

Hidrógeno (en griego, 'creador de agua'), de símbolo H, es un elemento gaseoso reactivo, insípido, incoloro e inodoro. Su número atómico es 1 y pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico.

En un principio no se le distinguía de otros gases hasta que el químico británico Henry Cavendish demostró en 1766 que se formaba en la reacción del ácido sulfúrico con los metales y, más tarde, descubrió que el hidrógeno era un elemento independiente que se combinaba con el oxígeno para formar agua. El químico británico Joseph Priestley lo llamó 'aire inflamable' en 1781, y el químico francés Antoine Laurent de Lavoisier le dio finalmente el nombre de hidrógeno.

Propiedades y estado natural

Como la mayoría de los elementos gaseosos, el hidrógeno es diatómico (sus moléculas contienen dos átomos), pero a altas temperaturas se disocia en átomos libres. Sus puntos de ebullición y fusión son los más bajos de todas las sustancias, a excepción del helio. Su punto de fusión es de $-259,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ y su punto de ebullición de $-252,77\text{ }^{\circ}\text{C}$. A $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y bajo 1 atmósfera de presión tiene una densidad de $0,089\text{ g/l}$. Su masa atómica es 1,007. El hidrógeno líquido, obtenido por primera vez por el químico británico James Dewar en 1898, es incoloro (excepto en capas gruesas, que tienen un aspecto azul pálido) y tiene una densidad relativa de 0,070. Si se deja evaporar rápidamente bajo poca presión se congela transformándose en un sólido incoloro.

El hidrógeno es una mezcla de dos formas diferentes, ortohidrógeno (los núcleos giran en paralelo) y parahidrógeno (los núcleos no giran en paralelo). El hidrógeno ordinario está compuesto de unas tres cuartas partes de ortohidrógeno y una cuarta parte de parahidrógeno. Los puntos de ebullición y fusión de ambas formas difieren ligeramente de los del hidrógeno ordinario. El hidrógeno puro puede obtenerse por adsorción del hidrógeno ordinario en carbón a una temperatura de $-225\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Se sabe que el hidrógeno tiene tres isótopos. El núcleo de cada átomo de hidrógeno ordinario está compuesto de un protón. El deuterio, que está presente en la naturaleza en una proporción de 0,02%, contiene un protón y un neutrón en el núcleo de cada átomo y tiene una masa atómica de dos. El tritio, un isótopo radiactivo e inestable, contiene un protón y dos neutrones en el núcleo de cada átomo y tiene una masa atómica de tres.

El hidrógeno en estado libre sólo se encuentra en muy pequeñas cantidades en la atmósfera, aunque en el espacio interestelar abunda en el Sol y otras estrellas, siendo de hecho el elemento más común en el Universo. En combinación con otros elementos se encuentra ampliamente distribuido en la Tierra, en donde el compuesto más abundante e importante del hidrógeno es el agua, H_2O . El hidrógeno se halla en todos los componentes de la materia viva y de muchos minerales. También es parte esencial de todos los hidrocarburos y de una gran variedad de otras sustancias orgánicas. Todos los ácidos contienen hidrógeno; una de las características que define a los ácidos es su disociación en una disolución, produciendo iones hidrógeno.

Aplicaciones

El hidrógeno reacciona con una gran variedad de elementos no metálicos. Se combina con nitrógeno en presencia de un catalizador formando amoníaco; con azufre formando sulfuro de hidrógeno; con cloro formando cloruro de hidrógeno y con oxígeno para formar agua. Para que se produzca la reacción entre oxígeno e hidrógeno a temperatura ambiente se necesita la presencia de un catalizador como el platino finamente dividido. Si se mezcla con aire u oxígeno y se prende, explota. También se combina con ciertos metales como sodio y litio, formando hidruros. Actúa como agente reductor de óxidos metálicos como el óxido de cobre, extrayendo el oxígeno y dejando el metal en estado puro. El hidrógeno reacciona con compuestos orgánicos insaturados formando los compuestos saturados correspondientes.

Se obtiene en el laboratorio por la acción de ácidos diluidos sobre los metales, como el cinc, y por electrólisis

del agua. Industrialmente se producen grandes cantidades de hidrógeno a partir de los combustibles gaseosos. El hidrógeno se separa del vapor de agua, del gas natural y del gas de hulla, bien por licuación de los demás componentes del gas, bien por conversión catalítica del monóxido de carbono en dióxido de carbono, que resulta fácilmente extraíble.

El hidrógeno es un producto derivado importante en muchas reacciones de electrólisis. Se emplean grandes cantidades de hidrógeno en la elaboración del amoníaco y en la síntesis de alcohol metílico. La hidrogenación de aceites para producir grasas comestibles, la de la hulla para producir petróleo sintético, y la que tiene lugar en el refinado del petróleo, requieren grandes cantidades de hidrógeno.

Es el gas menos pesado que existe y se ha utilizado para inflar globos y dirigibles. Sin embargo, arde fácilmente y varios dirigibles, como el *Hindenburg*, acabaron destruidos por incendios. El helio, que tiene un 92% de la capacidad de elevación del hidrógeno, y además no es inflamable, se emplea en su lugar siempre que es posible. Normalmente se almacena el hidrógeno en cilindros de acero bajo presiones de 120 a 150 atmósferas. También se usa el hidrógeno en sopletes para corte, fusión y soldadura de metales.

Litio, de símbolo Li, es un elemento metálico, blanco plateado, químicamente reactivo, y el más ligero en peso de todos los metales. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinos. Su número atómico es 3.

El descubrimiento del elemento se le adjudica por lo general a Johann A. Arfvedson en 1817. Químicamente, el litio se asemeja al sodio en su comportamiento. Se obtiene por la electrólisis de una mezcla de cloruro de litio y potasio fundidos. Se oxida al instante y se corroe rápidamente al contacto con el aire; para almacenarlo, debe sumergirse en un líquido tal como la nafta. El litio ocupa el lugar 35 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. No existe en la naturaleza en estado libre, sino sólo en compuestos, que están ampliamente distribuidos. El metal se usa como desoxidante y para extraer los gases no deseados durante la fabricación de fundiciones no ferrosas. El vapor del litio se usa para evitar que el dióxido de carbono y el oxígeno formen una capa de óxido en los hornos durante el tratamiento térmico del acero. Entre los compuestos importantes del litio están el hidróxido, utilizado para eliminar el dióxido de carbono en los sistemas de ventilación de naves espaciales y submarinos, y el hidruro, utilizado para inflar salvavidas; su equivalente de hidrógeno pesado (deuterio), se utiliza para fabricar la bomba de hidrógeno. El carbonato de litio, un mineral común, se usa en el tratamiento de las psicosis maniaco-depresivas. El litio tiene un punto de fusión de 181 °C, un punto de ebullición de 1.342 °C y una densidad relativa de 0,53. Su masa atómica es 6,941.

Sodio, de símbolo Na, es un elemento metálico blanco plateado, extremadamente blando y muy reactivo. En el grupo 1 (o IA) del sistema periódico, el sodio es uno de los metales alcalinos. Su número atómico es 11. Fue descubierto en 1807 por el químico británico Humphry Davy.

Propiedades y estado natural

El sodio elemental es un metal tan blando que puede cortarse con un cuchillo. Tiene una dureza de 0,4. Se oxida con rapidez al exponerlo al aire y reacciona violentamente con agua formando hidróxido de sodio e hidrógeno. Tiene un punto de fusión de 98 °C, un punto de ebullición de 883 °C y una densidad relativa de 0,97. Su masa atómica es 22,9898.

Sólo se presenta en la naturaleza en estado combinado. Se encuentra en el mar y en los lagos salinos como cloruro de sodio, NaCl, y con menor frecuencia como carbonato de sodio, Na₂CO₃, y sulfato de sodio, Na₂SO₄. El sodio comercial se prepara descomponiendo electrolíticamente cloruro de sodio fundido. El sodio ocupa el séptimo lugar en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Es un componente esencial del tejido vegetal y animal.

Aplicaciones

El elemento se utiliza para fabricar tetraetilplomo y como agente refrigerante en los reactores nucleares. El compuesto de sodio más importante es el cloruro de sodio, conocido como sal común o simplemente sal. Otros compuestos importantes son el carbonato de sodio, conocido como sosa comercial, y el bicarbonato de sodio, conocido también como bicarbonato de sosa. El hidróxido de sodio, conocido como sosa cáustica se usa para fabricar jabón, rayón y papel, en las refinerías de petróleo y en la industria textil y del caucho o hule. El tetraborato de sodio se conoce comúnmente como bórax. El fluoruro de sodio, NaF, se utiliza como antiséptico, como veneno para ratas y cucarachas, y en cerámica. El nitrato de sodio, conocido como nitrato de Chile, se usa como fertilizante. El peróxido de sodio, Na₂O₂, es un importante agente blanqueador y oxidante. El tiosulfato de sodio, Na₂S₂O₃·5H₂O, se usa en fotografía como agente fijador.

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 sir 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 feldespato, el nitrato de Chile, 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 usa en las células fotoeléctricas. El potasio forma varios compuestos semejantes a los compuestos de sodio correspondientes, basados en la valencia 1. Vamos a estudiar algunos de los compuestos más importantes del elemento: 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 (K₂CrO₄), un sólido cristalino amarillo, y el dicromato de potasio (K₂Cr₂O₇), 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 (KNO₃) 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 nitrato de Chile. El permanganato de potasio (KMnO₄) 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 (K₂SO₄) 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 hidrogentartrato 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 usa 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.

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 $39\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $686\text{ }^{\circ}\text{C}$, y una densidad $1,53\text{ g/cm}^3$; 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.

Cesio, de símbolo Cs, es un elemento metálico químicamente reactivo, blanco y blando. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinos. Su número atómico es 55.

El cesio fue descubierto en 1860 por el químico alemán Robert Wilhelm Bunsen y el físico alemán Gustav Robert Kirchhoff mediante el uso del espectroscopio.

El cesio ocupa el lugar 64 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre. Tiene un punto de fusión de $28\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $669\text{ }^{\circ}\text{C}$, y una densidad relativa de 1,88; su masa atómica es 132,91. La fuente natural que produce la mayor cantidad de cesio es un mineral poco frecuente llamado pólux (o polucita). Las menas de este mineral encontradas en la isla italiana de Elba contienen un 34% de óxido de cesio; las menas de pólux encontradas en los estados de Maine y Dakota del Sur (EEUU), contienen un 13% de óxido. El cesio también existe en la lepidolita, en la carnalita y en ciertos feldespatos. Se extrae separando el compuesto de cesio del mineral, transformando el compuesto así obtenido en cianuro, y realizando la electrólisis del cianuro fundido. Se obtiene también calentando sus hidróxidos o carbonatos con magnesio o aluminio, y calentando sus cloruros con calcio. El cesio comercial contiene normalmente rubidio, con el que coexiste habitualmente en los minerales y al que se asemeja tanto que no se realiza ningún esfuerzo para

separarlos.

Al igual que el potasio, el cesio se oxida fácilmente cuando se le expone al aire, y se usa para extraer el oxígeno residual de los tubos de vacío. Debido a su propiedad de emitir electrones cuando se le expone a la luz, se utiliza en la superficie fotosensible del cátodo de la célula fotoeléctrica. El isótopo radiactivo cesio 137, que se produce por fisión nuclear, es un derivado útil de las plantas de energía atómica. El cesio 137 emite más energía que el radio y se usa en investigaciones medicinales e industriales, por ejemplo como isótopo trazador .

Francio, de símbolo Fr, es un elemento metálico radiactivo que se asemeja mucho al cesio en sus propiedades químicas. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinos. Su número atómico es 87. Marguerite Perey del Laboratorio Curie del Instituto del Radio de París descubrió el elemento en 1939.

Se produce cuando se desintegra el elemento radiactivo actinio. El francio natural es radiactivo; su isótopo con vida más larga, el francio 223, o actinio-K, tiene una vida media de 22 minutos. Emite una partícula beta con una energía de 1.100.000 electronvoltios (eV). Se conocen isótopos con números másicos de 204 a 224.

El francio es el más pesado de los metales alcalinos, y es el elemento más electropositivo. Todos sus isótopos son radiactivos y tienen una vida corta.

Berilio, de símbolo Be, es un elemento metálico, gris, frágil, con número atómico 4. Se le llama berilio por su mineral principal, el berilo, un silicato de berilio y aluminio. Fue descubierto como óxido en 1797 por el químico francés Louis Nicolas Vauquelin; el elemento libre fue aislado por primera vez en 1828 por Friedrich Wöhler y Antonine Alexandre Brutus Bussy, independientemente. Puesto que sus compuestos solubles tienen sabor dulce, al principio se le llamó glucinio, como referencia al azúcar glucosa.

Propiedades y estado natural

El berilio, uno de los metales alcalinotérreos, ocupa el lugar 51 en abundancia entre los elementos naturales de la corteza terrestre. Su masa atómica es 9,012. Tiene un punto de fusión de unos 1.287 °C, un punto de ebullición de unos 3.000 °C, y una densidad de 1,85 g/cm³. El berilio tiene una alta resistencia por unidad de masa. Se oxida ligeramente al contacto con el aire, cubriéndose con una fina capa de óxido. La capacidad del berilio de rayar el vidrio se atribuye a este recubrimiento óxido. Los compuestos del berilio son generalmente blancos (o incoloros en solución) y bastante similares en sus propiedades químicas a los compuestos correspondientes de aluminio. Esta similitud hace difícil separar el berilio del aluminio, que casi siempre está presente en los minerales de berilio.

Aplicaciones

Añadiendo berilio a algunas aleaciones se obtienen a menudo productos con gran resistencia al calor, mejor resistencia a la corrosión, mayor dureza, mayores propiedades aislantes y mejor calidad de fundición. Muchas piezas de los aviones supersónicos están hechas de aleaciones de berilio, por su ligereza, rigidez y poca dilatación. Otras aplicaciones utilizan su resistencia a los campos magnéticos, y su capacidad para no producir chispas y conducir la electricidad. El berilio se usa mucho en los llamados sistemas de multiplexado. A pequeña escala, un único hilo hecho con componentes de berilio de gran pureza puede transportar cientos de señales electrónicas.

Puesto que los rayos X atraviesan fácilmente el berilio puro, el elemento se utiliza en las ventanas de los tubos de rayos X. El berilio y su óxido, la berilia, se usan también en la generación de energía nuclear como moderadores en el núcleo de reactores nucleares, debido a la tendencia del berilio a retardar o capturar neutrones.

Aunque los productos del berilio son seguros de usar y manejar, los humos y el polvo liberados durante la fabricación son altamente tóxicos. Deben tomarse precauciones extremas para evitar respirar o ingerir las más mínimas cantidades. Las personas que trabajan con óxido de berilio utilizan capuchas diseñadas especialmente.

El berilio y su óxido se utilizan cada vez más en la industria. Aparte de su importancia en la fabricación de los aviones y los tubos de rayos X, el berilio se usa en ordenadores o computadoras, láser, televisión, instrumentos oceanográficos y cubiertas protectoras del cuerpo.

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.

Propiedades y estado 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, como material de relleno en la fabricación de papel y como laxante antiácido suave.

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.

La producción mundial estimada de magnesio en 1989 fue de 350.000 toneladas.

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 sir Humphry Davy aisló el calcio en 1808 mediante electrólisis.

Propiedades y estado natural

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 (CaCO₃), del que están formados la calcita, el mármol, la piedra caliza y la marga; el sulfato de calcio (CaSO₄), presente en el alabastro o el yeso; el fluoruro de calcio (CaF₂), en la fluorita; el fosfato de calcio o roca de fosfato (Ca₃(PO₄)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.

Estroncio, de símbolo Sr, es un elemento metálico, dúctil, maleable y químicamente reactivo. Pertenece al grupo 2 (o IIA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalino-térreos. Su número atómico es 38.

El estroncio metálico fue aislado por vez primera por el químico británico sir Humphry Davy en 1808; el óxido se conocía desde 1790. El estroncio tiene color plateado cuando está recién cortado. Se oxida fácilmente al aire y reacciona con el agua para producir hidróxido de estroncio e hidrógeno gas. Como los demás metales alcalino-térreos, se prepara transformando el carbonato o el sulfato en cloruro, el cual, por hidrólisis, produce el metal. Tiene un punto de fusión de 769 °C, un punto de ebullición de 1.384 °C y una densidad de 2,6 g/cm³. Su masa atómica es 87,62.

El estroncio nunca se encuentra en estado elemental, y existe principalmente como estroncianita, SrCO₃, y celestina, SrSO₄. Ocupa el lugar 15 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre y está ampliamente distribuido en pequeñas cantidades. Las cantidades mayores se extraen en México, Inglaterra y Escocia. Debido a que emite un color rojo brillante cuando arde en el aire, se utiliza en la fabricación de fuegos artificiales y en señales de ferrocarril. La estronciniana (óxido de estroncio), SrO, se usa para recubrir las melazas de azúcar de remolacha. Un isótopo radiactivo del elemento, el estroncio 85, se usa para la detección del cáncer de huesos. El estroncio 90 es un isótopo radiactivo peligroso que se ha encontrado en la lluvia radiactiva subsiguiente a la detonación de algunas armas nucleares.

Bario, de símbolo Ba, es un elemento blando, plateado y altamente reactivo. Su número atómico es 56. El

bario fue aislado por primera vez en 1808 por el científico británico sir Humphry Davy. El elemento reacciona intensamente con el agua, y se corroe rápidamente en aire húmedo. De hecho, el elemento es tan reactivo que sólo existe en la naturaleza como compuesto. Sus compuestos más importantes son minerales: el sulfato de bario y el carbonato de bario (witherita), BaCO_3 .

Metal alcalinotérreo, el bario es el 14º elemento más común, ocupando una parte de 2.000 de la corteza terrestre. Su masa atómica es 137,34. Su punto de fusión está a 725 °C, su punto de ebullición a 1.640 °C, y su densidad relativa es 3,5.

El bario metálico tiene pocas aplicaciones prácticas, aunque a veces se usa para recubrir conductores eléctricos en aparatos electrónicos y en sistemas de encendido de automóviles. El sulfato de bario (BaSO_4) se utiliza también como material de relleno para los productos de caucho, en pintura y en el linóleo. El nitrato de bario se utiliza en fuegos artificiales, y el carbonato de bario en venenos para ratas. Una forma de sulfato de bario, opaca a los rayos X, se usa para examinar por rayos X el sistema gastrointestinal.

Radio, (del latín, *radius*, 'rayo'), de símbolo Ra, es un elemento metálico radiactivo, blanco-plateado y químicamente reactivo. Perteneció al grupo 2 (o IIA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinotérreos. Su número atómico es 88.

El radio fue descubierto en el mineral pechblenda por los químicos franceses Marie y Pierre Curie en 1898. Estos descubrieron que el mineral era más radiactivo que su componente principal, el uranio, y separaron el mineral en varias fracciones con el fin de aislar las fuentes desconocidas de radiactividad. Una fracción, aislada utilizando sulfuro de bismuto, contenía una sustancia fuertemente radiactiva, el polonio, que los Curie conceptuaron como nuevo elemento. Más tarde se trató otra fracción altamente radiactiva de cloruro de bario para obtener la sustancia radiactiva, que resultó ser un nuevo elemento, el radio.

Propiedades y estado natural

El radio 226, metal, funde a 700 °C, y tiene una densidad relativa de 5,5. Se oxida rápidamente en el aire. El elemento se usa y se maneja en forma de cloruro o bromuro de radio, y prácticamente nunca en estado metálico.

El radio se forma por la desintegración radiactiva del uranio y, por tanto, se encuentra en todos los minerales de uranio. Está presente en la mena de uranio en la proporción de una parte de radio por tres millones de uranio. Se extrae del mineral añadiéndole un compuesto de bario que actúa como 'portador'. Las propiedades químicas del radio son similares a las del bario, y ambas sustancias se separan de los otros componentes del mineral mediante precipitación del sulfato de bario y de radio. Los sulfatos se convierten en carbonatos o sulfuros, que luego se disuelven en ácido clorhídrico. La separación del radio y del bario es el resultado final de las sucesivas cristalizaciones de las soluciones de cloruro.

De los isótopos del radio, de números másicos entre 206 y 232, el más abundante y estable es el isótopo con número másico 226. El radio 226 se forma por la desintegración radiactiva del isótopo del torio de masa 230, que es el cuarto isótopo en la serie de desintegración que empieza con el uranio 238. La vida media del radio 226 es de 1.620 años. Emite partículas alfa, transformándose en radón gas.

Aplicaciones

La radiación emitida por el radio tiene efectos nocivos sobre las células vivas, y la exposición excesiva produce quemaduras. Sin embargo, las células cancerígenas son a menudo más sensibles a la radiación que las células normales, y dichas células pueden ser destruidas, sin dañar seriamente el tejido sano, controlando la intensidad y la dirección de la radiación. El radio sólo se utiliza actualmente en el tratamiento de unos pocos tipos de cáncer; se introduce cloruro de radio o bromuro de radio en un tubo sellado y se inserta en el tejido

afectado. Cuando se mezcla una sal de radio con una sustancia como el sulfuro de cinc, la sustancia produce luminiscencia debido al bombardeo de los rayos alfa emitidos por el radio. Antes se usaban pequeñas cantidades de radio en la producción de pintura luminosa, que se aplicaba a las esferas de los relojes, a los picaportes y a otros objetos para que brillaran en la oscuridad.

Escandio, de símbolo Sc, es un elemento metálico blando de color blanco-plateado y de número atómico 21. El escandio es uno de los elementos de transición del sistema periódico.

El escandio fue descubierto en 1879 por el químico sueco Lars Fredrik Nilson, ocho años después de que el químico ruso Dmitri Ivánovich Mendeléiev predijera, en base a la ley periódica, que el elemento existía en la naturaleza y que sus propiedades se asemejaban a las del elemento boro. El escandio existe en algunos minerales escasos, como por ejemplo, la wolframita. Ocupa el lugar 31 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Forma sales trivalentes incoloras.

El escandio tiene un punto de fusión de 1.541 °C, un punto de ebullición de 2.836 °C y una densidad relativa de 3,0. La masa atómica del escandio es 44,956.

Titanio, de símbolo Ti, elemento metálico blanco plateado que se usa principalmente para preparar aleaciones ligeras y fuertes. Su número atómico es 22 y es uno de los elementos de transición del sistema periódico.

