. La concentración de dióxido de azufre en el aire puede alcanzar desde 0,01 a varias partes por millón, y puede afectar al deterioro de edificios y monumentos. También es la causa de la lluvia ácida, así como de molestias y problemas para la salud del ser humano. Véase Contaminación atmosférica.

ESTADO NATURAL

El azufre ocupa el lugar 16 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre, y se encuentra ampliamente distribuido tanto en estado libre como combinado con otros elementos. Así se halla en numerosos sulfuros metálicos, como el sulfuro de plomo o galena, PbS ; la esfalerita, ZnS ; la calcopirita, (CuFeS_2); el cinabrio, HgS ; la estibina, Sb_2S_3 , y la pirita de hierro, FeS_2 . También se encuentra combinado con otros elementos formando sulfatos como la baritina, BaSO_4 ; la celestina, SrSO_4 , y el yeso, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Asimismo está presente en moléculas de una gran variedad de sustancias como la mostaza, el huevo y las proteínas. En estado libre se encuentra mezclado con rocas de yeso y pumita en zonas volcánicas, principalmente en Islandia, Sicilia, México y Japón, apareciendo a menudo como sublimados en las inmediaciones de orificios volcánicos. El azufre en estado libre puede formarse por la acción del aire sobre las piritas, o también depositarse por aguas sulfurosas calientes, en las cuales el sulfuro de hidrógeno se ha oxidado en contacto con la atmósfera.

EXTRACCIÓN

Existen varios métodos para la extracción del azufre. En Sicilia se colocan las rocas sulfurosas en grandes pilas y se prenden. El azufre líquido que se va formando pasa a unos moldes de madera en los que solidifica, produciéndose el llamado azufre en cañón. Este último se puede purificar posteriormente por destilación, haciendo pasar el vapor por una gran cámara de ladrillos, en cuyas paredes se condensa en forma de polvo fino llamado flor de azufre.

En Estados Unidos, en donde los depósitos de azufre pueden encontrarse a unos 275 m o más bajo la superficie terrestre, el método más utilizado es el de Frasch, inventado en 1891 por el químico estadounidense Herman Frasch. En este método se introducen en el depósito de azufre cuatro tuberías concéntricas, la mayor de las cuales mide 20 cm de diámetro. A través de las dos tuberías exteriores se inyecta agua calentada bajo presión a 170°C , fundiendo el azufre. Cuando se ha conseguido fundir una cantidad suficiente de azufre, el aire caliente baja por las tuberías internas formando una espuma con el azufre fundido, lo que hace subir la mezcla a la superficie por la tubería restante. Entonces se coloca el azufre en contenedores de madera, donde solidifica, alcanzándose una pureza de un 99,5%. El azufre también se puede extraer de las piritas por destilación en retortas de hierro o arcilla refractaria, aunque con este proceso el azufre obtenido suele contener porciones de arsénico.

APLICACIONES

La aplicación más importante del azufre es la fabricación de compuestos como ácido sulfúrico, sulfitos, sulfatos y dióxido de azufre, todos ellos ya citados.

En medicina, el azufre ha cobrado gran relevancia por la extensión del uso de las sulfamidas y su utilización en numerosas pomadas tópicas.

Se emplea también para fabricar fósforos, caucho vulcanizado, tintes y pólvora. En forma de polvo finamente dividido y frecuentemente mezclado con cal, el azufre se usa como fungicida para las plantas. La sal tiosulfato de sodio, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, llamada impropriamente hiposulfito, se emplea en fotografía para el fijado de negativos y positivos. Combinado con diversas láminas de minerales inertes, el azufre constituye un pegamento especial utilizado para sujetar objetos metálicos a la roca, como en el caso de los rieles o vías de tren y cadenas. El ácido sulfúrico es uno de los productos químicos industriales más importantes, pues además de emplearse en la fabricación de sustancias que contienen azufre sirve también para obtener una gran cantidad de materiales que no contienen azufre en sí mismos, como el ácido fosfórico.

ALEACIONES

Definición: Aleación, sustancia compuesta por dos o más metales.

Las aleaciones, al igual que los metales puros, poseen brillo metálico y conducen bien el calor y la electricidad, aunque por lo general no tan bien como los metales por los que están formadas. Las sustancias que contienen un metal y ciertos no metales, particularmente las que contienen carbono, también se llaman aleaciones. La más importante entre estas últimas es el acero. El acero de carbono simple contiene aproximadamente un 0,5% de manganeso, hasta un 0,8% de carbono, y el resto de hierro. Existen 4 tipos fundamentales de aleaciones de los no metales:

Eutético sencillo: los dos metales de volumen atómico muy diferente van cristalizando por separado al enfriarse lentamente hasta alcanzar la temperatura auténtica, en la cual se cristalizan a la vez. La mezcla del punto eutético tiene una composición definida. Los principales son cadmio–bismuto, silicio–aluminio, berilio–aluminio, plomo– antimonio y cobre–plomo.