El titanio fue descubierto en 1791 (en el mineral menacanita), por el clérigo británico William Gregor, quien le puso el nombre de menaquita. Cuatro años después, el químico alemán Martin Heinrich Klaproth volvió a descubrir el elemento en el mineral rutilo, y le llamó titanio como alusión a la fuerza de los mitológicos titanes griegos. El metal fue aislado en 1910.

Propiedades y estado natural

El titanio sólo es soluble en ácido fluorhídrico y en ácidos en caliente como el sulfúrico; en ácido nítrico no es soluble ni en caliente. El metal es extremadamente frágil en frío, pero es muy maleable y dúctil al rojo vivo moderado. Tiene un punto de fusión de 1.660 °C, un punto de ebullición de 3.287 °C y una densidad relativa de 4,5. Su masa atómica es 47,9.

El titanio arde con oxígeno a 610 °C formando dióxido de titanio, y con nitrógeno a 800 °C formando nitruro de titanio (TiN). Las valencias del titanio son 4, 3 y 2, y forma las sales siguientes: tetracloruro de titanio (TiCl₄), tricloruro de titanio (TiCl₃) y dicloruro de titanio (TiCl₂). Ocupa el lugar 9 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre, pero nunca se encuentra en estado puro. Existe como óxido en los minerales ilmenita (FeTiO₃), rutilo (TiO₂) y esfena (CaO · TiO₂ · SiO₂).

Para obtener el óxido de titanio se tritura el mineral y se mezcla con carbonato de potasio y ácido fluorhídrico produciendo fluorotitanato de potasio (K₂TiF₆). Éste se destila con agua caliente y se descompone con amoníaco. Así se obtiene el óxido hidratado amoniacal, que se inflama en un recipiente de platino produciendo dióxido de titanio (TiO₂). Para obtener el titanio en forma pura, se trata el óxido con cloro, con lo que se obtiene tetracloruro de titanio, un líquido volátil; después se reduce ese líquido con magnesio en una cámara de hierro cerrada para producir titanio metálico. Por último se funde el metal y se moldea en lingotes.

Aplicaciones

Debido a su resistencia y su peso ligero, el titanio se usa en aleaciones metálicas y como sustituto del aluminio. Aleado con aluminio y vanadio, se utiliza en los aviones para fabricar las puertas de incendios, la capa exterior, los componentes del tren de aterrizaje, el entubado hidráulico y las protecciones del motor. Los álabes del compresor, los discos y los revestimientos de los motores a reacción también están hechos de titanio. Un avión a reacción de transporte utiliza entre 318 y 1.134 kg del metal, y un avión supersónico, que

vuela a velocidades entre los 2.410 y los 3.220 km/h, utiliza entre 14 y 45 toneladas. El titanio se usa ampliamente en misiles y cápsulas espaciales; las cápsulas *Mercurio*, *Gemini* y *Apolo* fueron construidas casi totalmente con titanio. Otras aleaciones comunes de titanio son: el ferrocárbono titanio, que se obtiene reduciendo la ilmenita con coque en un horno eléctrico; el cuprotitanio, que se produce por la reducción de rutilo al que se ha añadido cobre, y el manganotitanio, que se obtiene reduciendo el rutilo al que se ha añadido manganeso u óxidos de manganeso.

La relativa inercia del titanio le hace eficaz como sustituto de los huesos y cartílagos en cirugía, así como para las tuberías y tanques que se utilizan en la elaboración de los alimentos. Se usa en los intercambiadores de calor de las plantas de desalinización debido a su capacidad para soportar la corrosión del agua salada. En metalurgia, las aleaciones de titanio se usan como desoxidantes y desnitrogenantes para eliminar el oxígeno y el nitrógeno de los metales fundidos. El dióxido de titanio (conocido como titanio blanco), es un pigmento blanco y brillante que se utiliza en pinturas, lacas, plásticos, papel, tejidos y caucho.

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.

Cromo, de símbolo Cr, es un elemento metálico de color gris, que puede presentar un intenso brillo. Es uno de los elementos de transición del sistema periódico y su número atómico es 24.

Propiedades y estado natural

Este elemento fue descubierto en 1797 por el químico francés Louis Nicolas Vauquelin, que lo denominó cromo (del griego *chroma*, 'color') debido a los múltiples colores de sus compuestos.

El cromo es un elemento común y ocupa el lugar 21 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Su masa atómica es 51,996; su punto de fusión es de 1.857 °C, y su punto de ebullición de 2.672 °C y su densidad 7,2 g/cm³.

El cromo puede reemplazar en parte al aluminio o al hierro en muchos minerales a los que da sus exclusivos colores. Muchas de las gemas preciosas deben su color a la presencia de compuestos de cromo. Los minerales aptos para su posterior manipulación son poco comunes; la cromita (FeCr₂O₄) es el más importante.

En las sales crómicas y en la cromita, el cromo tiene una valencia de +3. La mayoría de estos compuestos son de color verde, pero algunos son de color rojo o azul. El óxido de cromo (III) (Cr₂O₃) es un sólido verde. En cromatos y dicromatos, el cromo tiene una valencia de +6. El dicromato de potasio (K₂Cr₂O₇) es un sólido rojo, soluble en agua; el cromato de plomo (PbCrO₄) es un sólido insoluble, muy usado como pigmento, llamado amarillo de cromo. El verde cromo es una mezcla de amarillo de cromo y azul prusia.

Aplicaciones

Más de la mitad de la producción total de cromo se destina a productos metálicos, y una tercera parte es empleada en refractantes. El cromo está presente en diversos catalizadores importantes. Principalmente se utiliza en la creación de aleaciones de hierro, níquel o cobalto. Al añadir el cromo se consigue aumentar la dureza y la resistencia a la corrosión de la aleación. En los aceros inoxidables, constituye el 10% de la composición final. Debido a su dureza, la aleación de cromo, cobalto y wolframio se emplea para herramientas de corte rápido de metales. Al depositarse electrolíticamente, el cromo proporciona un acabado brillante y resistente a la corrosión. Debido a ello se emplea a gran escala en el acabado de vehículos. El amplio uso de la cromita como refractante se debe a su alto punto de fusión, su moderada dilatación térmica y la estabilidad de su estructura cristalina.

Manganeso, de símbolo Mn, es un elemento metálico, frágil, de aspecto blanco plateado. Se emplea fundamentalmente en aleaciones. El manganeso es uno de los elementos de transición del sistema periódico. Su número atómico es 25.

Propiedades y estado natural

El manganeso fue descubierto como elemento en 1774 por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele, y fue aislado por primera vez por Johan Gottlieb Gahn ese mismo año. El metal manganeso se corroe en aire húmedo y se disuelve en ácidos. Tiene un punto de fusión de 1.245 °C, y un punto de ebullición de 962 °C; su densidad es 7,2 g/cm³, y su masa atómica 54,938.

El manganeso puro se obtiene por la combustión de la pirolusita (dióxido de manganeso) con polvo de aluminio, o por la electrólisis del sulfato de manganeso. Este metal no se da en la naturaleza en estado puro, excepto en los meteoros, pero se encuentra ampliamente distribuido en todo el mundo en forma de menas como la rodocrosita, la franklinita, la psilomelana y la manganita. Ocupa el lugar 12 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. La principal mena del manganeso es la pirolusita. Entre los países productores de manganeso figuran Ucrania, Georgia, Suráfrica, Brasil y México.

Aplicaciones

El uso principal del manganeso es la formación de aleaciones de hierro, obtenidas mediante el tratamiento de pirolusita en altos hornos con hierro y carbono. Las aleaciones ferromanganesas (hasta un 78% de manganeso), utilizadas para fabricar aceros, y las aleaciones *spiegeleisen* (de un 12 a un 33% de manganeso), son las más importantes. En pequeñas cantidades, el manganeso se añade al acero como desoxidante, y en grandes cantidades se emplea para formar una aleación muy resistente al desgaste. Las cajas fuertes están hechas de acero de manganeso, con un 12% de manganeso. Entre las aleaciones no ferrosas de manganeso se

encuentran el bronce de manganeso (compuesto de manganeso, cobre, estaño y cinc), resistente a la corrosión del agua de mar y que se utiliza en la fabricación de hélices de barcos y torpedos, y la manganina (compuesta de manganeso, cobre y níquel), usada en forma de cables para mediciones eléctricas de alta precisión, dado que su conductividad eléctrica apenas varía con la temperatura. El manganeso suele formar compuestos con valencias de 2, 3, 4, 6 o 7. El dióxido de manganeso (MnO_2) se da en la naturaleza en forma de pirolusita, y puede obtenerse artificialmente calentando nitrato de manganeso. Se utiliza en pinturas y barnices, para pintar cristales y cerámica, en la obtención de cloro y yodo y como despolarizador en baterías de pilas secas. El sulfato de manganeso (II) (MnSO_4), un sólido cristalino de color rosa, se prepara por la acción de ácido sulfúrico sobre dióxido de manganeso, y se utiliza en tintes para el algodón. El permanganato de sodio y el de potasio (NaMnO_4 y KMnO_4) son cristales de color púrpura oscuro, formados por la oxidación de sales ácidas de manganeso, y se emplean como oxidantes y desinfectantes.

Hierro, símbolo Fe (Lat., *ferrum*, "hierro"), es un elemento metálico, magnético, maleable y de color blanco plateado. Tiene de número atómico 26 y es uno de los elementos de transición del sistema periódico.

El hierro fue descubierto en la prehistoria y era utilizado como adorno y para fabricar armas; el objeto más antiguo, aún existente, es un grupo de cuentas oxidadas encontrado en Egipto, y data del 4000 a.C. El término arqueológico edad del hierro se aplica sólo al periodo en el que se extiende la utilización y el trabajo del hierro. El procesado moderno del hierro no comenzó en Europa central hasta la mitad del siglo XIV d.C.

Propiedades

El hierro puro tiene una dureza que oscila entre 4 y 5. Es blando, maleable y dúctil. Se magnetiza fácilmente a temperatura ordinaria; es difícil magnetizarlo en caliente, y a unos 790 °C desaparecen las propiedades magnéticas. Tiene un punto de fusión de unos 1535 °C, un punto de ebullición de 2750 °C y una densidad relativa de 7,86. Su masa atómica es 55,847.

El metal existe en tres formas alotrópicas distintas: hierro ordinario o hierro- (hierro-alfa), hierro- (hierro-gamma) y hierro- (hierro-delta). La disposición interna de los átomos en la red del cristal varía en la transición de una forma a otra. La transición de hierro- a hierro- se produce a unos 910 °C, y la transición de hierro- a hierro- se produce a unos 1.400 °C. Las distintas propiedades físicas de las formas alotrópicas y la diferencia en la cantidad de carbono admitida por cada una de las formas desempeñan un papel importante en la formación, dureza y temple del acero.

Químicamente el hierro es un metal activo. Se combina con los halógenos (flúor, cloro, bromo, yodo y astato) y con el azufre, fósforo, carbono y silicio. Desplaza al hidrógeno de la mayoría de los ácidos débiles. Arde con oxígeno formando tetróxido triferroso (óxido ferrosferroso), Fe_3O_4 . Expuesto al aire húmedo, se corroe formando óxido de hierro hidratado, una sustancia pardo-rojiza, escamosa, conocida comúnmente como orín. La formación de orín es un fenómeno electroquímico en el cual las impurezas presentes en el hierro interactúan eléctricamente con el hierro metal. Se establece una pequeña corriente en la que el agua de la atmósfera proporciona una disolución electrolítica. El agua y los electrolitos solubles aceleran la reacción. En este proceso, el hierro metálico se descompone y reacciona con el oxígeno del aire para formar el orín. La reacción es más rápida en aquellos lugares donde se acumula el orín, y la superficie del metal acaba agujereándose. Al sumergir hierro en ácido nítrico concentrado, se forma una capa de óxido que lo hace pasivo, es decir, no reactivo químicamente con ácidos u otras sustancias. La capa de óxido protectora se rompe fácilmente golpeando o sacudiendo el metal, que vuelve a convertirse en activo.

Estado natural

El hierro sólo existe en estado libre en unas pocas localidades, en concreto al oeste de Groenlandia. También se encuentra en los meteoritos, normalmente aleado con níquel. En forma de compuestos químicos, está distribuido por todo el mundo, y ocupa el cuarto lugar en abundancia entre los elementos de la corteza

terrestre; después del aluminio, es el más abundante de todos los metales. Los principales minerales de hierro son las hematitas. Otros minerales importantes son la goetita, la magnetita, la siderita y el hierro del pantano (limonita). La pirita, que es un sulfuro de hierro, no se procesa como mineral de hierro porque el azufre es muy difícil de eliminar. Para más detalles sobre el procesamiento de los minerales de hierro. También existen pequeñas cantidades de hierro combinadas con aguas naturales y en las plantas; además, es un componente de la sangre.

Aplicaciones y producción

El hierro puro, preparado por la electrólisis de una disolución de sulfato de hierro II, tiene un uso limitado. El hierro comercial contiene invariablemente pequeñas cantidades de carbono y otras impurezas que alteran sus propiedades físicas, pero éstas pueden mejorarse considerablemente añadiendo más carbono y otros elementos de aleación.

La mayor parte del hierro se utiliza en formas sometidas a un tratamiento especial, como el hierro forjado, el hierro fundido y el acero. Comercialmente, el hierro puro se utiliza para obtener láminas metálicas galvanizadas y electroimanes. Los compuestos de hierro se usan en medicina para el tratamiento de la anemia, es decir, cuando desciende la cantidad de hemoglobina o el número de glóbulos rojos en la sangre.

A principios de la década de 1990, la producción anual de hierro se aproximaba a 920 millones de toneladas métricas.

Compuestos

El hierro forma compuestos en los que tiene valencia +2 (antiguamente compuestos ferrosos) y compuestos en los que tiene valencia +3 (antiguamente compuestos férricos). Los compuestos de hierro (II) se oxidan fácilmente a compuestos de hierro (III). El compuesto más importante de hierro (II) es el sulfato de hierro (II), FeSO_4 , denominado caparrosa verde; normalmente existe en forma de cristales verde pálido que contienen siete moléculas de agua de hidratación. Se obtiene en grandes cantidades como subproducto al limpiar el hierro con baño químico, y se utiliza como mordiente en el tinte, para obtener tónicos medicinales y para fabricar tinta y pigmentos.

El óxido de hierro (III), un polvo rojo amorfo, se obtiene tratando sales de hierro (III) con una base, y también oxidando pirita. Se utiliza como pigmento, y se denomina rojo de hierro o rojo veneciano. También se usa como abrasivo para pulir y como medio magnetizable de cintas y discos magnéticos. El cloruro de hierro (III), que se obtiene en forma de cristales brillantes de color verde oscuro al calentar hierro con cloro, se utiliza en medicina y como una disolución alcohólica llamada tintura de hierro.

Los iones de hierro (II) y hierro (III) se combinan con los cianuros para formar compuestos complejos. El hexacianoferrato (II) de hierro (III) o ferrocianuro férrico, $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$, es un sólido amorfo azul oscuro formado por la reacción de hexacianoferrato (II) de potasio con una sal de hierro (III) y se conoce como azul de Prusia. Se usa como pigmento en pintura y como añil en el lavado de ropa para corregir el tinte amarillento dejado por las sales de hierro (II) en el agua. El hexacianoferrato (III) de potasio, $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$, llamado prusiato rojo, se obtiene del hexacianoferrato (III) de hierro (II) $(\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2)$. A éste se le llama también azul de Turnbull y se usa para procesar el papel de calco. El hierro experimenta también ciertas reacciones fisicoquímicas con el carbono, que son esenciales para fabricar el acero.

Cobalto, de símbolo Co, es un elemento metálico, magnético, de color blanco plateado, usado principalmente para obtener aleaciones. Su número atómico es 27 y es uno de los elementos de transición del sistema periódico.

El cobalto fue descubierto en 1735 por el químico sueco George Brandt. Tiene poca solidez y escasa

ductilidad a temperatura normal, pero es dúctil a altas temperaturas. Su punto de fusión es de 1.495 °C, y su punto de ebullición de 2.870 °C, siendo su densidad de 8,9 g/cm³. La masa atómica del cobalto es 58,933.

De los distintos isótopos de cobalto conocidos, el cobalto 60 radioactivo es el más importante. Tiene una vida media de 5,7 años y produce una intensa radiación gamma. El cobalto 60 se utiliza ampliamente en la industria y en la terapia radioisotópica.

Ocupa el lugar 30 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. El cobalto aparece en forma de arseniuro (CoAs₂), conocido como esmaltita; como sulfarseniuro de cobalto (CoAsS), también llamado cobaltina, y como arseniato hidratado de cobalto (Co(AsO₄)₂ · 8H₂O), conocido como eritrita. Las zonas de obtención del cobalto más importantes son los yacimientos de Ontario en Canadá, y los de los países de África central Zaire y Zambia, que son actualmente los mayores productores mundiales.

Las aleaciones resistentes a la temperatura, llamadas superaleaciones, contienen cobalto y se emplean en la industria y en las turbinas de los aviones. Una aleación con acero llamada acero de cobalto se utiliza para fabricar imanes permanentes. Con el carburo de wolframio el cobalto forma el carboloy, un material resistente usado para cortar y trabajar el acero; en aleación con el cromo, el cobalto produce la estelitita para usos similares al anterior. También se emplea en la industria de la cerámica y en el secado de pinturas, así como de catalizador.

Níquel, de símbolo Ni, es un elemento metálico magnético, de aspecto blanco plateado, utilizado principalmente en aleaciones. Es uno de los elementos de transición del sistema periódico y su número atómico es 28.

Durante miles de años el níquel se ha utilizado en la acuñación de monedas en aleaciones de níquel y cobre, pero no fue reconocido como sustancia elemental hasta el año 1751, cuando el químico sueco, Axel Frederic Cronstedt, consiguió aislar el metal de una mena de niquelita.

Propiedades

El níquel es un metal duro, maleable y dúctil, que puede presentar un intenso brillo. Tiene propiedades magnéticas por debajo de 345 °C. Aparece bajo cinco formas isotópicas diferentes. El níquel metálico no es muy activo químicamente. Es soluble en ácido nítrico diluido, y se convierte en pasivo (no reactivo) en ácido nítrico concentrado. No reacciona con los álcalis. Tiene un punto de fusión de 1.455 °C, y un punto de ebullición de 2.730 °C, su densidad es de 8,9 g/cm³ y su masa atómica 58,69.

Estado natural

El níquel aparece en forma de metal en los meteoros. También se encuentra, en combinación con otros elementos, en minerales como la garnierita, milerita, niquelita, pentlandita y pirrotina, siendo estos dos últimos las principales menas del níquel. Ocupa el lugar 22 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre.

Las menas de níquel contienen generalmente impurezas, sobre todo de cobre. Las menas de sulfuros, como las de pentlandita y pirrotina niquelífera se suelen fundir en altos hornos y se envían en forma de matas de sulfuro de cobre y níquel a las refinerías, en donde se extrae el níquel mediante procesos diversos. En el proceso electrolítico, el níquel se deposita en forma de metal puro, una vez que el cobre ha sido extraído por deposición a un voltaje distinto y con un electrolito diferente. En el proceso de Mond, el cobre se extrae por disolución en ácido sulfúrico diluido, y el residuo de níquel se reduce a níquel metálico impuro. Al hacer pasar monóxido de carbono por el níquel impuro se forma carbonilo de níquel (Ni(CO)₄), un gas volátil. Este gas calentado a 200 °C se descompone, depositándose el níquel metálico puro.

Aplicaciones y producción

El níquel se emplea como protector y como revestimiento ornamental de los metales; en especial de los que son susceptibles de corrosión como el hierro y el acero. La placa de níquel se deposita por electrólisis de una solución de níquel. Finamente dividido, el níquel absorbe 17 veces su propio volumen de hidrógeno y se utiliza como catalizador en un gran número de procesos, incluida la hidrogenación del petróleo.

El níquel se usa principalmente en aleaciones, y aporta dureza y resistencia a la corrosión en el acero. El acero de níquel, que contiene entre un 2% y un 4% de níquel, se utiliza en piezas de automóviles, como ejes, cigüeñales, engranajes, llaves y varillas, en repuestos de maquinaria y en placas para blindajes. Algunas de las más importantes aleaciones de níquel son la plata alemana, el invar, el monel, el nicromo y el permalloy. Las monedas de níquel en uso son una aleación de 25% de níquel y 75% de cobre. El níquel es también un componente clave de las baterías de níquel-cadmio.

Los mayores depósitos de níquel se encuentran en Canadá, y se han descubierto ricos yacimientos en el norte de Quebec en 1957. Le siguen en importancia como productores de níquel, Cuba, Puerto Rico, la antigua Unión Soviética (URSS), China y Australia. La producción mundial minera de níquel alcanzó en 1991 unas 923.000 toneladas.

Compuestos

El níquel forma fundamentalmente compuestos divalentes, aunque se dan casos en estados de oxidación formales que varían entre -1 y $+4$. La mayoría de las sales de níquel, como el cloruro de níquel (II), NiCl_2 , sulfato de níquel (II), NiSO_4 , y nitrato de níquel (II), $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, presentan color verde o azul, y están generalmente hidratadas. El sulfato de amonio y níquel ($\text{NiSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) se utiliza en soluciones para galvanizado de níquel. Los compuestos del níquel se identifican frecuentemente añadiendo un reactivo orgánico, la dimetilgloxima, la cual reacciona con el níquel para formar un precipitado floculante de color rojo.

Cobre, de símbolo Cu, es uno de los metales de mayor uso, de apariencia metálica y color pardo rojizo. El cobre es uno de los elementos de transición de la tabla periódica, y su número atómico es 29.

Ya era conocido en épocas prehistóricas, y las primeras herramientas y enseres fabricados probablemente eran de cobre. Se han encontrado objetos de cobre en las ruinas de muchas civilizaciones antiguas, como en Egipto, Asia Menor, China, sureste de Europa, Chipre (de donde proviene la palabra cobre), Creta y América del Sur. El cobre puede encontrarse en estado puro.

Aplicaciones y propiedades

Su punto de fusión es de 1.083°C , mientras que su punto de ebullición es de unos 2.567°C , y tiene una densidad relativa de $8,9\text{ g/cm}^3$. Su masa atómica es 63,846.

El cobre ha sido utilizado para una gran variedad de aplicaciones a causa de sus ventajosas propiedades como son la conductividad del calor y electricidad, la resistencia a la corrosión, así como su maleabilidad y ductilidad, además de su belleza. Debido a su extraordinaria conductividad, sólo superada por la plata, el uso más extendido del cobre se da en la industria eléctrica. Su ductilidad permite transformarlo en cables de cualquier diámetro, desde $0,025\text{ mm}$ en adelante. La resistencia a la tracción del alambre de cobre estirado es de unos 4.200 kg/cm^2 . Puede usarse tanto en cables y líneas de alta tensión exteriores como en el cableado eléctrico en interiores, cables de lámparas y maquinaria eléctrica en general: generadores, motores, reguladores, equipos de señalización, aparatos electromagnéticos y sistemas de comunicaciones.

A lo largo de la historia, el cobre se ha utilizado para acuñar monedas y confeccionar útiles de cocina, tinajas

y objetos ornamentales. En un tiempo era frecuente reforzar con cobre la quilla de los barcos de madera para proteger el casco ante posibles colisiones. El cobre puede galvanizarse fácilmente como tal o como base para otros metales. Con este fin se emplean grandes cantidades en la producción de electrotipos (reproducción de caracteres de impresión).

La metalurgia del cobre varía según la composición de la mena. El cobre en bruto se tritura, se lava y se prepara en barras. Los óxidos y carbonatos se reducen con carbono. Las menas más importantes, las formadas por sulfuros, no contienen más de un 12% de cobre, llegando en ocasiones tan sólo al 1%, y han de triturarse y concentrarse por flotación. Los concentrados se funden en un horno de reverbero que produce cobre metálico en bruto con una pureza aproximada del 98%. Este cobre en bruto se purifica posteriormente por electrólisis, obteniéndose barras con una pureza que supera el 99,9 por ciento.

El cobre puro es blando pero puede endurecerse posteriormente. Las aleaciones de cobre, mucho más duras que el metal puro, presentan una mayor resistencia y por ello no pueden utilizarse para fines eléctricos. No obstante, su resistencia a la corrosión es casi tan buena como la del cobre puro y son de fácil manejo. Las dos aleaciones más importantes son el latón, una aleación con cinc, y el bronce, una aleación con estaño. A menudo tanto el cinc como el estaño se funden en una misma aleación, haciendo difícil una diferenciación precisa entre el latón y el bronce. Ambos se emplean en grandes cantidades. También se usa el cobre en aleaciones con oro, plata y níquel, y es un componente importante en aleaciones como el monel, el bronce de cañón y la plata alemana.

El cobre forma dos series de compuestos químicos: de cobre (I), en la que el cobre tiene una valencia de 1, y de cobre (II), en la que su valencia es de 2. Los compuestos de cobre (I) apenas tienen importancia en la industria y se convierten fácilmente en compuestos de cobre (II) al oxidarse por la simple exposición al aire. Los compuestos de cobre (II) son estables. Algunas soluciones de cobre tienen la propiedad de disolver la celulosa, por lo que se usan grandes cantidades de cobre en la fabricación de rayón. También se emplea el cobre en muchos pigmentos, en insecticidas como el verde de Schweinfurt, o en fungicidas como la mezcla de Burdeos, aunque para estos fines está siendo sustituido ampliamente por productos orgánicos sintéticos.

Estado natural

El cobre ocupa el lugar 25 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Frecuentemente se encuentra agregado con otros metales como el oro, plata, bismuto y plomo, apareciendo en pequeñas partículas en rocas, aunque se han encontrado masas compactas de hasta 420 toneladas. El cobre se encuentra por todo el mundo en la lava basáltica, localizándose el mayor depósito conocido en la cordillera de los Andes en Chile, bajo la forma de pórfido. Este país posee aproximadamente el 25% de las reservas mundiales conocidas de cobre y a comienzos de 1980 se convirtió en el primer país productor de este mineral. Los principales yacimientos se localizan en Chuquibambilla, Andina, El Salvador y El Teniente. Las principales fuentes del cobre son la calcopirita y la bornita, sulfuros mixtos de hierro y cobre. Otras menas importantes son los sulfuros de cobre calcosina, que se encuentra en Chile, México, Estados Unidos y la antigua URSS; y la covellina, en Estados Unidos. La enargita, un sulfoarseniato de cobre, se encuentra en Yugoslavia, Suráfrica y América del Norte; la azurita, un carbonato básico de cobre, en Francia y Australia, y la malaquita, otro carbonato básico de cobre, en los montes Urales, Namibia y Estados Unidos. La tetraedrita, un sulfantimoniuro de cobre y de otros metales, y la crisocolla, un silicato de cobre, se hallan ampliamente distribuidos en la naturaleza. La cuprita, un óxido, en España, Chile, Perú y Cuba, y la atacamita, un cloruro básico, cuyo nombre proviene de la región andina de Atacama, en el norte de Chile y Perú.

Cinc o Zinc, de símbolo Zn, elemento metálico blanco azulado que tiene muchas aplicaciones industriales. El cinc es uno de los elementos de transición del sistema periódico; su número atómico es 30. Los minerales de cinc se conocen desde hace mucho tiempo, pero el cinc no fue reconocido como elemento hasta 1746, cuando el químico alemán Andreas Sigismund Marggraf aisló el metal puro calentando calamina y carbón de leña.

Propiedades y estado natural

El cinc puro es un metal cristalino, insoluble en agua caliente y fría, y soluble en alcohol, en los ácidos y en los álcalis. Es extremadamente frágil a temperaturas ordinarias, pero se vuelve maleable entre los 120 y los 150 °C, y se lamina fácilmente al pasarlo entre rodillos calientes. No es atacado por el aire seco, pero en aire húmedo se oxida, cubriéndose con una película carbonada que lo protege de una posterior corrosión. Tiene un punto de fusión de 420 °C, un punto de ebullición de 907 °C y una densidad relativa de 7,14. Su masa atómica es 65,38.

Ocupa el lugar 24 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. No existe libre en la naturaleza, sino que se encuentra como óxido de cinc (ZnO) en el mineral cincita y como silicato de cinc ($2\text{ZnO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) en la hemimorfita. También se encuentra como carbonato de cinc (ZnCO_3) en el mineral esmitsonita, como óxido mixto de hierro y cinc ($\text{Zn}(\text{FeO}_2)\text{O}_2$) en la franklinita, y como sulfuro de cinc (ZnS) en la esfalerita, o blenda de cinc. Las menas utilizadas más comúnmente como fuente de cinc son la esmitsonita y la esfalerita.

El primer paso en el proceso metalúrgico es transformar los minerales en óxidos, sometiéndolos a altas temperaturas. Después se reducen los óxidos con carbono en un horno eléctrico y el cinc hierve y se destila en la retorta, en donde tiene lugar la reducción. El cinc obtenido por destilación contiene pequeñas cantidades de hierro, arsénico, cadmio y plomo, y es conocido en metalurgia como peltre. En otro método de refinarlo, los minerales se calcinan y se lixivian con ácido sulfúrico. Después de separar las impurezas, la disolución se electroliza. El cinc electrolítico es puro y tiene cualidades superiores como, por ejemplo, una mayor resistencia a la corrosión.

Aplicaciones

El metal se usa principalmente como capa protectora o galvanizador para el hierro y el acero, y como componente de distintas aleaciones, especialmente del latón. También se utiliza en las placas de las pilas (baterías) eléctricas secas, y en las fundiciones a troquel. El óxido de cinc, conocido como cinc blanco, se usa como pigmento en pintura. También se utiliza como relleno en llantas de goma y como pomada antiséptica en medicina. El cloruro de cinc se usa para preservar la madera y como fluido soldador. El sulfuro de cinc es útil en aplicaciones relacionadas con la electroluminiscencia, la fotoconductividad, la semiconductividad y otros usos electrónicos; se utiliza en los tubos de las pantallas de televisión y en los recubrimientos fluorescentes.

Itrio, de símbolo Y, es un elemento metálico blanco-plateado, de número atómico 39. El itrio es uno de los elementos de transición del sistema periódico.

El itrio fue aislado por el químico sueco Carl Gustav Mosander en 1843. El itrio metal puede ser preparado por la reducción del trifluoruro de itrio (YF_3) con calcio. Se oxida fácilmente con el aire produciendo el óxido Y_2O_3 y se disuelve en agua caliente para formar el hidróxido $\text{Y}(\text{OH})_3$. El itrio ocupa el lugar 29 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. El itrio se encuentra como un óxido en la mayoría de los minerales de los lantánidos. Se usa mucho en las sustancias fosfóricas empleadas en los tubos de televisión en color.

El itrio tiene un punto de fusión de 1.522 °C, un punto de ebullición de 3.338 °C, y una densidad relativa de 4,47. La masa atómica del itrio es 88,906.

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 Jöns Jakob Berzelius.

Propiedades 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).

Niobio, de símbolo Nb, es un elemento metálico, de color gris acero, brillante, dúctil y maleable. El número atómico del niobio es 41. El niobio es uno de los elementos de transición del sistema periódico.

Este metal fue descubierto en 1801 por el químico británico Charles Hatchett. El niobio arde cuando se le calienta en presencia de aire y se combina con el nitrógeno, el hidrógeno y los halógenos. Resiste la acción de casi todos los ácidos. Su uso principal es como elemento de aleación en el acero inoxidable, al que le proporciona mayor resistencia a la corrosión, especialmente a altas temperaturas.

El niobio ocupa el lugar 32 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre. Existe, asociado con el elemento similar tantalio, en varios minerales, siendo el más importante la columbita o tantalita. El niobio puro tiene excelentes características como material de construcción para las plantas de energía nuclear. Aunque el niobio se encuentra en muchos lugares del mundo, una gran parte de la producción procede de Nigeria y Zaire.

El niobio tiene un punto de fusión de 2.468 °C, un punto de ebullición de 4.742 °C y una densidad relativa de 8,57. La masa atómica del niobio es 92,906.

Molibdeno, de símbolo Mo, es un elemento metálico con propiedades químicas similares a las del cromo. Es uno de los elementos de transición del sistema periódico. El número atómico del molibdeno es 42.

Fue descubierto en 1778 por el químico sueco Karl Wilhelm Scheele. Es un metal blanco plateado, duro y maleable. El molibdeno se disuelve en ácido nítrico y agua regia, y es atacado por los álcalis fundidos. El aire no lo ataca a temperaturas normales, pero arde a temperaturas por encima de los 600 °C formando óxido de

molibdeno. El molibdeno tiene un punto de fusión de unos 2.610 °C, un punto de ebullición de unos 5.560 °C, y una densidad relativa de 10,2. Su masa atómica es 95,94.

El molibdeno no existe libre en la naturaleza, sino en forma de minerales, siendo los más importantes la molibdenita y la wulfenita. Ocupa el lugar 56 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre y es un oligoelemento importante del suelo, donde contribuye al crecimiento de las plantas.

El metal se usa principalmente en aleaciones con acero. Esta aleación soporta altas temperaturas y presiones y es muy resistente, por lo que se utiliza en la construcción, para hacer piezas de aviones y piezas forjadas de automóviles. El alambre de molibdeno se usa en tubos electrónicos, y el metal sirve también como electrodo en los hornos de vidrio. El sulfuro de molibdeno se usa como lubricante en medios que requieren altas temperaturas. Casi los dos tercios del suministro mundial del metal se obtienen como un subproducto en las excavaciones de cobre. Estados Unidos es el primer productor, seguido de Canadá.

Tecnecio, de símbolo Tc, es un elemento metálico radiactivo, el primero que se creó artificialmente. Su número atómico es 43. El tecnecio es uno de los elementos de transición del sistema periódico.

En 1937, Emilio Segrè y Carlo Perrier obtuvieron el tecnecio bombardeando molibdeno con *deuterones* (partículas formadas por un protón y un neutrón). Debido a que el tecnecio no forma parte de la serie de desintegración de ningún elemento natural radiactivo, los científicos pensaron que el tecnecio no existía en la naturaleza. Sin embargo, en 1988, se detectaron cantidades diminutas de este elemento en minerales de una mina profunda de molibdeno en Colorado, Estados Unidos. Se conocen los isótopos con números másicos entre 90 y 111; el isótopo más común tiene un número másico de 99.

El tecnecio forma óxidos, sulfuros y tecnetiatos, tales como el tecnetiato de amonio (NH_4TcO_4). Los compuestos y aleaciones que contienen óxido de tecnecio pueden evitar la corrosión del hierro por el agua. El tecnecio 99 se usa para el diagnóstico por imagen en medicina. El tecnecio tiene un punto de fusión de 2.200 °C, un punto de ebullición de unos 4.567 °C y una densidad relativa de 11,5.

Rutenio, de símbolo Ru, es un elemento metálico, blanco-grisáceo, químicamente no reactivo. El rutenio es uno de los elementos de transición del sistema periódico. El número atómico del rutenio es 44.

El rutenio fue descubierto en 1844 por el químico ruso Karl Karlovich Klaus. El nombre del elemento se deriva de la región de Rutenia, actualmente parte de Ucrania. El metal existe en estado metálico en las menas de platino. El rutenio ocupa el lugar 80 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre; tiene un punto de fusión de 2.310 °C, un punto de ebullición de 3.900 °C y una densidad de 12,3 g/cm³. Su masa atómica es 101,7.

La adición de rutenio a las aleaciones de platino y paladio, endurece dichas aleaciones. Éstas tienen una gran resistencia al desgaste y se utilizan para fabricar joyas, en las restauraciones de porcelana-metal en odontología, para las puntas de las plumas estilográficas y para pivotes no magnetizables de ciertos instrumentos. La aleación rutenio-molibdeno es un superconductor a temperaturas por debajo de los -263 °C. El metal puro es superior al platino en su resistencia al ataque de los ácidos, incluyendo el agua regia.

Rodio (del griego *rhodon*, "rosa"), de símbolo Rh, es un elemento metálico brillante de color blanco-plateado utilizado principalmente en aleaciones. El rodio es uno de los elementos de transición del sistema periódico. Su número atómico es 45.

El rodio fue descubierto en 1803 por el químico británico William Hyde Wollaston. El rodio metal es muy estable. Es insoluble en los ácidos ordinarios y muy difícil de fundir. Tiene una dureza de 4. Los compuestos de rodio abarcan estados de oxidación de uno a seis. Las disoluciones acuosas de muchas de sus sales son de color rosa, de ahí su nombre. El metal existe como aleación en las menas de platino, en el osmiridio y en

ciertas menas de oro-rodio llamadas rodita. Ocupa el lugar 81 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. El rodio tiene un punto de fusión de 1.966 °C, un punto de ebullición de 3.727 °C, y una densidad de 12,4 g/cm³. La masa atómica del rodio es 102,906.

El rodio se usa principalmente aleado con platino; la aleación resultante tiene las propiedades deseables del platino y es también dura y estable. Las aleaciones rodio-platino se usan en pilas termoelectricas para medir temperaturas altas. El rodio puro se usa como superficie de espejo en los faros, y para platear joyas y platería. El rodio negro es un metal finamente dividido que contiene algo de óxido e hidruro. Se utiliza como catalizador y como pigmento negro para la porcelana.

Paladio, de símbolo Pd, es un elemento metálico blanco-plateado y blando, relativamente escaso. Su número atómico es 46. El paladio es uno de los elementos de transición del sistema periódico.

El paladio fue descubierto en 1804 por el químico británico William Hyde Wollaston. Tiene una dureza de 4,8. Al igual que el platino, es dúctil, maleable y resistente a la corrosión; funde más fácilmente que el platino y puede ser soldado con facilidad. Finamente dividido, el paladio es un excelente adsorbente para algunos gases; adsorbe de 1.000 a 3.000 veces su volumen de hidrógeno o etino (acetileno) gas cuando se calienta a 100 °C. El paladio se disuelve fácilmente en agua regia. Forma compuestos bivalentes y tetravalentes y se asemeja químicamente al platino. El paladio ocupa el lugar 71 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre. Tiene un punto de fusión de 1.554 °C, un punto de ebullición de 2.970 °C y una densidad relativa de 12,02. La masa atómica del paladio es 106,4. El metal existe en estado puro en las menas de platino y en estado combinado en las menas canadienses de níquel.

El metal se usa principalmente en el campo de las comunicaciones, donde se utiliza para revestir contactos eléctricos en dispositivos de control automáticos. Se usa también en odontología; para resortes no magnéticos en relojes de pulsera y de pared, para revestir espejos especiales y en joyería, aleado con oro, en lo que se conoce como oro blanco.

Plata, de símbolo Ag, es un elemento metálico blanco y brillante que conduce el calor y la electricidad mejor que ningún otro metal. La plata 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.

Químicamente, 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 (Ag₂S) es una de las sales más insolubles en disolución acuosa, propiedad que se utiliza para separar los iones de 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 argentífero, 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 sub-producto 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, Canadá, Estados Unidos y Australia. En 1993, se produjeron en todo el mundo cerca de 13.000 toneladas.

Metalurgia

Normalmente, 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 Parkes, que se usa extensamente para separar la plata del cobre, ver menas de plomo. La plata impura obtenida en los procesos metalúrgicos se refina por métodos electrolíticos o por copelación, un proceso que elimina las impurezas por evaporación o absorción.

Aplicaciones

El uso de la plata en Joyería, servicios de mesa 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 de plata 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. La plata coloidal, que es una disolución diluida de nitrato de plata (AgNO_3) y de algunos compuestos insolubles, como el potasio, se usa en medicina como antiséptico y bactericida. El Argirol, un compuesto de plata, es un antiséptico local para ojos, oídos, nariz y garganta.

Los haluros de plata (bromuro de plata, cloruro de plata y yoduro de plata) que se oscurecen al exponerlos a la luz, se utilizan en emulsiones para placas, película y papel fotográficos. Estas sales son solubles en tiosulfato de sodio, que es el compuesto utilizado en el proceso de fijación fotográfica.

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 y estado natural

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 $321\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $765\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una densidad de $8,64\text{ g/cm}^3$; 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.

Hafnio, de símbolo Hf, es un elemento metálico muy semejante al circonio. El hafnio es uno de los elementos de transición del sistema periódico; su número atómico es 72.

El hafnio fue descubierto en Copenhague en 1923 por el químico húngaro Georg von Hevesy y el físico holandés Dirk Coster. Basándose en la predicción del físico danés Niels Bohr, de que el elemento 72 sería semejante al circonio en su estructura, buscaron el elemento en las menas de circonio. El hafnio se encuentra en casi todas las menas de circonio y ocupa el lugar 45 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Se asemeja tanto al circonio en sus propiedades químicas y en su estructura cristalina, que la separación de los dos elementos es extremadamente difícil. La forma más efectiva de realizar la separación es por medio del intercambio iónico. El hafnio se usa en la fabricación de filamentos de tungsteno. Debido a su resistencia a altas temperaturas, se utiliza con el circonio como material estructural en las plantas de energía nuclear.

El hafnio tiene un punto de fusión de 2.227°C , un punto de ebullición de 4.602°C y una densidad de $13,3\text{ g/cm}^3$. La masa atómica del hafnio es 178,49.

Tantalio o Tántalo, de símbolo Ta, es un elemento metálico blanco, dúctil y maleable. El tantalio es uno de los elementos de transición del sistema periódico. El número atómico del tantalio es 73. Fue obtenido por vez primera puro en 1820 por el químico sueco Jöns Jakob Berzelius, que calentó el tantalifluoruro de potasio, K_2TaF_7 , con un exceso de potasio.

Propiedades y estado natural

El tantalio es soluble en los álcalis fundidos, insoluble en ácido sulfúrico, clorhídrico y nítrico, y soluble en ácido fluorhídrico. Arde en el aire para formar pentóxido de tantalio, Ta_2O_5 , una sustancia blanca e infusible que se combina con los óxidos o hidróxidos metálicos para formar compuestos llamados tantalitas. El ácido tantálico, $\text{TaO}_5 \cdot \text{H}_2\text{O}$ es un precipitado gelatinoso que se produce añadiendo agua al pentacloruro de tantalio. El tantalio tiene un punto de fusión de 2.996°C , un punto de ebullición de 5.425°C y una densidad de $16,6\text{ g/cm}^3$. La masa atómica del tantalio es 180,948.

El tantalio pertenece al grupo de metales que incluye al vanadio y al niobio. Existe principalmente en el mineral tantalita, FeTa_2O_6 . El tantalio ocupa el lugar 53 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre. Los principales sedimentos del metal se encuentran en Australia y Escandinavia. La mayoría de los minerales de tantalio contienen algo de niobio metal, que es separado por procedimientos de extracción con disolventes o cristalización selectiva. Comercialmente, el tantalio se prepara por la electrólisis del tantalifluoruro de potasio fundido o de compuestos de tantalio disueltos en ácido sulfúrico diluido.

Aplicaciones

Puesto que es más resistente que el platino a muchos agentes corrosivos, el tantalio ha sustituido ampliamente al platino en patrones de masa y en artículos de laboratorio. La mayor aplicación del tantalio es en condensadores de circuitos electrónicos y en rectificadores de circuitos de bajo voltaje, tales como los de los sistemas de señalización de ferrocarriles. Debido a su resistencia al ataque de los ácidos del cuerpo humano y a su compatibilidad con el tejido corporal, se utiliza para unir huesos rotos. El tantalio también se usa en instrumentos quirúrgicos y dentales y en intercambiadores de calor. El óxido es un ingrediente de los cristales ópticos especiales para lentes de cámaras aéreas.

Volframio 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 volframio 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. El punto de fusión del volframio es de $3.410\text{ }^{\circ}\text{C}$, su punto de ebullición es de $5.660\text{ }^{\circ}\text{C}$, y su densidad relativa es 19,5. Su masa atómica es 183,85.

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 wolframita, las menas más importantes de volframio. Más de la mitad de la producción mundial de estas menas proceden de las minas de Corea del Sur, Portugal, Austria y Australia. Para extraer el elemento de su mena, se funde ésta con carbonato de sodio obteniéndose volfranato de sodio, Na_2WO_4 . El volfranato 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 enrolan 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.

Renio, de símbolo Re, es un elemento metálico, escaso, de color blanco-plateado. El número atómico del renio es 75. El renio es uno de los elementos de transición del sistema periódico.