Disolución sólida sustitucional: los átomos de los dos metales son parecidos en volumen y estructura; cristalizan en el mismo sistema por lo que los átomos de los dos elementos se distribuyen en la red cristalina formada de los mismos (disolución sólida). Son de este tipo: oro–plata, oro–platino, cobre–níquel y cobalto–níquel.

Disolución sólida con compuesto intersticial: los átomos, de pequeño volumen atómico se colocan entre los huecos existentes en la red cristalina del metal formando una disolución intersticial, por ejemplo: carburación o nitruración de los aceros.

Compuesto inter metálico: forma compuestos sólidos de composición y punto de fusión definidos que no cumplen las reglas sencillas de valencia. Los enlaces son intermedios entre el metálico y el covalente. Fórmulas conocidas son: Al_3Ag_2 , Al_2Cu , Mg_2Si y Fe_3C .

CLASIFICACIÓN DE LAS ALEACIONES

Se clasifican en férricas y en no férricas. Éstas últimas se dividen en:

Pesadas: cuando el material base es el cobre subdivididas a su vez en bronce y latones.

Ligeras: formadas fundamentalmente por aluminio y magnesio.

ALEACIONES DE ANTIFICCIÓN

Deben reunir las condiciones contradictorias de:

- Tener un pequeño coeficiente de rozamiento por un metal suficientemente duro.
- Obtener una aleación lo bastante plástica para evitar el desgarro.

Son:

De estaño, composición: 70–90% de estaño, 15–30% de plomo, 4–15% de antimonio y 4–11% de cobre.

De plomo, composición: 69–90% de antimonio.

VARIEDADES

Una aleación puede ser un compuesto ínter metálico, una disolución sólida, una mezcla íntima de cristales diminutos de los elementos metálicos constituyentes o cualquier combinación de disoluciones o mezclas de los mismos. Los compuestos intermetálicos como NaAu_2 , CuSn y CuAl_2 , no siguen las reglas ordinarias de valencia y son por lo general duros y frágiles, aunque las últimas investigaciones han aumentado la importancia de estos compuestos. Las aleaciones tienen normalmente puntos de fusión más bajos que los componentes puros.

Una mezcla con un punto de fusión inferior al de otra mezcla cualquiera de los mismos componentes se llama mezcla eutéctica. El eutectoide, o fase sólida análoga del eutéctico, suele tener mejores características físicas que las aleaciones de proporciones diferentes.

PROPIEDADES

Con frecuencia las propiedades de las aleaciones son muy distintas de las de sus elementos constituyentes, y algunas de ellas, como la fuerza y la resistencia a la corrosión, pueden ser considerablemente mayores en una aleación que en los metales por separado. Por esta razón, se suelen utilizar más las aleaciones que los metales puros. El acero es más resistente y más duro que el hierro forjado, que es prácticamente hierro puro, y se usa en cantidades mucho mayores. Los aceros aleados, que son mezclas de acero con metales como cromo, manganeso, molibdeno, níquel, volframio y vanadio, son más resistentes y duros que el acero en sí, y muchos de ellos son también más resistentes a la corrosión que el hierro o el acero. Las aleaciones pueden fabricarse con el fin de que cumplan un grupo determinado de características.

Un caso importante en el que son necesarias unas características particulares es el diseño de cohetes y naves espaciales y supersónicas. Los materiales usados en estos vehículos y en sus motores deben pesar poco y ser muy resistentes y capaces de soportar temperaturas muy elevadas. Para soportar esas temperaturas y reducir el peso total, se han desarrollado aleaciones ligeras y de gran resistencia hechas de aluminio, berilio y titanio. Para resistir el calor generado al entrar en la atmósfera de la Tierra, en los vehículos espaciales se están utilizando aleaciones que contienen metales como el tántalo, niobio, volframio, cobalto y níquel.

En los reactores nucleares se utiliza una amplia gama de aleaciones especiales hechas con metales como berilio, boro, niobio, hafnio y circonio, que absorben los neutrones de una forma determinada. Las aleaciones de niobio–estaño se utilizan como superconductores a temperaturas extremadamente bajas. En las plantas de desalinización se utilizan aleaciones especiales de cobre, níquel y titanio, diseñadas para resistir los efectos corrosivos del agua salina hirviendo.