La existencia del renio y la semejanza de sus propiedades químicas con el elemento manganeso fueron previstas en 1871 por el químico ruso Dmitry Ivanovich Mendeleev, quien lo llamó dvi-manganeso. El renio fue descubierto en 1925 por los químicos alemanes Walter Karl Noddack e Ida Eva Tacke Noddack en las menas de tantalita, wolframita y columbita, mediante el análisis espectrográfico de rayos X; más tarde se encontró en mayores cantidades en la molibdenita.

El renio metal es muy duro y, exceptuando al volframio, es el menos fundible de todos los metales comunes.

Ocupa el lugar 79 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre. El renio tiene un punto de fusión de 3.180 °C y una densidad relativa de 20,53. La masa atómica del renio es 186,207.

El renio se utiliza en filamentos eléctricos, varillas de soldadura, pilas termoeléctricas, imanes criogénicos y filamentos de flashes fotográficos; también se usa como catalizador.

Osmio, de símbolo Os, es un elemento metálico, frágil, de color blanco-azulado que tiene una densidad sólo comparable a la del iridio. El número atómico del osmio es 76. Es uno de los elementos de transición del sistema periódico.

El osmio fue descubierto en 1803 por el químico británico Smithson Tennant. El osmio tiene una dureza de 7; funde a 3.030 °C y tiene una densidad relativa de 22,61. La masa atómica del osmio es 190,2.

El osmio es atacado por el ácido fosfórico, el agua regia, el ácido nítrico, el ácido sulfúrico concentrado y también por el fluoruro de hidrógeno y el cloro. El osmio forma sales en las que tiene valencias de 1 a 8. El metal existe en la naturaleza en las menas de platino y aleado con el iridio en el osmiridio. El osmio ocupa el lugar 74 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre. El principal uso del metal es en la aleación osmiridio. Aleado con platino, se usa para patrones de pesos y medidas.

Iridio, de símbolo Ir, es un elemento metálico blanco, frágil y extremadamente duro. El número atómico del iridio es 77; es uno de los elementos de transición del sistema periódico.

Desde el punto de vista químico, el iridio es extremadamente inerte, resistiendo incluso la acción del agua regia. En sus compuestos químicos forma sales trivalentes y tetravalentes. Es un metal extremadamente raro, ocupando el lugar 77 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. La masa atómica del iridio es 192,22. Tiene un punto de fusión de 2.410 °C, un punto de ebullición de 4.130 °C y una densidad relativa de 22,4, la más alta de todos los elementos.

El iridio se encuentra en sedimentos aluviales aleado con platino, como platiniridio, y con osmio, como osmiridio. El iridio se usa principalmente como material de aleación para platino; la aleación, que contiene aproximadamente un 10% de iridio, es mucho más dura que el platino puro. Las aleaciones platino-iridio con porcentajes de iridio mayores, se usan para hacer instrumentos de precisión, herramientas quirúrgicas, puntas de plumas y patrones de pesos y longitudes.

El iridio fue descubierto por el químico británico Smithson Tennant en 1804 y debe su nombre a la naturaleza iridiscente de algunos de sus componentes.

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.

El platino 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.

Propiedades 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°C , un punto de ebullición de 3.827°C , y una densidad relativa de 21,45. Su masa atómica es 195,09.

Ocupa el lugar 72 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre. Excepto en el mineral esperrilita (arseniuro de platino), el platino existe en estado metálico, a menudo aleado con otros metales del platino. Se han encontrado pepitas del metal con un peso 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 antigua Unión Soviética, la República Sudafricana y Canadá, junto con Colombia y Estados Unidos son los principales productores.

Oro, de símbolo Au (del latín *aurum*, 'oro'), 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.

Propiedades

El oro puro es el más maleable y dúctil de todos los metales. Puede golpearse con un martillo hasta conseguir un espesor de $0,000013\text{ cm}$ 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 (2,5 a 3 de dureza) y un buen conductor eléctrico y térmico. El oro es de color amarillo y tiene un brillo lustroso. Como otros metales en polvo, el oro finamente dividido presenta un color negro y en suspensión coloidal su color varía entre el rojo rubí y el púrpura. El oro es un metal muy inactivo. No le afecta el aire, el calor, 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 de 196,967.

Estado natural

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 argéntífero o *electro*. En combinación química con el telurio, está presente junto con la plata en minerales como la calaverita 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 millones de toneladas métricas, 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 más fácil de obtener. Debido a su relativa rareza, comenzó a usarse como moneda de cambio y como referencia en las transacciones monetarias internacionales (Patrón oro). La unidad para medir el peso del oro es la onza troy, que equivale a 31,1 g.

La mayor parte del oro producido se emplea en la acuñación de monedas y en joyería. Para estos fines se usa en aleación 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.

El oro también se utiliza en forma de láminas para dorar y rotular. El púrpura de Cassius, un precipitado de oro finamente dividido 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 del Oro

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 la fuente con arena o grava mezcladas con pequeñas porciones 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 paso del 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 rompen y se filtran a través de unos conductos en los que el oro se va depositando, mientras que la grava flota y se retira. En la extracción en ríos se suelen utilizar dragas elevadoras. Estas dragas son barcas con fondo plano que se sirven de una cadena sin fin 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 tablas 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 con contenido de 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 aquéllas 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. En el año 1869 se encontró la roca más grande, la Welcome Stranger, pesaba unos 70,8 kg y apareció casualmente bajo la superficie del suelo al chocar con la rueda de un vagón en Victoria, Australia.

Producción de oro

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 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 de oro 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 de oro. La dominación española en las colonias del continente americano supuso a partir del siglo XVI un importante incremento en la producción de oro en el Nuevo Mundo para su posterior exportación: entre los años 1521 y 1660, los españoles trajeron de América mas 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 oro 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 (Sudáfrica) en 1886.

En la actualidad Sudáfrica es el mayor proveedor mundial de oro, con una producción anual que ronda las 700 toneladas métricas. 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 Sudáfrica y la antigua URSS, que son los grandes productores, y en menor medida, Estados Unidos, Australia, Canadá, China y Brasil. Otros países con producción notable, aunque inferior, son: México, Chile, Colombia y Filipinas.

Mercurio, 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 de la tabla periódica.

El mercurio, 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, estado natural y producción

A temperatura ordinaria el mercurio 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 concentrado, 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.

El mercurio 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, la mena del cinabrio. 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.

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 usa 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 calomelano, 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.

Boro, de símbolo B, es un elemento semimetálico, frágil y duro con número atómico 5. El boro se encuentra en el grupo 13 (o IIIA) del sistema periódico.

Los compuestos del boro, el bórax en concreto, se conocen desde la antigüedad, pero el elemento puro fue preparado por primera vez en 1808 por los químicos franceses Joseph Gay-Lussac y Baron Louis Thénard, e independientemente por el químico británico sir Humphry Davy. En bajas concentraciones es un elemento necesario para el crecimiento de las plantas, pero en exceso es tóxico. Las investigaciones sugieren que además es importante nutricionalmente para los huesos en humanos y otros vertebrados.

El boro puro, tal como se prepara normalmente, es un polvo, aunque se puede preparar la forma cristalina disolviendo boro en aluminio fundido y enfriándolo lentamente. La masa atómica del boro es 10,81; tiene un punto de fusión de unos 2.180 °C, un punto de ebullición de unos 3.650 °C, y una densidad de 2,35 g/cm³.

El boro no reacciona con agua ni con ácido clorhídrico y el aire no le afecta a temperatura ambiente. Al rojo vivo, se combina directamente con el nitrógeno para formar el nitruro de boro (BN), y con el oxígeno para formar el óxido de boro (B₂O₃). Con los metales forma boruros, tales como el boruro de manganeso (Mg₃B₂). Las primeras fuentes de compuestos de boro fueron el bórax y el ácido bórico. Recientemente, se trabaja a partir de estos otros minerales la ulexita (NaCaB₅O₉ · 8H₂O), la colemanita (Ca₂B₆O₁₁ · 5H₂O), la kernita (Na₂B₄O₇ · 4H₂O), y la boracita (Mg₇Cl₂B₁₆O₃₀). El boro ocupa el lugar 38° en abundancia entre los elementos naturales de la corteza terrestre.

Aunque el boro tiene valencia 3 y su posición en el sistema periódico indicaría una relación cercana con el aluminio, en realidad es mucho más parecido al carbono y al silicio en sus propiedades químicas. En sus compuestos, el boro actúa como un no metal, pero a diferencia de casi todos los no metales, el boro puro es un conductor eléctrico, como los metales y el carbono (grafito). El boro cristalino es similar al diamante en apariencia y propiedades ópticas, y es casi tan duro como él. Los hidruros de boro son todavía más parecidos a los compuestos de silicio y carbono. Los compuestos de boro importantes en la industria incluyen el bórax (Na₂B₄O₇ · 10H₂O), el ácido bórico (H₃BO₃), y el carburo de boro (B₄C).

El boro tiene importantes aplicaciones en el campo de la energía nuclear. Se utiliza en los detectores de partículas, y debido a su alta absorción de neutrones se utiliza como absorbente de control en los reactores nucleares y como material constituyente de los escudos contra neutrones.

Carbono, de símbolo C, es un elemento crucial para la existencia de los organismos vivos, y que tiene muchas aplicaciones industriales importantes. Su número atómico es 6; y pertenece al grupo 14 (o IVA) del

sistema periódico.

Propiedades

La masa atómica del carbono es 12,01115. Las tres formas de carbono elemental existentes en la naturaleza (diamante, grafito y carbono amorfo) son sólidos con puntos de fusión extremadamente altos, e insolubles en todos los disolventes a temperaturas ordinarias. Las propiedades físicas de las tres formas difieren considerablemente a causa de las diferencias en su estructura cristalina. En el diamante, el material más duro que se conoce, cada átomo está unido a otros cuatro en una estructura tridimensional, mientras que el grafito consiste en láminas débilmente unidas de átomos dispuestos en hexágonos.

El carbono amorfo se caracteriza por un grado de cristalización muy bajo. Puede obtenerse en estado puro calentando azúcar purificada a 900 °C en ausencia de aire.

El carbono tiene la capacidad única de enlazarse con otros átomos de carbono para formar compuestos en cadena y cíclicos muy complejos. Esta propiedad conduce a un número casi infinito de compuestos de carbono, siendo los más comunes los que contienen carbono e hidrógeno. Sus primeros compuestos fueron identificados a principios del siglo XIX en la materia viva, y debido a eso, el estudio de los compuestos de carbono se denominó química 'orgánica'.

A temperaturas normales, el carbono se caracteriza por su baja reactividad. A altas temperaturas, reacciona directamente con la mayoría de los metales formando carburos, y con el oxígeno formando monóxido de carbono (CO) y dióxido de carbono (CO₂). El carbono en forma de coque se utiliza para eliminar el oxígeno de las menas que contienen óxidos de metales, obteniendo así el metal puro. El carbono forma también compuestos con la mayoría de los elementos no metálicos, aunque algunos de esos compuestos, como el tetracloruro de carbono (CCl₄), han de ser obtenidos indirectamente.

Estado natural

El carbono es un elemento ampliamente distribuido en la naturaleza, aunque sólo constituye un 0,025% de la corteza terrestre, donde existe principalmente en forma de carbonatos. El dióxido de carbono es un componente importante de la atmósfera y la principal fuente de carbono que se incorpora a la materia viva. Por medio de la fotosíntesis, los vegetales convierten el dióxido de carbono en compuestos orgánicos de carbono, que posteriormente son consumidos por otros organismos. El carbono amorfo se encuentra con distintos grados de pureza en el carbón de leña, el carbón, el coque, el negro de carbono y el negro de humo. El negro de humo, al que a veces se denomina de forma incorrecta negro de carbono, se obtiene quemando hidrocarburos líquidos como el queroseno, con una cantidad de aire insuficiente, produciendo una llama humeante. El humo u hollín se recoge en una cámara separada. Durante mucho tiempo se utilizó el negro de humo como pigmento negro en tintas y pinturas, pero ha sido sustituido por el negro de carbono, que está compuesto por partículas más finas. El negro de carbono, llamado también negro de gas, se obtiene por la combustión incompleta del gas natural y se utiliza sobre todo como agente de relleno y de refuerzo en el caucho o hule.

En 1985, los científicos volatilizaron el grafito para producir una forma estable de molécula de carbono consistente en 60 átomos de carbono dispuestos en una forma esférica desigual parecida a un balón de fútbol. La molécula recibió el nombre de buckminsterfulereno ('pelota de Bucky' para acortar) en honor a R. Buckminster Fuller, el inventor de la cúpula geodésica. La molécula podría ser común en el polvo interestelar.

Aplicaciones científicas

El isótopo del carbono más común es el carbono 12; en 1961 se eligió este isótopo para sustituir al isótopo oxígeno 16 como medida patrón para las masas atómicas, y se le asignó la masa atómica 12.

Los isótopos carbono 13 y carbono 14 se usan como trazadores en la investigación bioquímica. El carbono 14 se utiliza también en la técnica llamada método del carbono 14, que permite estimar la edad de los fósiles y otras materias orgánicas. Este isótopo es producido continuamente en la atmósfera por los rayos cósmicos, y se incorpora a toda la materia viva. Como el carbono 14 se desintegra con un periodo de semidesintegración de 5.760 años, la proporción entre el carbono 14 y el carbono 12 en un espécimen dado, proporciona una medida de su edad aproximada.

Nitrógeno, de símbolo N, es un elemento gaseoso que compone la mayor parte de la atmósfera terrestre. Su número atómico es 7 y pertenece al grupo 15 (o VA) de la tabla periódica.

El nitrógeno fue aislado por el físico británico Daniel Rutherford en 1772 y reconocido en 1776 como gas elemental por el químico francés Antoine Laurent Lavoisier.

Propiedades

El nitrógeno es un gas no tóxico, incoloro, inodoro e insípido. Puede condensarse en forma de un líquido incoloro que, a su vez, puede comprimirse como un sólido cristalino e incoloro. El nitrógeno aparece en dos formas isotópicas naturales; artificialmente se han obtenido cuatro isótopos radiactivos. Tiene un punto de fusión de $-210,01\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $-195,79\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una densidad de $1,251\text{ gr/l}$ a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 1 atmósfera de presión. Su masa atómica es 14,007.

Se obtiene de la atmósfera haciendo pasar aire por cobre o hierro calientes; el oxígeno se separa del aire dejando el nitrógeno mezclado con gases inertes. El nitrógeno puro se obtiene por destilación fraccionada del aire líquido. Al tener el nitrógeno líquido un punto de ebullición más bajo que el oxígeno líquido, el nitrógeno se destila primero, momento en que puede separarse.

El nitrógeno compone cuatro quintos (78,03%) del volumen de aire. Es inerte y actúa como agente diluyente del oxígeno en los procesos de combustión y respiración. Es un elemento importante en la nutrición de la plantas. Ciertas bacterias del suelo fijan el nitrógeno y lo transforman (por ejemplo en nitratos) para poder ser absorbido por las plantas, en un proceso llamado fijación de nitrógeno. En forma de proteína es un componente importante de las fibras animales. El nitrógeno aparece combinado en los minerales, como el salitre (KNO_3) y el nitrato de Chile (NaNO_3), dos importantes productos comerciales.

Se combina con otros elementos únicamente a altas temperaturas y presiones. Se hace activo sometiéndolo a una descarga eléctrica a baja presión, combinándose con metales alcalinos para formar azidas; con vapor de cinc, mercurio, cadmio y arsénico para formar nitruros, y con numerosos hidrocarburos para formar ácido cianhídrico y cianuros, también llamados nitrilos. El nitrógeno activado se vuelve nitrógeno ordinario apenas en un minuto.

En estado combinado, interviene en muchas reacciones. Son tantos los compuestos que forma, que el químico estadounidense Edward Franklin elaboró un esquema de compuestos que contienen nitrógeno en lugar de oxígeno. En compuestos, el nitrógeno aparece con todas las valencias que van de -3 a $+5$. El amoníaco, la hidrazina y la hidroxilamina son ejemplos de compuestos en los que la valencia del nitrógeno es -3 , -2 y -1 , respectivamente. Los óxidos del nitrógeno son un ejemplo de compuestos en los que el nitrógeno tiene todas las valencias positivas.

Aplicaciones

La mayor parte del nitrógeno utilizado en la industria química se obtiene por destilación fraccionada del aire líquido, y se usa para sintetizar amoníaco. A partir de este amoníaco se preparan una gran variedad de productos químicos, como fertilizantes, ácido nítrico, urea, hidrazina y aminas. También se usa el amoníaco para elaborar óxido nitroso (N_2O), un gas incoloro conocido popularmente como gas de la risa. Este gas,

mezclado con oxígeno, se utiliza como anestésico en cirugía.

El nitrógeno líquido tiene una aplicación muy extendida en el campo de la criogenia como agente enfriante. Su uso se ha visto incrementado con la llegada de los materiales cerámicos que se vuelven superconductores en el punto de ebullición del nitrógeno.

Oxígeno, de símbolo O, es un elemento gaseoso ligeramente magnético, incoloro, inodoro e insípido. El oxígeno es el elemento más abundante en la Tierra. Fue descubierto en 1774 por el químico británico Joseph Priestley e independientemente por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele; el químico francés Antoine Laurent de Lavoisier demostró que era un gas elemental realizando sus experimentos clásicos sobre la combustión.

Propiedades y estado natural

El oxígeno gaseoso se condensa formando un líquido azul pálido fuertemente magnético. El oxígeno sólido de color azul pálido se obtiene comprimiendo el líquido. La masa atómica del oxígeno es 15,9994; a la presión atmosférica, el elemento tiene un punto de ebullición de $-182,96\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de fusión de $-218,4\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una densidad de 1,429 g/l a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.

El oxígeno constituye el 21% en volumen o el 23,15% en masa de la atmósfera, el 85,8% en masa de los océanos (el agua pura contiene un 88,8% de oxígeno), el 46,7% en masa de la corteza terrestre (como componente de la mayoría de las rocas y minerales). El oxígeno representa un 60% del cuerpo humano. Se encuentra en todos los tejidos vivos. Casi todas las plantas y animales, incluyendo los seres humanos, requieren oxígeno, ya sea en estado libre o combinado, para mantenerse con vida. Se conocen tres formas estructurales del oxígeno: el oxígeno ordinario, que contiene dos átomos por molécula y cuya fórmula es O_2 ; el ozono, que contiene tres átomos por molécula y cuya fórmula es O_3 , y una forma no magnética azul pálida, el O_4 , que contiene cuatro átomos por molécula, y se descompone fácilmente en oxígeno ordinario. Se conocen tres isótopos estables del oxígeno: el oxígeno 16 (de masa atómica 16) es el más abundante. Representa un 99,76% del oxígeno ordinario y se utilizó en la determinación de las masas atómicas hasta la década de 1960. El oxígeno se prepara en el laboratorio a partir de ciertas sales como el clorato de potasio, el peróxido de bario y el peróxido de sodio. Los métodos industriales más importantes para la obtención de oxígeno son la electrólisis del agua y la destilación fraccionada de aire líquido. En este último método, se licúa el aire y se deja evaporar. En el aire líquido, el nitrógeno es más volátil y se evapora antes, quedando el oxígeno en estado líquido. A continuación el oxígeno se almacena y se transporta en forma líquida o gaseosa.

El oxígeno está presente en muchos compuestos orgánicos e inorgánicos. Forma compuestos llamados óxidos con casi todos los elementos, incluyendo algunos de los gases nobles. La reacción química en la cual se forma el óxido se llama oxidación. La velocidad de la reacción varía según los elementos. La combustión ordinaria es una forma de oxidación muy rápida. En la combustión espontánea, el calor desarrollado por la reacción de oxidación es suficientemente grande para elevar la temperatura de la sustancia hasta el punto de producir llamas. Por ejemplo, el fósforo combina tan vigorosamente con el oxígeno, que el calor liberado en la reacción hace que el fósforo se funda y arda. Algunas sustancias finamente divididas presentan un área tan grande de superficie al aire, que arden formando llamas por combustión espontánea; a éstas se las llama sustancias pirofóricas. El azufre, el hidrógeno, el sodio y el magnesio combinan con el oxígeno menos energéticamente y sólo arden después de la ignición. Algunos elementos como el cobre y el mercurio reaccionan lentamente para formar los óxidos, incluso cuando se les calienta. Los metales inertes, como el platino, el iridio y el oro únicamente forman óxidos por métodos indirectos. (Para mayor información sobre los óxidos, ver los artículos correspondientes a cada elemento).

Aplicaciones

Se usan grandes cantidades de oxígeno en los sopletes para soldar a alta temperatura, en los cuales, la mezcla

de oxígeno y otro gas produce una llama con una temperatura muy superior a la que se obtiene quemando gases en aire. El oxígeno se le administra a pacientes con problemas respiratorios y también a las personas que vuelan a altitudes elevadas, donde la baja concentración de oxígeno no permite la respiración normal. El aire enriquecido con oxígeno se utiliza para fabricar acero en los hornos de hogar abierto.

El oxígeno de gran pureza se utiliza en las industrias de fabricación de metal. Es muy importante como líquido propulsor en los misiles teledirigidos y en los cohetes.

Flúor, (en latín *fluo*, 'flujo'), de símbolo F, es un elemento gaseoso, químicamente reactivo y venenoso. Se encuentra en el grupo 17 (o VIIA) de la tabla periódica, y es uno de los halógenos. Su número atómico es 9. El elemento fue descubierto en 1771 por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele y fue aislado en 1886 por el químico francés Henri Moissan.

Propiedades y estado natural

El flúor es un gas amarillo verdoso pálido, ligeramente más pesado que el aire, venenoso, corrosivo y que posee un olor penetrante y desagradable. Su masa atómica es 18,998. Tiene un punto de fusión de $-219,61\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $-188,13\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una densidad relativa de 1,51 en estado líquido y a su punto de ebullición. Es el elemento no metálico más activo químicamente. Se combina directamente con la mayoría de los elementos e indirectamente con nitrógeno, cloro y oxígeno. Descompone a la mayoría de los compuestos formando fluoruros, que se encuentran entre los compuestos químicos más estables.

El flúor existe en la naturaleza combinado en forma de fluorita, criolita y apatito. La fluorita, de la que se derivan la mayoría de los compuestos de flúor, está muy extendida en México, el centro de Estados Unidos, Francia e Inglaterra. El flúor también se presenta en forma de fluoruros en el agua del mar, en los ríos y en los manantiales minerales, en los tallos de ciertas hierbas y en los huesos y dientes de los animales. Ocupa el lugar 17 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre.

La preparación de flúor como elemento libre es difícil y se lleva a cabo en raras ocasiones, pues es muy reactivo. Sin embargo, el flúor gaseoso puede prepararse con técnicas electrolíticas, y el flúor líquido pasando el gas por un tubo de metal o caucho rodeado de aire líquido.

Compuestos del flúor

El fluoruro de hidrógeno, HF o H_2F_2 , uno de los compuestos más importantes del flúor, se prepara calentando fluoruro de calcio en ácido sulfúrico. Su disolución acuosa (ácido fluorhídrico), que es la que se usa comercialmente, se obtiene pasando vapores de fluoruro de hidrógeno anhidro por un receptor de plomo que contiene agua destilada. El ácido fluorhídrico es extremadamente corrosivo y debe almacenarse en contenedores de plomo, acero o plástico. Este ácido disuelve el vidrio, lo que lo hace útil para su grabado; ejemplos de ello son las divisiones de los termómetros y los dibujos grabados en vajillas y cerámicas. Otro compuesto del flúor, el ácido hidrofluorsilícico, reacciona con el sodio y el potasio formando sales llamadas fluorsilicatos o silicofluoruros.

El flúor y muchos fluoruros, tales como el fluoruro de hidrógeno y el fluoruro de sodio, son muy venenosos. El agua potable con excesivas cantidades de fluoruros hace que el esmalte dental se vuelva quebradizo y se astille, produciendo un efecto como de manchas. Sin embargo, se ha demostrado que una proporción adecuada de fluoruros en el agua potable, reduce en gran medida las caries.

Aplicaciones

Los compuestos de flúor tienen muchas aplicaciones. Los clorofluorocarbonos, ciertos líquidos o gases inodoros y no venenosos, como el freón, se usan como agente dispersante en los vaporizadores aerosol y

como refrigerante. Sin embargo, en 1974, algunos científicos sugirieron que esos productos químicos llegaban a la estratosfera y estaban destruyendo la capa de ozono de la Tierra. Con la confirmación de estos descubrimientos al final de la década de 1980, la fabricación de esos productos químicos empezó a eliminarse por etapas. Otro producto químico, el teflón, un plástico de flúor muy resistente a la acción química, se usa ampliamente para componentes en la industria automovilística, y también como recubrimiento antiadherente de la superficie interior de las sartenes y otros utensilios de cocina con el fin de reducir la necesidad de grasas al cocinar. Muchos compuestos orgánicos de flúor desarrollados durante la II Guerra Mundial mostraron un amplio potencial comercial. Por ejemplo, los hidrocarburos líquidos fluorados derivados del petróleo son útiles como aceites lubricantes muy estables. El hexafluoruro de uranio, que es el único compuesto volátil del uranio, se usa en el proceso de difusión gaseosa para proporcionar combustible a las plantas de energía.

Silicio, de símbolo Si, es un elemento semimetálico, el segundo elemento más común en la Tierra después del oxígeno. Su número atómico es 14 y pertenece al grupo 14 (o IVA) de la tabla periódica. Fue aislado por primera vez de sus compuestos en 1823 por el químico sueco Jöns Jakob barón de Berzelius.

Propiedades y estado natural

Se prepara en forma de polvo amorfo amarillo pardo o de cristales negros-grisáceos. Se obtiene calentando sílice, o dióxido de silicio (SiO_2), con un agente reductor, como carbono o magnesio, en un horno eléctrico. El silicio cristalino tiene una dureza de 7, suficiente para rayar al vidrio, de dureza de 5 a 7. El silicio tiene un punto de fusión de $1.410\text{ }^\circ\text{C}$, un punto de ebullición de $2.355\text{ }^\circ\text{C}$ y una densidad relativa de 2,33. Su masa atómica es 28,086.

El silicio se disuelve en ácido fluorhídrico formando el gas tetrafluoruro de silicio, SiF_4 , y es atacado por los ácidos nítrico, clorhídrico y sulfúrico, aunque el dióxido de silicio formado inhibe la reacción. También se disuelve en hidróxido de sodio, formando silicato de sodio y gas hidrógeno. A temperaturas ordinarias el silicio es insensible al aire, pero a temperaturas elevadas reacciona con el oxígeno formando una capa de sílice que ya no reacciona más. A altas temperaturas reacciona también con nitrógeno y cloro formando nitruro de silicio y cloruro de silicio respectivamente.

El silicio constituye un 28% de la corteza terrestre. No existe en estado libre elemental, sino que se encuentra en forma de dióxido de silicio y de silicatos complejos. Los minerales que contienen silicio constituyen cerca del 40% de todos los minerales comunes, incluyendo más del 90% de los minerales que forman rocas volcánicas. El mineral cuarzo, las variedades del cuarzo (cornalina, crisoprasa, ónice, pedernal y jaspe) y los minerales cristobalita y tridimita son las formas cristalinas del silicio existentes en la naturaleza. El dióxido de silicio es el componente principal de la arena. Los silicatos (en concreto los de aluminio, calcio y magnesio) son los componentes principales de las arcillas, el suelo y las rocas, en forma de feldespatos, anfíboles, piroxenos, micas y ceolitas, y de piedras semipreciosas como el olivino, granate, zircón, topacio y turmalina.

Aplicaciones

Se utiliza en la industria del acero como componente de las aleaciones de silicio-acero. Para fabricar el acero, se desoxida el acero fundido añadiéndole pequeñas cantidades de silicio; el acero común contiene menos de un 0,03% de silicio. El acero de silicio, que contiene de 2,5 a 4% de silicio, se usa para fabricar los núcleos de los transformadores eléctricos, pues la aleación presenta baja histéresis. Existe una aleación de acero, el durirón, que contiene un 15% de silicio y es dura, frágil y resistente a la corrosión; el durirón se usa en los equipos industriales que están en contacto con productos químicos corrosivos. El silicio se utiliza también en las aleaciones de cobre, bronce y latón.

El silicio es un semiconductor; su resistividad a la corriente eléctrica a temperatura ambiente varía entre la de los metales y la de los aislantes. La conductividad del silicio puede controlarse añadiendo pequeñas cantidades de impurezas llamadas dopantes. La capacidad de controlar las propiedades eléctricas del silicio y su

abundancia en la naturaleza han posibilitado el desarrollo y aplicación de los transistores y circuitos integrados que se utilizan en la industria electrónica.

La sílice y los silicatos se utilizan en la fabricación de vidrio, barnices, esmaltes, cemento y porcelana, y tienen importantes aplicaciones individuales. La sílice fundida, que es un vidrio que se obtiene fundiendo cuarzo o hidrolizando tetracloruro de silicio, se caracteriza por un bajo coeficiente de expansión y una alta resistencia a la mayoría de los productos químicos. El gel de sílice es una sustancia incolora, porosa y amorfa; se prepara eliminando parte del agua de un precipitado gelatinoso de ácido silícico, $\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, el cual se obtiene añadiendo ácido clorhídrico a una disolución de silicato de sodio. El gel de sílice absorbe agua y otras sustancias y se usa como agente desecante y decolorante.

El silicato de sodio (Na_2SiO_3), también llamado vidrio, es un silicato sintético importante, sólido amorfo, incoloro y soluble en agua, que funde a 1.088°C . Se obtiene haciendo reaccionar sílice (arena) y carbonato de sodio a alta temperatura, o calentando arena con hidróxido de sodio concentrado a alta presión. La disolución acuosa de silicato de sodio se utiliza para conservar huevos; como sustituto de la cola o pegamento para hacer cajas y otros contenedores; para unir gemas artificiales; como agente incombustible, y como relleno y adherente en jabones y limpiadores. Otro compuesto de silicio importante es el carborundo, un compuesto de silicio y carbono que se utiliza como abrasivo.

El monóxido de silicio, SiO , se usa para proteger materiales, recubriéndolos de forma que la superficie exterior se oxida al dióxido SiO_2 . Estas capas se aplican también a los filtros de interferencias.

Fósforo, de símbolo P, es un elemento no metálico reactivo, fundamental en los organismos vivos y con múltiples aplicaciones industriales. Su número atómico es 15 y su masa atómica 30,974. Se encuentra en el grupo 15 (o VA) del sistema periódico.

Fue descubierto hacia el año 1669 por el alquimista alemán Hennig Brand cuando experimentaba tratando de obtener oro a partir de la plata.

Propiedades y estado natural

El fósforo se presenta en tres formas alotrópicas diferentes: fósforo ordinario (o blanco), fósforo rojo y fósforo negro. De los tres, solamente el blanco y el rojo tienen importancia a nivel comercial. El fósforo ordinario recién preparado es blanco, volviéndose amarillo pálido al exponerse a la luz del sol. El fósforo es un sólido ceroso, cristalino y translúcido que resplandece débilmente con aire húmedo y resulta fuertemente venenoso. A una temperatura de 34°C arde en el aire espontáneamente y debe almacenarse bajo agua. Es insoluble en agua, ligeramente soluble en disolventes orgánicos y muy soluble en disulfuro de carbono. El fósforo blanco tiene un punto de fusión de $44,1^\circ\text{C}$ y un punto de ebullición de 280°C .

Este fósforo se prepara comercialmente calentando fosfato de calcio con arena (dióxido de silicio) y coque, en un horno eléctrico. Al calentarse en ausencia de aire a una temperatura entre 230 y 300°C se transforma en fósforo rojo, un polvo microcristalino no venenoso. Se sublima (pasa directamente del estado sólido al líquido) a 416°C y tiene una densidad relativa de 2,34. El fósforo negro se obtiene calentando fósforo blanco a 200°C y bajo presión. Tiene una densidad relativa de 2,69.

El fósforo se halla ampliamente distribuido en la naturaleza y ocupa el lugar 11 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. No se da en estado puro, sino que se encuentra principalmente en forma de fosfato, como rocas fosfáticas y apatito. También se presenta en estado combinado en los suelos fértiles y en muchas aguas naturales. Es un elemento importante en la fisiología de animales y plantas y está presente en todos los huesos de los animales en forma de fosfato cálcico.

Aplicaciones

La mayoría de los compuestos del fósforo son trivalentes y pentavalentes. El fósforo se combina fácilmente con oxígeno formando óxidos, siendo los más importantes el óxido de fósforo (III), P_2O_3 , y el óxido de fósforo (V), P_2O_5 . El óxido de fósforo un sólido cristalino blanco, se emplea como agente reductor. Es una sustancia deliquescente (se disuelve con la humedad del aire) y su vapor es tóxico. El óxido de fósforo (V), un sólido amorfo, blanco y deliquescente, sublima a 250 °C. Reacciona con agua formando ácido fosfórico y se utiliza como agente desecante.

El fósforo forma hidruros con hidrógeno, siendo el más importante el PH_3 , semejante al amoníaco (NH_3) o hidruro de nitrógeno. Todos los halógenos se combinan directamente con el fósforo formando haluros, que se usan en la preparación de haluros de hidrógeno y compuestos orgánicos. Los compuestos comerciales del fósforo más importantes son el ácido fosfórico y sus sales denominadas fosfatos. La mayor parte de los compuestos del fósforo se utilizan como fertilizantes. También se emplean para aclarar disoluciones azucaradas, así como en pruebas de tejidos de seda y materiales ignífugos, y en aleaciones de fósforo-bronce y fósforo-cobre. El fósforo blanco se usa para preparar raticidas y el fósforo rojo para elaborar fósforos o cerillas.

Azufre, de símbolo S, es un elemento no metálico, insípido, inodoro, de color amarillo pálido. El azufre se encuentra en el grupo 16 (o VIA) del sistema periódico. Su número atómico es 16 y su masa atómica 32,064.

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 relación a la temperatura, presión y el método de enfriamiento. El azufre puede presentarse en varias formas llamadas modificaciones alotrópicas, que incluyen los líquidos S_8 y S_6 , y diversas variedades sólidas, cuyas formas más familiares son el azufre rómbico y el azufre monoclinico. La más estable es el azufre rómbico, un sólido cristalino de color amarillo con una densidad de 2,06 g/cm³ a 20° C. Es ligeramente soluble en alcohol y éter, moderadamente soluble en aceites y altamente soluble en disulfuro de carbono. A temperaturas entre 94,5 °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 g/cm³ a 20 °C. La temperatura a la que el azufre rómbico y monoclinico se encuentran en equilibrio, 94,5 °C, se conoce como temperatura de transición. Cuando el azufre rómbico ordinario se funde a 115,21 °C, forma el líquido móvil amarillo pálido S_8 , que se vuelve oscuro y viscoso a 160 °C formando S_6 . Si se calienta el azufre hasta casi alcanzar su punto de ebullición de 444,6 °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_6 sobreenfriado.

El azufre tiene valencias dos, cuatro y seis, 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, $H_2S_2O_3$ 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 gas, 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.

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, $(\text{Cu},\text{Fe})\text{S}_2$; 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, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Así mismo está presente en moléculas de una gran variedad de sustancias como la mostaza, huevo, proteínas y aceite de ajo. 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 en las piritas, o también depositarse por aguas sulfurosas calientes, en las cuales el sulfuro de hidrógeno se ha oxidado por contacto con la atmósfera. A principios de los años noventa, la producción mundial de azufre alcanzó unos 52,7 millones de toneladas métricas.

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 puede purificarse 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 de la Tierra, 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 puede extraerse 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 productos que contienen azufre sirve también para elaborar una gran cantidad de materiales que no contienen azufre en sí mismos como el ácido fosfórico.

Cloro, de símbolo Cl, es un elemento gaseoso amarillo verdoso. Pertenece al grupo 17 (o VIIA) del sistema periódico, y es uno de los halógenos. Su número atómico es 17.

El cloro elemental fue aislado por vez primera en 1774 por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele, quien creía que el gas era un compuesto; no fue hasta 1810 cuando el químico británico sir Humphry Davy demostró que el cloro era un elemento y le dio su nombre actual.

A temperatura ordinaria, es un gas amarillo verdoso que puede licuarse fácilmente bajo una presión de 6,8 atmósferas a 20 °C. El gas tiene un olor irritante, y muy concentrado es peligroso; fue la primera sustancia utilizada como gas venenoso en la I Guerra Mundial. El cloro libre no existe en la naturaleza, pero sus compuestos son minerales comunes, y ocupa el lugar 20 en abundancia en la corteza terrestre. El cloro tiene un punto de fusión de -101 °C, un punto de ebullición de -34,05 °C a una atmósfera de presión, y una densidad relativa de 1,41 a -35 °C; la masa atómica del elemento es 35,453.

El cloro es un elemento activo, que reacciona con agua, con compuestos orgánicos y con varios metales. Se han obtenido cuatro óxidos: Cl₂O, ClO₂, Cl₂O₆ y Cl₂O₇. El cloro no arde en el aire, pero refuerza la combustión de muchas sustancias; una vela ordinaria de parafina, por ejemplo, arde en cloro con una llama humeante. El cloro y el hidrógeno pueden mantenerse juntos en la oscuridad, pero reaccionan explosivamente en presencia de la luz. Las disoluciones de cloro en agua son comunes en los hogares como agentes blanqueadores.

La mayor parte del cloro es producida por la electrólisis de una disolución ordinaria de sal, obteniéndose hidróxido de sodio como subproducto. Debido a que la demanda de cloro excede a la de hidróxido de sodio, industrialmente se produce algo de cloro tratando sal con óxidos de nitrógeno, u oxidando el cloruro de hidrógeno. El cloro se transporta como líquido en botellas de acero. Se usa para blanquear pulpa de papel y otros materiales orgánicos, para destruir los gérmenes del agua y para preparar bromo, tetraetil-plomo y otros productos importantes.

Arsénico, de símbolo As, es un elemento semimetálico extremadamente venenoso. El número atómico del arsénico es 33. El arsénico está en el grupo 15 (o VA) del sistema periódico.

Propiedades y estado natural

Químicamente el arsénico se encuentra entre los metales y los no metales. Sus propiedades responden a su situación dentro del grupo al que pertenece (nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto). El arsénico ocupa el lugar 52 en abundancia entre los elementos naturales de la corteza terrestre. Cuando se calienta, se sublima, pasando directamente de sólido a gas a 613 °C. Una de las formas más comunes del arsénico es gris, de apariencia metálica y tiene una densidad relativa de 5,7. Existe también una forma amarilla no metálica con una densidad relativa de 2,0. La masa atómica del arsénico es 74,92.

El arsénico se conoce desde la antigüedad. El elemento puro puede prepararse fácilmente calentando un mineral común llamado arsenopirita (FeAsS). Otros minerales comunes son el realgar (As₂S₂); el oropimente (As₂S₃); y el trióxido de arsénico (As₂O₃). El elemento puro se encuentra en la naturaleza ocasionalmente. El arsénico sustituye con frecuencia a algún azufre en los sulfuros, que son las menas principales de muchos de los metales pesados. Cuando se calcinan esos minerales, el arsénico se sublima y se obtiene como subproducto en forma de polvo en los tubos de la caldera.

Aplicaciones

El arsénico se usa en grandes cantidades en la fabricación de vidrio para eliminar el color verde causado por las impurezas de compuestos de hierro. Una carga típica en un horno de vidrio contiene un 0,5 % de trióxido de arsénico. A veces se añade al plomo para endurecerlo, y también se usa en la fabricación de gases venenosos militares como la lewisita y la adamsita. Hasta la introducción de la penicilina, el arsénico era muy importante en el tratamiento de la sífilis. En otros usos médicos ha sido desplazado por las sulfamidas o los antibióticos. Los arseniatos de plomo y calcio se usan frecuentemente como insecticidas. Ciertos compuestos de arsénico, como el arseniuro de galio (GaAs), se utilizan como semiconductores. El GaAs se usa también como láser. El disulfuro de arsénico (As₂S₂), conocido también como oropimente rojo y rubí arsénico, se usa como pigmento en la fabricación de fuegos artificiales y pinturas.

El arsénico es venenoso en dosis significativamente mayores a 65 mg, y el envenenamiento puede producirse por una única dosis alta, pero también por acumulación progresiva de pequeñas dosis repetidas, como, por ejemplo, la inhalación de gases o polvo de arsénico. Por otra parte, algunas personas, en concreto los que ingieren arsénico en las montañas del sur de Austria, han descubierto que el arsénico tiene un efecto tónico, y han desarrollado cierta tolerancia hacia él que les permite ingerir cada día una cantidad que normalmente sería una dosis fatal. Sin embargo, esta tolerancia no les protege contra la misma cantidad de arsénico administrada hipodérmicamente.

A menudo es importante contar con un test fiable que detecte la presencia de cantidades pequeñas de arsénico, porque el arsénico, aun siendo un veneno violento, es ampliamente usado y, por tanto, es un contaminante muy difundido. La prueba de Marsh, llamado así por su inventor, el químico inglés James Marsh, proporciona un método simple para detectar trazas de arsénico tan mínimas que no podrían descubrirse con un análisis ordinario. La sustancia a analizar se coloca en un generador de hidrógeno, y el arsénico presente se convierte en arsenamina (AsH₃), que se mezcla con el hidrógeno. Si el flujo de hidrógeno se calienta mientras pasa por un tubo de vidrio, la arsenamina se descompone, y el arsénico metálico se deposita en el tubo. Cantidades mínimas producen una mancha apreciable. Utilizando la prueba de Marsh se pueden detectar cantidades tan mínimas como 0,1 mg de arsénico o de antimonio.

Selenio (del griego *seléné*, luna), de símbolo Se, es un elemento semimetálico, cuyo número atómico es 34. Se encuentra en el grupo 16 (o VIA) del sistema periódico.

El selenio fue descubierto en 1817 por el químico sueco Jöns Jakob Berzelius en el lodo recogido en el fondo de una cámara de plomo en una fábrica de ácido sulfúrico. Su nombre obedece al hecho de haberse encontrado asociado al teluro (del latín *tellus*, "tierra").

Propiedades y estado natural

Químicamente se asemeja al azufre y está relacionado con el teluro. Al igual que el azufre, se presenta en varias formas alotrópicas diferentes: como polvo rojo-ladrillo; como masa amorfa vidriosa, de color castaño oscuro, llamada selenio vitroso; como cristales monoclinicos rojos con una densidad relativa de 4,5, y como cristales de color gris metálico llamados selenio gris. Forma ácido selenioso (H₂SeO₃) y ácido selénico (H₂SeO₄), cuyas sales respectivas se denominan selenitos y seleniatos. El selenio gris tiene un punto de fusión de 217 °C, un punto de ebullición de 685 °C y una densidad relativa de 4,81. La masa atómica del selenio es 78,96.

El elemento selenio aparece en unos pocos minerales como seleniuro, siendo el más común de ellos el seleniuro de plomo. También se da combinado con azufre en numerosas menas de este elemento. Se obtiene generalmente como subproducto en el refinado de menas de sulfuro de cobre, aunque esta última fuente de obtención es insuficiente para satisfacer la creciente demanda del elemento en la industria. El mayor depósito destinado a explotación comercial se descubrió en 1955 en Wyoming (EEUU).

Aplicaciones

El selenio gris es conductor de la electricidad; esta conductividad aumenta con la luz y disminuye en la oscuridad. Esta propiedad se aprovecha en el funcionamiento de diversos aparatos fotoeléctricos. En forma de selenio rojo o seleniuro de sodio, se utiliza para colorear de rojo escarlata vidrios, barnices y esmaltes. También se emplea a gran escala para eliminar colores en el vidrio, ya que neutraliza el tinte verdoso producido por compuestos de hierro (ferrosos). A menudo se añaden pequeñas cantidades de selenio al caucho vulcanizado para aumentar su resistencia a la abrasión. El seleniato de sodio se usa como insecticida para las plantas, especialmente para crisantemos y claveles, esparciéndose alrededor de las raíces para alcanzar toda la planta a través de la savia. El sulfuro de selenio se emplea en el tratamiento de la caspa, acné, eccemas, dermatitis seborreica y otras enfermedades de la piel.

Bromo, de símbolo Br, es un elemento venenoso que a temperatura ambiente presenta un color rojo oscuro. Es uno de los halógenos y pertenece al grupo 17 (o VIIA) del sistema periódico. Su número atómico es 35.

Propiedades y estado natural

El bromo se encuentra abundantemente en la naturaleza. Su punto de fusión es de $-7,25^{\circ}\text{C}$, y su punto de ebullición de $58,78^{\circ}\text{C}$, siendo su densidad relativa 3,10 y su masa atómica 79,90. Por sus propiedades químicas, el bromo es tan parecido al cloro con el que casi siempre se encuentra asociado que no fue reconocido como un elemento distinto hasta 1826, cuando fue aislado por el químico francés Antoine Jérôme Balard.