Históricamente, la mayoría de las aleaciones se preparaban mezclando los materiales fundidos. Más

recientemente, la pulvimetalurgia ha alcanzado gran importancia en la preparación de aleaciones con características especiales. En este proceso, se preparan las aleaciones mezclando los materiales secos en polvo, prensándolos a alta presión y calentándolos después a temperaturas justo por debajo de sus puntos de fusión. El resultado es una aleación sólida y homogénea. Los productos hechos en serie pueden prepararse por esta técnica abaratando mucho su costo. Entre las aleaciones que pueden obtenerse por pulvimetalurgia están los cermetes. Estas aleaciones de metal y carbono (carburos), boro (boruros), oxígeno (óxidos), silicio (siliciuros) y nitrógeno (nitruros) combinan las ventajas del compuesto cerámico, estabilidad y resistencia a las temperaturas elevadas y a la oxidación, con las ventajas del metal, ductilidad y resistencia a los golpes. Otra técnica de aleación es la implantación de Ion, que ha sido adaptada de los procesos utilizados para fabricar chips de ordenadores o computadoras. Sobre los metales colocados en una cámara de vacío, se disparan haces de iones de carbono, nitrógeno y otros elementos para producir una capa de aleación fina y resistente sobre la superficie del metal. Bombardeando titanio con nitrógeno, por ejemplo, se puede producir una aleación idónea para los implantes de prótesis.

La plata fina, el oro de 14 quilates, el oro blanco y el platino iridiado son aleaciones de metales preciosos. La aleación antifricción, el latón, el bronce, el metal Dow, la plata alemana, el bronce de cañón, el monel, el peltre y la soldadura son aleaciones de metales menos preciosos. Debido a sus impurezas, el aluminio comercial es en realidad una aleación. Las aleaciones de mercurio con otros metales se llaman amalgamas.

Tipos de aleaciones

Los **duraluminios** son un conjunto de aleaciones de forja de aluminio, cobre (0,45%–1,5%) y magnesio (0,45%–1,5%) así como manganeso (0,6%–0,8%) y silicio (0,5%–0,8%) como elementos secundarios. Pertenecen a la familia de las aleaciones aluminio–cobre (2000).

Presentan una elevada resistencia mecánica a temperatura ambiente, sin embargo, su resistencia a la corrosión, Soldabilidad y aptitud para el anodinado son bajas. Se emplean en la industria aeronáutica y de automoción.

La **Alpaca**: Compuesta por cinc, cobre y níquel, con un color y brillo parecido a la plata.

El **constantán** es una aleación generalmente formada por un 55% de cobre y un 45% de níquel (Cu55 Ni45).

Se caracteriza por tener una resistencia eléctrica constante en un amplio rango de temperaturas. Hay otras aleaciones conocidas por tener también un muy pequeño coeficiente de temperatura, por ejemplo el manganeso (Cu86 Mn12 Ni2).

Los **latones** son aleaciones de cobre y zinc con porcentajes de éste último entre el 3 y el 45%. Ocasionalmente se añaden pequeñas cantidades de otros elementos (Al Sn, Pb o As) para potenciar alguna de las características de la aleación.

Las aplicaciones de los latones abarcan los campos más diversos, desde el armamento, pasando por la ornamentación, hasta los tubos de condensador y terminales eléctricos.

El **bronce** es el nombre con el que se denominan toda una serie de aleaciones metálicas que tienen como base el cobre y proporciones variables de otros elementos como estaño, zinc, aluminio, antimonio, fósforo, y otros con objeto de obtener unas características de dureza superior al cobre.

Fue la primera aleación fabricada conscientemente: consistía en mezclar el mineral de cobre (calcopirita, malaquita etc.) y el de estaño (casiterita) en un horno alimentado con carbón vegetal. El Anhídrido Carbónico resultante reducía los minerales a metales: Cobre y Estaño que se fundían y aleaban entre un 5 y un 10% en peso de estaño.

De bronce fueron las primeras armas y herramientas; también se utilizó como soporte para la escritura y para fabricar estatuas.

El **carburo de titanio** (Ti C), es un sólido cristalino, negro, brillante, muy duro que conduce la corriente eléctrica y es estable frente a los ácidos. Se utiliza en la fabricación de sierras.

El metal titanio y sus compuestos se consideran fisiológicamente inertes. Esta propiedad lo hace útil en la detección de sonidos subacuáticos al convertir vibraciones mecánicas en señales eléctricas.

El Zamak: aleación de zinc con aluminio, cobre y magnesio. La inyección a presión proporciona piezas de gran precisión a coste muy reducido

El **invar** es una aleación de hierro (64%) y níquel (36%) con muy poco carbono y algo de cromo.

Por su pequeño Coeficiente de dilatación se emplea en la fabricación de piezas de precisión (relojería, aparatos de física, válvulas de motores, etc.).