El bromo es un líquido extremadamente volátil a temperatura ambiente; libera un venenoso y sofocante vapor rojizo compuesto por moléculas diatómicas. En contacto con la piel produce heridas de muy lenta curación. Es ligeramente soluble en agua, 100 partes de agua disuelven en frío unas 4 partes de bromo y, en caliente, unas 3 partes. A temperaturas inferiores a 7°C forma junto con el agua un hidrato sólido y rojo $\text{Br}_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. En presencia de álcalis el bromo reacciona químicamente con el agua para formar una mezcla de ácido bromhídrico (HBr) y ácido hipobromoso (HOBr). El bromo es fácilmente soluble en una amplia variedad de disolventes orgánicos, como el alcohol, éter, triclorometano (cloroformo) y disulfuro de carbono. Reacciona químicamente con muchos compuestos y elementos metálicos, y es ligeramente menos activo que el cloro.

El bromo no se encuentra en la naturaleza en estado puro, sino en forma de compuestos. El bromo puede obtenerse a partir del bromuro mediante un tratamiento con dióxido de manganeso o clorato de sodio. El aumento de la demanda ha llevado a producir el bromo a partir del agua de mar, que contiene una proporción de 65 partes de bromo por millón.

Aplicaciones

El bromo ha sido utilizado en la preparación de ciertos tintes y en la obtención de dibromoetano (bromuro de etileno), un componente del líquido antidetonante de la gasolina de plomo. También tiene aplicaciones en fotografía y en la producción de gas natural y petróleo.

Teluro, (del latín *tellus*, 'tierra'), de símbolo Te, es un elemento semimetálico, frágil, de color blanco plateado. Su número atómico es 52 y es uno de los elementos de transición del sistema periódico. Fue descubierto en 1782 por el científico alemán Franz Joseph Müller von Reichenstein y más tarde, en 1798, otro químico alemán, Martin Heinrich Klaproth, lo identificó como elemento, dándole su nombre actual.

Propiedades y estado natural

El teluro es un elemento relativamente estable, insoluble en agua y ácido clorhídrico, pero soluble en ácido nítrico y en agua regia. Reacciona con un exceso de cloro formando dicloruro de teluro, TeCl_2 y tetracloruro de teluro, TeCl_4 . Se oxida con ácido nítrico produciendo dióxido de teluro, TeO_2 , y con ácido crómico dando ácido telúrico, H_2TeO_4 . En combinación con hidrógeno y ciertos metales forma telururos, como telururo de

hidrógeno, H_2Te , y telururo de sodio, Na_2Te . El telurio tiene un punto de fusión de $452\text{ }^\circ\text{C}$, un punto de ebullición de $990\text{ }^\circ\text{C}$ y una densidad relativa de 6,25. Su masa atómica es 127,60.

El telurio ocupa el lugar 78 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Se encuentra en estado puro o combinado con oro, plata, cobre, plomo y níquel en minerales como la silvanita, la patcita y la tetradimita. También puede encontrarse en rocas en forma de telurita (o dióxido de telurio), TeO_2 . Las principales fuentes comerciales del telurio se encuentran en los fangos de las refinerías de plomo y cobre, y en el polvo de los conductos de los depósitos de telururo de oro. También se obtiene por reducción del óxido de telurio, formando un polvo metálico de color blanco grisáceo. Los principales depósitos de telurio se encuentran en México, oeste de Australia y Ontario, en Canadá.

Aplicaciones

El telurio se emplea en la fabricación de dispositivos rectificadores y termoelectrónicos, así como en la investigación de semiconductores. Junto con diversas sustancias orgánicas, se utiliza como agente vulcanizante para el procesamiento del caucho natural y sintético, y en los compuestos antidetonantes de la gasolina. También se usa para dar color azul al vidrio. El telurio coloidal actúa como insecticida, germicida y fungicida.

Yodo, de símbolo I, es un elemento químicamente reactivo que, a temperatura ordinaria, es un sólido negro-azulado. Se encuentra en el grupo 17 (o VIIA) del sistema periódico, y es uno de los halógenos. Su número atómico es 53.

El yodo fue aislado por vez primera a partir de residuos de algas marinas en 1811 por Bernard Courtois, un francés comerciante de salitre. El descubrimiento fue confirmado y anunciado por los químicos franceses Charles Desormes y Nicholas Clément. La naturaleza del elemento fue establecida en 1813 por el químico francés Joseph Louis Gay-Lussac, quien le puso el nombre de yodo.

Propiedades y estado natural

La masa atómica del yodo es 126,905. A diferencia de los halógenos más ligeros, el yodo es un sólido cristalino a temperatura ambiente. La sustancia, brillante, blanda y de color negro-azulado, se sublima al calentarse, desprendiendo un vapor violeta con un olor hediondo como el del cloro. El vapor vuelve a condensarse rápidamente sobre una superficie fría. Tiene un punto de fusión de $113,6\text{ }^\circ\text{C}$ y un punto de ebullición de $185\text{ }^\circ\text{C}$. El único isótopo que se produce en la naturaleza es estable, pero artificialmente se han producido varios isótopos radiactivos. El elemento, en forma pura, es venenoso.

El yodo, como todos los halógenos, es químicamente activo. Es algo soluble en agua, pero se disuelve fácilmente en una disolución acuosa de yoduro de potasio. También es soluble en alcohol, cloroformo y otros reactivos orgánicos. Con siete electrones en la capa exterior de su átomo, el yodo tiene varios estados de oxidación, siendo los principales -1 , $+1$, $+5$ y $+7$. Se combina fácilmente con la mayoría de los metales para formar *yoduros*, y también lo hace con otros *haluros* (compuestos químicos formados por un halógeno y un metal). Las reacciones con oxígeno, nitrógeno y carbono se producen con más dificultad.

El yodo es un elemento relativamente raro, ocupa el lugar 62 en abundancia en la naturaleza, pero sus compuestos están muy extendidos en el agua de mar, en el suelo y en las rocas. El yodo se obtiene de las salmueras y del nitrato de Chile, en el que se encuentra como impureza. En menor grado, se extrae también de organismos marinos, algunas como algas, que concentran yodo en sus tejidos.

Aplicaciones

El yodo es muy importante en medicina porque es un oligoelemento presente en una hormona de la glándula

tiroides que afecta al control del crecimiento y a otras funciones metabólicas. La falta de yodo puede impedir el desarrollo del crecimiento y producir otros problemas, como el bocio. Por lo tanto, en las zonas donde hay carencia de yodo, la sal yodada sirve para compensar el déficit. Las disoluciones yodo-alcohol y los complejos de yodo se usan como antisépticos y desinfectantes. Ciertos isótopos radiactivos del yodo se utilizan en investigación médica y en otros campos. Otros compuestos de yodo se usan en fotografía, fabricación de tintes y operaciones de bombardeo de nubes. En química, se utilizan varios compuestos de yodo como agentes oxidantes fuertes.

Astato (del griego, *astatos*, 'inestable'), de símbolo At, es un elemento radiactivo, el más pesado de los halógenos. Su número atómico es 85.

Originalmente llamado alabamina debido a las primeras investigaciones con el elemento en el Instituto Politécnico de Alabama, fue preparado en 1940 bombardeando bismuto con partículas alfa de alta energía. El primer isótopo sintetizado tenía una masa atómica de 211 y una vida media de 7,2 horas. Más tarde se produjo el astato 210, con una vida media de unas 8,3 horas. Se han catalogado isótopos del astato con números másicos entre 200 y 219, algunos con vidas medias cifradas en fracciones de segundo.

El astato es el halógeno cuyo comportamiento es más parecido a un metal y sólo tiene isótopos radiactivos. Es intensamente carcinógeno.

Aluminio, de símbolo Al, es el elemento metálico más abundante en la corteza terrestre. Su número atómico es 13 y se encuentra en el grupo 13 (IIIA) de la tabla periódica.

El químico danés Hans Christian Oersted aisló el aluminio por primera vez en 1825, por medio de un proceso químico que utilizaba una amalgama de potasio y cloruro de aluminio. Entre 1827 y 1845, el químico alemán Friedrich Wöhler mejoró el proceso de Oersted utilizando potasio metálico y cloruro de aluminio. Wöhler fue el primero en medir la densidad del aluminio y demostrar su ligereza. En 1854, Henri Sainte-Claire Deville obtuvo el metal en Francia reduciendo cloruro de aluminio con sodio. Con el apoyo financiero de Napoleón III, Deville estableció una planta experimental a gran escala y en la exposición de París de 1855 exhibió el aluminio puro.

Propiedades

El aluminio es un metal plateado muy ligero. Su masa atómica es 26,9815; tiene un punto de fusión de 660 °C, un punto de ebullición de 2.467 °C y una densidad relativa de 2,7. Es un metal muy electropositivo y extremadamente reactivo. Al contacto con el aire se cubre rápidamente con una capa dura y transparente de óxido de aluminio que resiste la posterior acción corrosiva. Por esta razón, los materiales hechos de aluminio no se oxidan. El metal reduce muchos compuestos metálicos a sus metales básicos. Por ejemplo, al calentar termita (una mezcla de óxido de hierro en polvo y aluminio), el aluminio extrae rápidamente el oxígeno del hierro; el calor de la reacción es suficiente para fundir el hierro. Este fenómeno se usa en el proceso Goldschmidt o Termita para soldar hierro.

Entre los compuestos más importantes están el óxido, el hidróxido, el sulfato y el sulfato mixto. El óxido de aluminio es anfótero, es decir, presenta a la vez propiedades ácidas y básicas. El cloruro de aluminio anhidro es importante en la industria petrolífera. Muchas gemas (el rubí y el zafiro, por ejemplo) consisten principalmente en óxido de aluminio cristalino.

Estado natural

El aluminio es el elemento metálico más abundante en la corteza terrestre; sólo los no metales oxígeno y silicio son más abundantes. Se encuentra normalmente en forma de silicato de aluminio puro o mezclado con otros metales como sodio, potasio, hierro, calcio y magnesio, pero nunca como metal libre. Los silicatos no

son menos útiles, porque es extremadamente difícil, y por tanto muy caro, extraer el aluminio de ellas. La bauxita, un óxido de aluminio hidratado impuro, es la fuente comercial de aluminio y de sus compuestos.

En 1886 Charles Martin Hall en los Estados Unidos y Paul L. T. Héroult en Francia descubrieron por separado y casi simultáneamente que el óxido de aluminio o alúmina se disuelve en criolita fundida (Na_3AlF_6), pudiendo ser descompuesta electrolíticamente para obtener el metal fundido en bruto. El proceso Hall-Héroult sigue siendo el método principal para la producción comercial de aluminio, aunque se están estudiando nuevos métodos. La pureza del producto se ha incrementado hasta un 99,5% de aluminio puro en un lingote comercialmente puro; posteriormente puede ser refinado hasta un 99,99 por ciento.

Aplicaciones

Un volumen dado de aluminio pesa menos que 1/3 del mismo volumen de acero. Los únicos metales más ligeros son el litio, el berilio y el magnesio. Debido a su elevada proporción resistencia-peso es muy útil para construir aviones, vagones ferroviarios y automóviles, y para otras aplicaciones en las que es importante la movilidad y la conservación de energía. Por su elevada conductividad del calor, el aluminio se emplea en utensilios de cocina y en pistones de motores de combustión interna. Solamente presenta un 63% de la conductividad eléctrica del cobre para alambres de un tamaño dado, pero pesa menos de la mitad. Un alambre de aluminio de conductividad comparable a un alambre de cobre es más grueso, pero sigue siendo más ligero que el de cobre. El peso tiene mucha importancia en la transmisión de electricidad de alto voltaje a larga distancia, y actualmente se usan conductores de aluminio para transmitir electricidad a 700.000 voltios o más.

El metal es cada vez más importante en arquitectura, tanto con propósitos estructurales como ornamentales. Las tablas, las contraventanas y las láminas de aluminio constituyen excelentes aislantes. El metal se utiliza también en reactores nucleares a baja temperatura porque absorbe relativamente pocos neutrones. Con el frío, el aluminio se hace más resistente, por lo que se usa a temperaturas criogénicas. El papel de aluminio de 0,018 cm de espesor, actualmente muy utilizado en usos domésticos, protege los alimentos y otros productos perecederos. Debido a su poco peso, a que se moldea fácilmente y a su compatibilidad con comidas y bebidas, el aluminio se usa mucho en contenedores, envoltorios flexibles, y botellas y latas de fácil apertura. El reciclado de dichos recipientes es una medida de conservación de la energía cada vez más importante. La resistencia a la corrosión al agua del mar del aluminio también lo hace útil para fabricar cascos de barco y otros mecanismos acuáticos.

Puede prepararse una amplia gama de aleaciones recubridoras y aleaciones forjadas que proporcionen al metal más fuerza y resistencia a la corrosión o a las temperaturas elevadas. Algunas de las nuevas aleaciones pueden utilizarse como planchas de blindaje para tanques y otros vehículos militares.

Producción

La producción mundial de aluminio ha experimentado un rápido crecimiento, aunque se estabilizó a partir de 1980. En 1900 esta producción era de 7.300 toneladas, en 1938 de 598.000 toneladas y en 1993 la producción estimada de aluminio primario era de unos 19 millones de toneladas. Los principales países productores son Estados Unidos, la antigua URSS, Canadá, China y Australia.

Galio, de símbolo Ga, es un elemento metálico que se mantiene en estado líquido en un rango de temperatura más amplio que cualquier otro elemento. El galio se encuentra en el grupo 13 (o IIIA) del sistema periódico. Su número atómico es 3.

Fue descubierto espectroscópicamente por el químico francés Paul Émile Lecoq de Boisbaudran en 1875, que aisló al año siguiente el elemento en su estado metálico. El galio presenta un color gris azulado en estado sólido y un color plateado en estado líquido. Es uno de los pocos metales que se mantienen en estado líquido a temperatura ambiente. Como el agua, puede ser enfriado a baja temperatura y se expande al congelarse.

Ocupa el lugar 34 en abundancia en la corteza terrestre. Su punto de fusión es de 30 °C, y su punto de ebullición es de 2.403 °C. Tiene una densidad de 5,9 g/cm³, y su masa atómica es 69,2.

El galio aparece en pequeñas cantidades en algunas variedades de blendas de cinc, bauxita, pirita, magnetita y caolín. Se asemeja al aluminio en la formación de sales y óxidos trivalentes. También forma algunos compuestos monovalentes y divalentes. Su bajo punto de fusión y su alto punto de ebullición lo hacen idóneo para fabricar termómetros de alta temperatura. Algunos compuestos del galio son excelentes semiconductores y se han utilizado ampliamente en rectificadores, transistores, fotoconductores y diodos de láser y máser.

Germanio, de símbolo Ge, es un elemento semimetálico cristalino, duro, brillante, de color blanco grisáceo. Su número atómico es 32, y pertenece al grupo 14 (o IVA) de la tabla periódica.

El químico ruso Dmitri Mendeléiev predijo la existencia y propiedades químicas del germanio en 1871; debido a su posición en la tabla periódica, detrás del silicio, lo llamó ekasilicio. El elemento fue en realidad descubierto en el año 1866 en yacimientos de argirodita (mineral de sulfuro de plata) por el químico alemán Clemens Alexander Winkler.

El germanio pertenece a la misma familia química que el carbono, el silicio y el plomo; se parece a estos elementos en que todos ellos forman derivados orgánicos como el tetraetilo de germanio y el tetrafenilo de germanio. El germanio forma hidruros germanometano o germano (GeH₄), germanoetano (Ge₂H₆) y germanopropano (Ge₃H₈) análogos a los formados por el carbono en la serie alcanos. Sus compuestos más importantes son el óxido germánico (GeO₂) y los haluros. El germanio se separa de otros metales por destilación de su tetracloruro.

Ocupa el lugar 54 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Tiene un punto de fusión de 937 °C, un punto de ebullición de 2.830 °C, y una densidad relativa de 5,3; su masa atómica es 72,59.

Se encuentra en pequeñas cantidades en yacimientos de plata, cobre y cinc, así como en el mineral germanita, que contiene un 8% de germanio. El elemento y sus compuestos tienen numerosas aplicaciones. Los cristales de germanio convenientemente tratados tienen la propiedad de rectificar o permitir el paso de la corriente eléctrica en un solo sentido, por lo que fueron empleados masivamente durante y después de la II Guerra Mundial como detectores de UHF y señales de radar. Los cristales de germanio también tienen otras aplicaciones electrónicas. Fue el primer metal utilizado en los transistores, dispositivos electrónicos que requieren mucha menos corriente que los tubos de vacío. El óxido de germanio se emplea en la fabricación de lentes ópticas y en el tratamiento de la anemia.

Indio, de símbolo In, es un elemento metálico, blando y maleable, de color blanco plateado. Su número atómico es 49 y pertenece al grupo 13 (o IIIA) del sistema periódico.

El indio fue descubierto espectroscópicamente en 1863 por los químicos alemanes Hieronymus Theodor Richter y Ferdinand Reich. Ocupa el lugar 63 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. El indio tiene un punto de fusión a 157 °C, un punto de ebullición a 2.080 °C, y una densidad de 7,3 g/cm³. Su masa atómica es 114,82.

El indio no se da en la naturaleza como tal sino que, como sulfuro In₂S₃, se encuentra en algunas blendas de cinc, y en menas de wolframio, estaño y hierro. También se utiliza para aleaciones con metales no ferrosos y en las varillas de control de los reactores nucleares. Algunos compuestos del indio tienen importantes propiedades semiconductoras.

Estaño, de símbolo Sn, es un elemento metálico que fue utilizado desde la antigüedad. Pertenece al grupo 14 (o IV A) del sistema periódico y su número atómico es 50.

Se ha encontrado estaño en las tumbas del antiguo Egipto, y durante el periodo romano fue exportado al continente europeo en grandes cantidades desde Cornwall, Inglaterra. Los antiguos egipcios consideraban que el estaño y el plomo eran distintas formas del mismo metal.

Propiedades y estado natural

El estaño es muy dúctil y maleable a 100 °C de temperatura y es atacado por los ácidos fuertes. Ordinariamente es un metal blanco plateado, pero a temperaturas por debajo de los 13 °C se transforma a menudo en una forma alotrópica (claramente distinta) conocida como estaño gris, que es un polvo amorfo de color grisáceo con una densidad relativa de 5,75. Debido al aspecto moteado de los objetos de estaño que sufren esta descomposición, a esta acción se la denomina comúnmente enfermedad del estaño o peste del estaño. Al doblar una barra de estaño ordinaria, ésta emite un sonido crepitante llamado grito del estaño, producido por la fricción de los cristales.

El estaño ocupa el lugar 49 entre los elementos de la corteza terrestre. El estaño ordinario tiene un punto de fusión de 232 °C, un punto de ebullición de 2.260 °C y una densidad relativa de 7,28. Su masa atómica es 118,69.

El mineral principal del estaño es la casiterita (o estaño vidrioso), SnO_2 , que abunda en Inglaterra, Alemania, la península de Malaca, Bolivia, Brasil y Australia. En la extracción de estaño, primero se muele y se lava el mineral para quitarle las impurezas, y luego se calcina para oxidar los sulfuros de hierro y de cobre. Después de un segundo lavado, se reduce el mineral con carbono en un horno de reverbero; el estaño fundido se recoge en la parte inferior y se moldea en bloques conocidos como estaño en lingotes. En esta forma, el estaño se vuelve a fundir a bajas temperaturas; las impurezas forman una masa infusible. El estaño también puede purificarse por electrólisis.

Compuestos

El estaño forma ácido estánnico, H_2SnO_4 , al calentarlo en aire u oxígeno a altas temperaturas. Se disuelve en ácido clorhídrico formando cloruro de estaño (II), SnCl_2 , y en agua regia produciendo cloruro de estaño (IV), SnCl_4 , y reacciona con una disolución de hidróxido de sodio formando estannito de sodio y gas hidrógeno. El estaño se disuelve en ácido nítrico frío y muy diluido, formando nitrato de estaño (II) y nitrato de amonio; en ácido nítrico concentrado produce ácido metaestánnico, H_2SnO_3 . El sulfuro de estaño (II), SnS , se obtiene en forma de precipitado castaño oscuro por la acción del sulfuro de hidrógeno sobre una disolución de cloruro de estaño (IV). El sulfuro de estaño (IV), SnS_2 , se produce pasando sulfuro de hidrógeno a través de una disolución de sal de estaño (IV). Los dos hidróxidos de estaño, Sn(OH)_2 y Sn(OH)_4 , se producen añadiendo un hidróxido soluble a disoluciones de sales de estaño (II) y de estaño (IV). El óxido de estaño (II), SnO , un polvo negro insoluble, se obtiene calentando oxalato de estaño (II) en ausencia de aire. En presencia de aire, el óxido estaño (II) arde para formar el dióxido, u óxido estaño (IV), SnO_2 , un sólido blanco insoluble. El dióxido también puede prepararse calentando ácido estánnico o estaño metálico en aire a alta temperatura.

Aplicaciones

El estaño es un metal muy utilizado en centenares de procesos industriales en todo el mundo. En forma de hojalata, se usa como capa protectora para recipientes de cobre, de otros metales utilizados para fabricar latas, y artículos similares. El estaño es importante en las aleaciones comunes de bronce (estaño y cobre), en la soldadura (estaño y plomo) y en el metal de imprenta (estaño, plomo y antimonio). También se usa aleado con titanio en la industria aeroespacial, y como ingrediente de algunos insecticidas. El sulfuro estaño (IV), conocido también como oro musivo, se usa en forma de polvo para broncear artículos de madera.

Los países mayores productores de estaño son China, Indonesia, Perú, Brasil y Bolivia.

Antimonio, de símbolo Sb, es un elemento semimetálico, blanco-azulado y frágil. El número atómico del antimonio es 51; el elemento se encuentra en el grupo 15 (o VA) del sistema periódico.

En la antigüedad ya se conocían los compuestos de antimonio. El descubrimiento de este elemento se atribuye al alquimista alemán Basil Valentine alrededor de 1450. Con toda seguridad se conocía en 1600, pero se confundía con otros elementos tales como el bismuto, el estaño y el plomo. El antimonio presenta por lo general las propiedades de un metal, aunque a veces se comporta como un no metal. Existe en distintas formas físicas, pero normalmente tiene apariencia metálica.

El antimonio ocupa el lugar 64 en abundancia entre los elementos naturales de la corteza terrestre. La masa atómica del antimonio es 121,75; tiene un punto de fusión de unos 630 °C, un punto de ebullición de unos 1.750 °C, y una densidad relativa de 6,7. Existe ocasionalmente como elemento libre, normalmente asociado a la plata, el arsénico o el bismuto. Cristaliza en el sistema hexagonal pero los cristales son bastante raros de encontrar. Tiene una dureza de 3. El principal mineral de antimonio es la estibina, un sulfuro de antimonio que se extrae en China, Francia, Italia, Japón y México, y en menor escala en el oeste de los Estados Unidos. Al refinar minerales de cobre y plomo, se obtienen considerables cantidades de antimonio como subproducto.

Al enfriar, el antimonio líquido tiene la propiedad excepcional de expandirse mientras se solidifica (el agua es una de las pocas sustancias con esta misma propiedad). De este modo consigue rellenar las grietas de los moldes, por lo que las aristas de las piezas que se obtienen son muy afiladas. Por esta razón, se usa para hacer tipos de imprenta; también es un componente en muchas otras aleaciones, tales como el denominado metal inglés, el peltre, la aleación antifricción y el plomo antimonado.

Entre los compuestos importantes del antimonio están el tártaro emético, un tartrato doble de antimonio y potasio utilizado como agente medicinal; el sulfuro de antimonio rojo, utilizado en fósforos de seguridad y para vulcanizar caucho; el cristal de antimonio, una mezcla de sulfuro y óxido de antimonio, utilizado como pigmento amarillo en el vidrio y la porcelana, y la manteca de antimonio, tricloruro de antimonio, utilizada para broncear el acero, como mordiente en los tintes y como sustancia cáustica en medicina.

Talio (del griego *thallos*, 'brote joven'), de símbolo Tl, es un elemento blando y maleable que adquiere un color gris-azulado cuando se le expone a la acción de la atmósfera. El talio está en el grupo 13 (o IIIA) del sistema periódico. El número atómico del talio es 81.

El talio fue descubierto espectroscópicamente en 1861 por el químico británico sir William Crookes. Fue aislado por Crookes e independientemente por el químico francés Claude August Lamy en 1862.

Propiedades y estado natural

El talio forma un hidróxido en agua; no es soluble en ácido sulfúrico ni en ácido clorhídrico, pero sí en ácido nítrico y diluido. Forma dos series de sales, representadas por el cloruro de talio (I), $TlCl$, y el cloruro de talio, $TlCl_3$. El óxido de talio (I), Tl_2O , un sólido negro que, fundido, ataca al vidrio y a la porcelana, se consigue calentando talio en aire a temperatura muy alta. El talio tiene un índice de refracción alto y, por tanto, es importante en la fabricación de varios tipos de vidrio óptico.

El talio ocupa el lugar 60 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre y es un miembro de la familia de metales del aluminio. El talio tiene un punto de fusión de 304 °C, un punto de ebullición de unos 1.457 °C, y una densidad relativa de 11,85. La masa atómica del talio es 204,38. El talio existe combinado en las piritas, la blenda de zinc y la hematites, y a menudo se obtiene del polvo de chimenea producido en los hornos de piritas en los que se separan el azufre y el hierro. Ocasionalmente se le extrae del lodo producido en las cámaras de plomo utilizadas para fabricar ácido sulfúrico. En Suecia y en la antigua república yugoslava de Macedonia existen algunos sedimentos de piritas ricas en talio.

Aplicaciones

El sulfato de talio que es inodoro, insípido y muy venenoso, se usa para exterminar roedores y hormigas. Los cristales de ioduro de sodio activado con talio, instalados en tubos fotomultiplicadores, se usan en algunos contadores de centelleo portátiles para detectar la radiación gamma. La capacidad de los cristales de bromoyoduro de talio para transmitir radiación infrarroja, y de los cristales de oxisulfuro de talio para detectar la misma radiación, ha sido usada frecuentemente en los sistemas militares de comunicación. El talio aleado con mercurio forma un metal fluido que se congela a $-60\text{ }^{\circ}\text{C}$ se usa en termómetros de baja temperatura, en relés, y en interruptores. Las sales de talio, que arden con una llama verde brillante, se utilizan en cohetes y señales luminosas.

Plomo, de símbolo Pb, (del latín *plumbum*), es un elemento metálico, denso, de color gris azulado. Es uno de los primeros metales conocidos. Su número atómico es 82, y se encuentra en el grupo 14 del sistema periódico.

Hay referencias al plomo en el Antiguo Testamento, y ya lo empleaban los romanos para tuberías aleado con estaño.

Propiedades

El plomo es un metal blando, maleable y dúctil. Si se calienta lentamente puede hacerse pasar a través de agujeros anulares o troqueles. Presenta una baja resistencia a la tracción y es un mal conductor de la electricidad. Al hacer un corte, su superficie presenta un lustre plateado brillante, que se vuelve rápidamente de color gris azulado y opaco, característico de este metal. Tiene un punto de fusión de $328\text{ }^{\circ}\text{C}$, y un punto de ebullición de $1.740\text{ }^{\circ}\text{C}$. Su densidad relativa es de 11,34, y 207,20 su masa atómica.

El plomo reacciona con el ácido nítrico, pero a temperatura ambiente apenas le afectan los ácidos sulfúrico y clorhídrico. En presencia de aire, reacciona lentamente con el agua formando hidróxido de plomo, que es ligeramente soluble. Los compuestos solubles de plomo son venenosos. Aunque normalmente el agua contiene sales que forman una capa en las tuberías que impide la formación de hidróxido de plomo soluble, no es aconsejable emplear plomo en las tuberías de agua potable.

El plomo se presenta en la naturaleza en ocho formas isotópicas: cuatro de ellas son estables y las otras cuatro son radiactivas. Los isótopos estables plomo 206, plomo 207 y plomo 208 son, respectivamente, los productos finales de las series de descomposición radiactiva del uranio, actinio y torio. El plomo 204, también estable, no tiene precursores radiactivos naturales.

Estado natural

El plomo se encuentra ampliamente distribuido por todo el planeta en forma de galena, que es sulfuro de plomo. Ocupa el lugar 36 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. La cerusita y la anglesita son sus menas más importantes después de la galena. La extracción del plomo de la galena se lleva a cabo por calcinación de la mena, convirtiéndola en óxido y reduciendo el óxido con coque en altos hornos. Otro método consiste en calcar la mena en un horno de reverbero hasta que parte del sulfuro de plomo se transforma en óxido de plomo y sulfato de plomo. Se elimina el aporte de aire al horno y se eleva la temperatura, reaccionando el sulfuro de plomo original con el sulfato y el óxido de plomo, para formar plomo metálico y dióxido de azufre.

Una fuente importante de obtención de plomo son los materiales de desecho industriales, que se recuperan y funden. Debido a que la galena contiene normalmente otros metales, el plomo en bruto obtenido por procesos de fundición suele tener impurezas de metales como cobre, cinc, plata y oro. La recuperación de metales preciosos de las menas de plomo es a menudo tan importante como la extracción del plomo en sí. El oro y la

plata se recuperan por el proceso de Parkes, en el cual al plomo fundido, junto con sus impurezas, se le añade una pequeña cantidad de cinc. Esta aleación fundida aflora a la superficie del plomo en forma de una capa fácilmente separable, extrayendo el cinc del oro o de la plata por destilación. El plomo en bruto suele purificarse removiendo plomo fundido en presencia de aire. Los óxidos de las impurezas metálicas suben a la superficie y se eliminan. Los grados más puros de plomo se obtienen refinando electrolíticamente.

Aplicaciones

El plomo se emplea en grandes cantidades en la fabricación de baterías y en el revestimiento de cables eléctricos. También se utiliza industrialmente en las redes de tuberías, tanques y aparatos de rayos X. Debido a su elevada densidad y propiedades nucleares, se usa como blindaje protector de materiales radiactivos. Entre las numerosas aleaciones de plomo se encuentran las soldaduras, el metal tipográfico y diversos cojinetes metálicos. Una gran parte del plomo se emplea en forma de compuestos, sobre todo en pinturas y pigmentos.

Producción

Los principales depósitos de plomo se encuentran en la antigua URSS, Australia, Estados Unidos, Canadá, México, Perú, y España, que ocupa el decimosegundo lugar en cuanto a producción minera. Estados Unidos es el mayor consumidor (alrededor de la mitad de la producción de plomo) y en el pasado llegó a producir un tercio del total mundial. Desde el final de la II Guerra Mundial en 1945, las vetas más ricas de galena se han ido agotando, y los Estados Unidos han visto enormemente reducida su producción de plomo.

Compuestos del plomo

El carbonato de plomo básico, $(\text{PbCO}_3)_2 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$, llamado plomo blanco o albayalde, ha sido utilizado como pigmento blanco desde hace 2.000 años. También se utiliza en otros pigmentos y barnices para cerámica. Últimamente, a causa del peligro de envenenamiento, la pintura a base de plomo ha dejado de usarse en espacios interiores. El llamado proceso holandés es el método en uso más antiguo para obtener plomo blanco. En este proceso, se recubren ollas de barro, conteniendo rejillas de plomo y ácido etanoico, dentro de cascas (pequeños trozos de cortezas ricas en taninos); la reacción de las cascas al fermentar y del ácido etanoico produce plomo al cabo de un periodo de unos 90 días. Hoy existen procesos industriales más rápidos como la electrólisis o la introducción de aire y dióxido de carbono en grandes cilindros rotatorios llenos de plomo en polvo y ácido etanoico.

El monóxido de plomo, o litargirio (PbO), un polvo cristalino amarillo, formado calentando plomo en presencia de aire se usa para hacer cristal de roca, como desecante de aceites y barnices, y para elaborar insecticidas. El plomo rojo, o minio (Pb_3O_4), un polvo cristalino escarlata, formado por monóxido de plomo oxidado, se utiliza como capa protectora en estructuras de hierro y acero.

El cromato de plomo o amarillo de plomo (PbCrO_4), un polvo cristalino empleado como pigmento amarillo, se prepara por reacción del acetato de plomo con dicromato de potasio. El cromo rojo, el cromo amarillo naranja y el cromo amarillo limón son algunos de los pigmentos obtenidos del cromato de plomo. El etanoato de plomo (II) ($\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), una sustancia cristalina blanca, llamada azúcar de plomo por su sabor dulce, se prepara comercialmente disolviendo litargirio en ácido etanoico. Se emplea como agente cáustico en tintes, como desecante de pinturas y barnices, y para elaborar otros compuestos de plomo. El tetraetilo de plomo(IV) ($\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$) es el principal ingrediente del antidetonante que se añade a la gasolina para evitar detonaciones prematuras en los motores de combustión interna, y está considerado como un agente contaminante del aire.

Envenenamiento por plomo

El plomo ingerido en cualquiera de sus formas es altamente tóxico. Sus efectos suelen sentirse después de

haberse acumulado en el organismo durante un periodo de tiempo. Los síntomas de envenenamiento son anemia, debilidad, estreñimiento y parálisis en muñecas y tobillos. Las escamas de pinturas con base de plomo y los juguetes fabricados con compuestos de plomo están considerados como muy peligrosos para los niños, para los que el plomo resulta especialmente dañino, incluso a niveles que antes se consideraban inocuos. El plomo puede producir disminución de la inteligencia, retraso en el desarrollo motor, deterioro de la memoria y problemas de audición y equilibrio. En adultos, el plomo puede aumentar la presión sanguínea. Hoy en día se tratan los envenenamientos por plomo administrando una sal de sodio o calcio del ácido etilendiaminotetraacético. El plomo se elimina del organismo desplazando el calcio o el sodio y formando un complejo estable con EDTA que se evacúa por la orina.

Bismuto, símbolo Bi, es un elemento metálico escaso, de color rosáceo. Su número atómico es 83 y se encuentra en el grupo 15 (o VA) del sistema periódico.

Ya era conocido en la antigüedad, pero hasta mediados del siglo XVIII se confundía con el plomo, estaño y cinc. Ocupa el lugar 73 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre y es tan escaso como la plata. La mayoría del bismuto industrial se obtiene como subproducto de la afinación del plomo.

El bismuto es un metal típico desde el punto de vista químico. En compuestos, tiene valencias de +3 o +5, siendo más estables los compuestos de bismuto trivalente. Existen varios nitratos, especialmente el nitrato de bismuto, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, o trinitrato de bismuto, y su pentahidrato, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, que se descompone en nitrato de bismuto. Éste también se conoce como oxinitrato de bismuto, nitrato de bismutito, blanco perla y blanco de España, y se emplea en medicina y en cosmética.

El bismuto se expande al solidificarse; esta extraña propiedad le convierte en un metal idóneo para fundiciones. Algunas de sus aleaciones tienen puntos de fusión inusualmente bajos. Es una de las sustancias más fuertemente diamagnéticas (dificultad para magnetizarse), y se sitúa en una posición perpendicular con las líneas de inducción magnética. Es un mal conductor del calor y la electricidad, y puede incrementarse su resistencia eléctrica en un campo magnético, propiedad que le hace útil en instrumentos para medir la fuerza de estos campos. El bismuto es opaco a los rayos X y puede emplearse en fluoroscopia.

Entre los elementos no radiactivos, el bismuto tiene el número atómico y la masa atómica (208,98) más altos. Tiene un punto de fusión de 271 °C, un punto de ebullición de 1.560 °C y una densidad relativa de 9,8.

Polonio, de símbolo Po, es un elemento metálico radiactivo y escaso. Pertenece al grupo 16 (o VIA) del sistema periódico. Su número atómico es 84.

El polonio, primer elemento descubierto a causa de su radiactividad, fue encontrado en la pechblenda en 1898 por la química francesa de origen polaco Marie Curie, quien le puso el nombre de su país de origen. Es uno de los elementos de la serie de desintegración radiactiva del uranio-radio, cuyo primer miembro es el uranio 238. Existe en los minerales que contienen radio, y se encuentra en formas isotópicas con números másicos que varían entre 192 y 218. El polonio 210 (llamado también radio-F), es el único isótopo existente en la naturaleza y tiene una vida media de 138 días. El polonio tiene un punto de fusión de 254 °C, un punto de ebullición de 962 °C y una densidad relativa de 9,4.

Debido a que casi todos los isótopos del polonio se desintegran emitiendo partículas alfa, el elemento es una buena fuente de radiación alfa pura. Se usa también en investigación nuclear con elementos como el berilio, que emiten neutrones al bombardearlos con partículas alfa. En la industria tipográfica y fotográfica, el polonio se utiliza en mecanismos que ionizan el aire para eliminar la acumulación de cargas electrostáticas.

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 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 sir William Ramsay, que lo descubrió en la cleveíta, un mineral que contiene uranio. En 1907, el físico británico lord Ernest Rutherford 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.

El helio, 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.

El helio 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.

El helio se usa 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.

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 sir William Ramsay y Morris Travers. Su proporción en la atmósfera es de 18 partes por un 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 usa 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 $0,8999\text{ g/l}$ a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 1 atmósfera de presión. Su masa atómica es 20,179.

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 sir 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 83,30.

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 Pesos 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.

Xenón, de símbolo Xe, es un elemento gaseoso, incoloro e inodoro de número atómico 54. Pertenece al grupo 18 (o VIIIA) del sistema periódico, y es uno de los gases nobles.

Fue descubierto en 1898 por los químicos británicos sir William Ramsay y Morris Travers. Antiguamente se le creía químicamente inerte, pero desde 1962 se han preparado varios compuestos de xenón. Se usa principalmente en ciertos mecanismos de iluminación como las lámparas estroboscópicas. El xenón está presente en la atmósfera en cantidades mínimas.

El xenón tiene un punto de fusión de $-111,8\text{ }^{\circ}\text{C}$ y un punto de ebullición de $-108,1\text{ }^{\circ}\text{C}$. Su masa atómica es

Radón, de símbolo Rn, es un elemento gaseoso radiactivo, inodoro e incoloro, el más pesado de los gases nobles del sistema periódico. Su número atómico es 86.

Fue descubierto en 1900 por el químico alemán Friedrich Ernst Dorn. Se creía que era químicamente inerte. Sin embargo, desde 1962, han podido obtenerse compuestos de radón. El radón 222, que es el isótopo más abundante, se obtiene por la desintegración radiactiva del radio 226. El radón 222 tiene una vida media de 3,8 días, y se convierte emitiendo partículas alfa en un isótopo del elemento polonio. En las rocas y en el suelo se encuentran pequeñas cantidades formadas por la desintegración de minerales de uranio, y el radón forma la mayor parte de la radiactividad ambiente normal. Sin embargo, las concentraciones de gas se consideran bastante perjudiciales para la salud.

El radón 222 se prepara haciendo pasar aire a través de una disolución de sal de radio, y recogiendo el aire y el gas radón presente en la disolución. Este isótopo puede utilizarse en el tratamiento de tumores malignos: el gas se encierra en un tubo, normalmente de vidrio o de oro, llamado semilla de radón, que se inserta en el tejido enfermo.

Se conocen otros diecinueve isótopos de radón. El isótopo de número másico 220, descubierto en 1899 por Ernest Rutherford, es un producto de la desintegración radiactiva de un isótopo del torio y se conoce como torón; tiene una vida media de 55 segundos. El isótopo de masa 219, con una vida media de 4 segundos, es un producto de la desintegración radiactiva de un isótopo del actinio y se llama actinón. El radón tiene un punto de fusión de $-71\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $-62\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una densidad de $9,73\text{ g/l}$ a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 1 atmósfera de presión.

Lantano (del griego, *lanthanein*, 'pasar inadvertido'), de símbolo La, es un elemento metálico de número atómico 57. Suele considerarse el primer miembro de los lantánidos, a los que le da el nombre.

El lantano fue descubierto por el químico sueco Carl Gustav Mosander en 1839. Arde en el aire a unos $450\text{ }^{\circ}\text{C}$ para formar óxido de lantano, La_2O_3 . Forma sales trivalentes incoloras, incluyendo una de las bases trivalentes más fuertes, que se utiliza en Química Analítica. Generalmente se da junto a otros elementos de los lantánidos en minerales como la apatita y la monacita, y en ciertos tipos de calcita y fluorita. Es bastante común, ocupando el lugar 28 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. El lantano impuro se utiliza en aleaciones tales como el mischmetal, de la que el lantano es su componente principal. Las piedras de los encendedores están hechas de esta aleación. El óxido de lantano se usa en ciertos tipos de vidrio óptico.

El lantano tiene un punto de fusión de $918\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $3.464\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una densidad de $6,15\text{ g/cm}^3$. Su masa atómica es 138,906.

Cerio, de símbolo Ce, es un elemento metálico, blando y gris, el más abundante de los elementos del grupo de los lantánidos; su número atómico es 58.

Fue descubierto en 1803 por los químicos suecos Jöns Jakob Berzelius y Wilhelm Hisinger y, el mismo año, independientemente, por el químico alemán Martin Heinrich Klaproth; el elemento metálico puro no fue aislado hasta 1875.

El cerio ocupa el lugar 26 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre. Se combina con otros lantánidos en la monacita, que se encuentra ampliamente distribuida por todo el mundo. También se da en los minerales de cerita, encontrados en Suecia, y en la allanita, encontrada en Groenlandia y en Estados Unidos. El cerio es el único metal de los lantánidos que puede separarse fácilmente de los demás. Tiene un punto de fusión de $798\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $3.443\text{ }^{\circ}\text{C}$, y una densidad de $6,77\text{ g/cm}^3$; su masa atómica es 140,12.

El cerio metálico se encuentra principalmente en una aleación de hierro que se utiliza en las piedras de los encendedores. El óxido de cerio se empleaba antiguamente en la fabricación de camisas de lámparas de gas. Los compuestos de cerio se usan, en pequeñas cantidades, para la fabricación de vidrios, cerámicas, electrodos para arcos voltaicos, y células fotoeléctricas. El nitrato de cerio se ha utilizado en el tratamiento del mareo y del vómito crónico. El sulfato de cerio se usa como agente oxidante.

Praseodimio, de símbolo Pr, es un elemento metálico plateado de número atómico 59. El praseodimio es uno de los elementos del grupo de los lantánidos del sistema periódico.

El praseodimio fue descubierto en 1885 por el químico alemán Carl Auer von Welsbach, que lo separó del neodimio. Antiguamente, la mezcla de ambos elementos se consideraba un único elemento llamado didimio. Es un metal paramagnético que se corroe rápidamente en aire húmedo. Forma sales trivalentes.

El praseodimio está ampliamente distribuido en la naturaleza y ocupa el lugar 37 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Se encuentra en la cerita y otros minerales de los lantánidos. Se usa, con pequeñas cantidades de otros metales del grupo, en las aleaciones de magnesio y en el mischmetal, una aleación utilizada para las piedras de los encendedores, y como desoxidante en aleaciones y tubos de vacío. Se utiliza una mezcla de praseodimio y neodimio para teñir las gafas (anteojos) protectoras de los soldadores. El praseodimio tiene un punto de fusión de 931 °C, un punto de ebullición de 3.520 °C y una densidad relativa de 6,64. Su masa atómica es 140,98.

Neodimio, de símbolo Nd, es un elemento metálico plateado de número atómico 60. El neodimio es uno de los elementos del grupo de los lantánidos del sistema periódico. Fue aislado en 1885 por el químico austriaco Carl Auer von Welsbach, que lo separó del praseodimio. El neodimio y el praseodimio se habían considerado previamente como un solo elemento llamado didimio. El neodimio ocupa el lugar 27 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Forma sales trivalentes de color rojo-rosado o violeta rojizo. El óxido del metal, Nd₂O₃, se usa en el cristal de los tubos de las televisiones en color para aumentar el contraste, y en el láser.

El neodimio tiene un punto de fusión de 1.021 °C, un punto de ebullición de 3.074 °C y una densidad de 7,01 g/cm³. Su masa atómica es 144,24.

Promecio, de símbolo Pm, es un elemento metálico radiactivo de número atómico 61. Es uno de los elementos del grupo de los lantánidos en la tabla periódica.

El promecio es uno de los últimos elementos que se han identificado. En 1926, ciertas pruebas del análisis espectroscópico indicaron la existencia del elemento en varios minerales, y se propusieron los nombres ilinio y florentio para el elemento. Se sabe que la fisión del uranio produce varios isótopos radiactivos con número atómico 61. Esos isótopos fueron investigados y aislados en 1945 por científicos del laboratorio de investigación nuclear de Oak Ridge, Tennessee; entre ellos se encontraban los químicos estadounidenses Charles DuBois Coryell, Jacob A. Marinsky y Lawrence E. Glendenin, que propusieron el nombre de promecio. Se han investigado los isótopos con números másicos entre 134 y 155. El isótopo más estable del promecio, con número másico 147, tiene una vida media de 2,6 años; se han preparado cantidades visibles de este isótopo. El metal se utiliza en baterías atómicas y como fuente de partículas beta. El promecio tiene un punto de fusión de 1.080 °C, un punto de ebullición de 2.460 °C y una densidad de 7,26 g/cm³.

Samario, de símbolo Sm, es un elemento metálico, duro, frágil y brillante. El samario es uno de los elementos del grupo de los lantánidos del sistema periódico. Su número atómico es 62.

El samario fue descubierto en 1879 por el químico francés P. E. Lecoq de Boisbaudran. El metal se inflama en el aire a unos 150 °C. Al igual que otros lantánidos, se encuentra en minerales tales como la cerita, gadolinita y samarsquita. Ocupa el lugar 40 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Forma

principalmente compuestos trivalentes; las sales tienen color amarillo pálido; el óxido de samario se utiliza en las varillas de control de algunos reactores nucleares.

El samario tiene un punto de fusión de 1.074 °C, un punto de ebullición de 1.794 °C y una densidad de 7,52 g/cm³. Su masa atómica es 150,4.

Europio, de símbolo Eu, es un elemento metálico plateado, blando, y uno de los menos abundantes del grupo de los lantánidos del sistema periódico; su número atómico es 63.

Fue descubierto espectroscópicamente por el químico francés Eugène Demarçay en 1896. Ocupa el lugar 50 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre; está en la monacita, la bastnasita y otros lantánidos, así como en los productos de fisión del uranio, torio y plutonio. Tiene un punto de fusión de 822 °C, un punto de ebullición de unos 1.527 °C y una densidad relativa de 5,2.

El europio se usa como activador del fósforo. La pantalla de un tubo de televisión en color se trata con europio que, bombardeado con electrones, produce el color rojo. Debido a que absorbe fácilmente los neutrones, se utiliza para controlar la fisión nuclear en los reactores.

Gadolinio, de símbolo Gd, es un elemento metálico blanco-plateado de número atómico 64. El gadolinio es uno de los elementos del grupo de los lantánidos del sistema periódico. Debe su nombre al químico finlandés John Gadolin.

El gadolinio existe junto con otros elementos de los lantánidos en muchos minerales tales como la samarsquita, la gadolinita, la monacita y algunas variedades del iterspar noruego. Ocupa el lugar 4 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. El gadolinio tiene un punto de fusión de 1.313 °C, un punto de ebullición de 3.273 °C y una densidad relativa de 7,9. La masa atómica del elemento es 157,25.

El óxido de gadolinio fue separado por vez primera de los otros elementos del grupo de los lantánidos por el químico suizo Jean de Marignac en 1880. Se han preparado el óxido y varias sales de gadolinio. El óxido de gadolinio es blanco y las sales son incoloras.

Debido a que el gadolinio tiene más poder para detener los neutrones por unidad de sección que cualquier otro elemento, se usa como componente en las varillas de control de los reactores nucleares. Al igual que los otros lantánidos, se usa en mecanismos electrónicos, tales como condensadores y máseres; en aleaciones de metal; en hornos de alta temperatura y en aparatos magnéticos para refrigeración.

Terbio, de símbolo Tb, es un elemento metálico, de número atómico 65. El terbio es uno de los elementos del grupo de los lantánidos del sistema periódico.

El terbio fue descubierto en 1843 por el químico sueco Carl Gustav Mosander. Ocupa el lugar 58 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre. Existe en cantidades mínimas en forma de un óxido blanco conocido como terbia, Tb₂O₃, en minerales como la gadolinita. El terbio tiene aplicaciones potenciales en las aleaciones, en los materiales refractarios (alta temperatura) y en los mecanismos electrónicos.

El terbio tiene un punto de fusión de 1.356 °C, un punto de ebullición de 3.230 °C y una densidad relativa de 8,23. La masa atómica del terbio es 158,925.

Disprosio, de símbolo Dy, es un elemento metálico de número atómico 66. El disprosio es uno de los elementos del grupo de los lantánidos del sistema periódico. El elemento fue descubierto en 1886 por Paul Émile Lecoq de Boisbaudran, que obtuvo uno de sus compuestos a partir de un óxido de holmio.

El disprosio ocupa el lugar 42 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Se encuentran compuestos del disprosio en la gadolinita, la xenotima, la euxenita y la fergusonita, en Noruega, Estados Unidos, Brasil, India y Australia. Sus sales son de color amarillo o amarillo-verdoso, siendo las más comunes un cloruro (DyCl_3), un nitrato ($\text{Dy}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) y un sulfato ($\text{Dy}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$). Las sales de disprosio tienen una susceptibilidad magnética extremadamente alta. El disprosio existe normalmente como un óxido blanco llamado disprosia (Dy_2O_3), junto con el erbio y el holmio, otros dos elementos del grupo de los lantánidos. La disprosia se usa a veces en las varillas de control de los reactores nucleares. El disprosio tiene un punto de fusión de 1.412°C , un punto de ebullición de 2.567°C y una densidad relativa de 8,55. La masa atómica del disprosio es 162,50.

Erbio, de símbolo Er, es un elemento metálico cuyo número atómico es 68. El químico sueco Carl Gustav Mosander descubrió el erbio en 1843. El erbio existe principalmente en los mismos minerales y las mismas áreas que el disprosio. El erbio pertenece al grupo de los lantánidos, y ocupa el lugar 43 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. La masa atómica del erbio es 167,26. El elemento tiene un punto de fusión de 1.529°C , un punto de ebullición de 2.868°C y $9,1\text{ g/cm}^3$ de densidad.

El erbio metálico tiene un brillo plateado. El óxido de erbio, Er_2O_3 , es un compuesto rojo-rosado que se disuelve lentamente en muchos ácidos minerales, formando una serie de sales de color rosa, cuyas disoluciones tienen un gusto dulce y astringente. El erbio se usa en amplificadores ópticos experimentales que amplifican las señales de luz enviadas por medio de cables de fibra óptica.

Tulio, de símbolo Tm, es un elemento metálico gris-plateado, el más escaso de los elementos del grupo de los lantánidos del sistema periódico. El número atómico del tulio es 69.

El tulio fue descubierto en 1879 por el químico sueco Per Teodor Cleve. El tulio ocupa el lugar 61 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre y se encuentra en pequeñas cantidades en minerales como la euxenita, la gadolinita y la blomstrandina. El metal puede ser aislado por la reducción de su óxido, Tm_2O_3 , y es blando, maleable y dúctil. El tulio tenía poca aplicación práctica, hasta que en 1950 se desarrolló una pequeña máquina portátil de rayos X que utiliza el tulio artificialmente radiactivo como fuente de rayos X.

El tulio tiene un punto de fusión de 1.545°C , un punto de ebullición de 1.950°C y una densidad de $9,34\text{ g/cm}^3$. La masa atómica del tulio es 168,934.

Iterbio, de símbolo Yb, es un elemento metálico, blando, maleable y dúctil, con brillo plateado. El iterbio es uno de los elementos del grupo de los lantánidos del sistema periódico. El número atómico del iterbio es 70.

En 1878, el químico suizo Jean Charles de Marignac separó una nueva sustancia de los elementos de las tierras raras o lantánidos y la llamó iterbio. En 1907 y 1908, sin embargo, el químico francés Georges Urbain y el químico austriaco Carl Auer von Welsbach obtuvieron independientemente del iterbio de Marignac dos elementos, que actualmente se llaman iterbio y lutecio.

El iterbio es razonablemente estable, pero reacciona lentamente con agua para liberar hidrógeno. El iterbio se encuentra combinado en minerales como la xenotima, la euxenita, la monazita y la gadolinita. Ocupa el lugar 44 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. El iterbio tiene aplicaciones potenciales en aleaciones, electrónica y materiales magnéticos.

El iterbio tiene un punto de fusión de 819°C , un punto de ebullición de 1.196°C y una densidad relativa de 7. La masa atómica del iterbio es 173,04.

Lutecio, de símbolo Lu, es un elemento metálico blanco-plateado de número atómico 71. El lutecio pertenece al grupo de los lantánidos del sistema periódico.

El lutecio fue descubierto independientemente por dos investigadores, el químico francés Georges Urbain en 1907, y el químico austriaco Carl Auer von Welsbach casi al mismo tiempo. Fue nombrado por Urbain, quien derivó el nombre de *Lutecia*, antiguo nombre de París. El lutecio existe en varios minerales de los lantánidos, asociado normalmente con el itrio. Es el más escaso de los lantánidos y ocupa el lugar 59 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Se conocen varias sales trivalentes. Un isótopo radiactivo natural del lutecio, que tiene una vida media de unos 30.000 millones de años, se usa para determinar la edad de los meteoritos en relación con la edad de la Tierra.

El lutecio tiene un punto de fusión de 1.663 °C, un punto de ebullición de 3.402 °C y una densidad relativa de 9,84. La masa atómica del lutecio es 174,97.

Actinio, de símbolo Ac, es un elemento metálico radiactivo que se encuentra en todos los minerales de uranio. El número atómico del actinio es 89; este elemento está en el grupo de los actínidos del sistema periódico.

El actinio fue descubierto en 1899 por el químico francés André Louis Debierne. El elemento se encuentra en los minerales de uranio en la proporción de 2 partes por cada 10.000 millones de uranio. Se conocen dos isótopos del actinio producidos naturalmente. El actinio 227 es un miembro de la llamada *serie de desintegración del actinio*, que resulta de la desintegración radiactiva del uranio 235. Tiene una vida media de 21,8 años. El otro isótopo, el actinio 228, es miembro de la serie del torio que resulta de la descomposición del torio 232. Este isótopo, conocido también como mesotorio 2, tiene una vida media de 6,13 horas. Se conocen los isótopos con número másico desde 209 a 234. El actinio tiene un punto de fusión de unos 1.050 °C, un punto de ebullición de unos 3.200 °C, y una densidad relativa de aproximadamente 10.

Torio, de símbolo Th, es un elemento metálico radiactivo, de número atómico 90. El torio es un miembro de los actínidos del sistema periódico (Ley Periódica).

El torio fue descubierto (1828) por el químico sueco Jöns Jakob Berzelius. El elemento tiene color oscuro, es lentamente atacado por el agua, soluble en ácido clorhídrico y ácido sulfúrico, y ligeramente soluble en ácido nítrico. Ocupa el lugar 39 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. El torio tiene un punto de fusión de 1.750 °C, un punto de ebullición de 4.850 °C, y una densidad de 11,8 g/cm³. La masa atómica del torio es 232,038.

Se encuentran pequeñas cantidades de torio en la torita, o silicato de torio; en la orangita, una variedad de torita, y en la torianita, un mineral radiactivo compuesto de óxido de torio y uranio. En mayores cantidades, el torio se encuentra como óxido de torio, ThO₂, en las arenas de monacita de la India y Brasil.

El torio tiene isótopos con números másicos desde 212 a 236. El torio 232 se produce naturalmente, tiene una vida media de unos 14.000 millones de años, y es el primer miembro de la serie de desintegración radiactiva que termina con el plomo 208, isótopo estable del plomo.

El torio es importante hoy en día como fuente potencial de energía nuclear, porque el bombardeo de torio 232 con neutrones lentos produce el isótopo fisionable uranio 233. Este proceso es comparable al proceso por el cual, neutrones rápidos "engendran" plutonio 239 fisionable, a partir de uranio 238 no fisionable. El combustible torio-uranio está siendo estudiado por los científicos como una alternativa al combustible uranio-plutonio. Dos tipos de reactores, el reactor generador de sal fundida y el reactor generador de agua ligera, están siendo considerados. El torio metal se usa junto con el magnesio en aleaciones y como componente estabilizador de tubos electrónicos. El óxido de torio se utiliza en filamentos eléctricos y en electrodos, y también como catalizador.

Protactinio, antiguamente protoactinio, de símbolo Pa, es un elemento metálico radiactivo, de número atómico 91. El protactinio es un miembro del grupo de los actínidos del sistema periódico. Fue descubierto en 1918 por la física austríaca nacionalizada sueca Lise Meitner y el físico-químico alemán Otto Hahn. El

protactinio es un miembro de la serie de desintegración radiactiva del uranio-actinio, y se encuentra en las menas de uranio. Se conocen los isótopos del protactinio con números másicos desde 215 a 238. El protactinio 233 tiene una vida media de 27 días. El protactinio 231, que es el isótopo más estable, tiene una vida media de más de 32.000 años; se desintegra emitiendo una partícula alfa y produciendo actinio. El protactinio tiene un punto de fusión de 1.552 °C, un punto de ebullición de 4.227 °C y una densidad relativa de 15,37.

Uranio, de símbolo U, es un elemento metálico radiactivo, principal combustible de los reactores nucleares. Su número atómico es 92 y es un miembro de los actínidos del sistema periódico.

El uranio fue descubierto en 1789, en la pechblenda, por el químico alemán Martin Heinrich Klaproth, quien le puso ese nombre por el planeta Urano. Fue aislado en estado metálico en 1841. Las propiedades radiactivas del uranio fueron demostradas en 1896 cuando el físico francés Antoine Henri Becquerel produjo (por la acción de una sal fluorescente denominada uranilsulfato de potasio), una imagen en una placa fotográfica cubierta con una sustancia que absorbía la luz. Las investigaciones sobre la radiactividad que siguieron al experimento de Becquerel condujeron al descubrimiento del radio y a nuevos conceptos de la organización atómica.

Propiedades

El uranio tiene un punto de fusión de 1.132 °C, un punto de ebullición de 3.818 °C y una densidad de 19,05 g/cm³ a 25 °C; la masa atómica del elemento es 238,029. Tiene tres formas cristalinas; una de ellas, la que se obtiene a unos 770 °C, es maleable y dúctil. El uranio es soluble en ácido nítrico y clorhídrico, y es insoluble en los álcalis. Desplaza al hidrógeno de los ácidos minerales y de las disoluciones salinas de metales como el mercurio, la plata, el cobre, el estaño, el platino y el oro. Cuando está finamente dividido, arde con facilidad en el aire a temperaturas de 150 a 175 °C. A 1.000 °C, reacciona con el nitrógeno y forma un nitruro amarillo.

El uranio tiene estados de oxidación de 3, 4, 5 y 6. Entre los compuestos hexavalentes están el trióxido de uranio (UO₃) y el cloruro de uranio (UO₂Cl₂). El tetracloruro de uranio (UCl₄) y el dióxido de uranio (UO₂), son ejemplos de compuestos tetravalentes o uranosos. Por lo general, estos últimos compuestos son estables, aunque expuestos excesivamente al aire, reaccionan a la forma hexavalente. Las sales de uranio, como el cloruro, pueden descomponerse en presencia de luz fuerte y materia orgánica.

Estado natural

El uranio no existe en estado libre en la naturaleza, sino que se encuentra como óxido o sal compleja en minerales como la pechblenda y la carnotita. Tiene una proporción media en la corteza terrestre de unas 2 partes por millón y, entre los elementos, ocupa el lugar 48 en abundancia natural. El uranio puro contiene más de un 99% del isótopo uranio 238, menos de un 1% del isótopo fisible uranio 235 y cantidades menores de uranio 234, formado por la desintegración radiactiva del uranio 238. Entre los isótopos del uranio producidos artificialmente están el uranio 233, el uranio 237 y el uranio 239. Se conocen los isótopos con números másicos entre 222 y 242.

Extracción

En el procedimiento clásico para extraer uranio se separa la pechblenda y se mezcla con ácido sulfúrico y ácido nítrico. El uranio se disuelve así formando sulfato de uranio (UO₂SO₄); el radio y los demás metales que se encuentran en la mena de pechblenda se precipitan como sulfatos. Al añadir hidróxido de sodio, el uranio precipita como diuranato de sodio (Na₂U₂O₇ · 6H₂O) conocido también como óxido amarillo de uranio. Para obtener uranio de la carnotita, se trata la mena, finamente triturada, con una disolución caliente de sosa y potasa cáustica para disolver el uranio, el radio y el vanadio. Después de eliminar la roca madre arenosa por medio del lavado, se trata la disolución con ácido sulfúrico y cloruro de bario. Una disolución cáustica alcalina añadida al líquido restante precipita el uranio y el radio, aumentando su concentración. Estos

métodos clásicos de extraer uranio de sus minerales han sido sustituidos actualmente por otros procedimientos, como el método de extracción disolvente, el intercambio iónico y el método de volatilidad. Para el método de producción del isótopo artificial uranio 233.

Aplicaciones

Después del descubrimiento de la fisión nuclear, el uranio se convirtió en un metal estratégico. Al principio, su uso estaba prácticamente restringido a la producción de armas nucleares. En 1954 se empezó a utilizar el uranio enriquecido con el isótopo 235 para el desarrollo de plantas nucleares. En tiempos de paz, se discutieron sus aplicaciones en la Conferencia Internacional sobre la Utilización Pacífica de la Energía Atómica de 1955, 1958 y 1964, celebradas en Ginebra (Suiza).

El potencial de uranio como fuente de energía industrial se hizo evidente con la botadura en 1954 del primer submarino movido por energía nuclear, el *Nautilus* de Estados Unidos. Las plantas de energía convencional, que producen 60.000 kW de electricidad, consumen unos 18 millones de kg de carbón por mes. Una planta nuclear de 60.000 kW sólo requiere 7 kg de uranio 235 por mes. Sin embargo, los problemas de escasez del uranio, de seguridad de las plantas y de almacenaje de los productos residuales del uranio y el plutonio radiactivos, han impedido la completa ejecución del potencial de la energía nuclear.

Las menas de uranio están ampliamente distribuidas por todo el mundo. Los sedimentos de pechblenda, la mena más rica en uranio, se encuentran principalmente en Canadá, Zaire y Estados Unidos. En 1955 se descubrió en Colorado (Estados Unidos), un mineral llamado cofinita, una mena de alta calidad que contiene casi un 61% de uranio. Más tarde se encontraron sedimentos de este mineral en otros países. En 1993, la producción mundial de uranio fue de unas 32.500 toneladas, siendo Canadá, Níger, Kazajstán, Uzbekistán y Rusia los principales países productores.

Neptunio, de símbolo Np, es un elemento metálico radiactivo, de número atómico 93. El neptunio es uno de los elementos transuránicos del grupo de los actínidos del sistema periódico. El neptunio es un metal plateado que existe al menos en tres formas cristalinas diferentes, y de ahí las variaciones en su densidad (de 18 a 20 g/cm³). El elemento es reactivo y muestra cuatro índices de oxidación. Fue descubierto en 1940 por los físicos estadounidenses Edwin M. McMillan y Philip H. Abelson. Se obtiene por el bombardeo de uranio 238 con neutrones; el uranio 239 resultante, se desintegra radiactivamente emitiendo una partícula beta, para formar neptunio 239. El isótopo del neptunio, a su vez, emite una partícula beta, y forma el importante isótopo plutonio 239, uno de los materiales con los que se fabrica la bomba atómica.

Se conocen los isótopos del neptunio con números másicos desde 228 a 242. El más estable, el neptunio 237, tiene una vida media de 2,14 millones de años. Fue descubierto por los químicos estadounidenses Glenn T. Seaborg y Arthur C. Wahl. Este isótopo de larga vida demostró ser un instrumento útil de investigación en el proyecto de la bomba atómica, y se utiliza para estudiar la radiactividad química. El neptunio existe en la naturaleza en cantidades mínimas en las menas de uranio, pero se produce artificialmente. Se usa como componente en los mecanismos de detección de neutrones. El neptunio tiene un punto de fusión de 630 °C y un punto de ebullición de 3.902 °C. La masa atómica del neptunio es 237,0482.

Plutonio, de símbolo Pu, es un elemento metálico radiactivo que se utiliza en reactores y armas nucleares. El número atómico del plutonio es 94. Es uno de los elementos transuránicos del grupo de los actínidos del sistema periódico.

Los isótopos del plutonio fueron preparados y estudiados por vez primera por el químico estadounidense Glenn T. Seaborg y sus colegas de la Universidad de California en Berkeley, en 1941. Se han encontrado cantidades menores del elemento en las menas de uranio, pero actualmente, se preparan cantidades relativamente grandes de plutonio en los reactores nucleares.

Químicamente, el plutonio es reactivo, y sus propiedades se asemejan a las de los lantánidos. El metal plateado, que se vuelve ligeramente amarillo con la oxidación causada por la exposición al aire, existe en seis formas cristalinas y tiene cuatro estados de oxidación diferentes. El metal desprende calor debido a su radiactividad. Se conocen 15 isótopos diferentes del plutonio, con números másicos entre 232 y 246. El plutonio tiene un punto de fusión de 641 °C, un punto de ebullición de 3.232 °C y una densidad relativa de 19,84.

El isótopo más importante, el plutonio 239, tiene una vida media de 24.360 años y se produce bombardeando uranio 238 con neutrones lentos; esto forma neptunio 239, que a su vez emite una partícula beta formando plutonio 239. El plutonio es el elemento transuránico más importante económicamente porque el plutonio 239 admite fácilmente la fisión y puede ser utilizado y producido en grandes cantidades en los reactores nucleares. También se utiliza para producir armas nucleares. Es un veneno extremadamente peligroso debido a su alta radiactividad. El plutonio 238 se ha utilizado para proporcionar energía a algunos aparatos en la Luna debido al calor que emite.

Americio, de símbolo Am, es un elemento metálico, radiactivo, maleable, creado artificialmente, y similar al plomo en ciertos aspectos. El número atómico del americio es 95; es uno de los elementos transuránicos del grupo de los actínidos del sistema periódico.

El americio fue el cuarto elemento transuránico en ser sintetizado. Fue descubierto en 1944 y 1945 por el físico estadounidense Glenn Seaborg y sus asociados de la Universidad de Chicago. Sintetizaron el isótopo del americio de número másico 241 bombardeando el plutonio 239 con neutrones. Se han obtenido isótopos del americio con números másicos de 237 a 247; todos son radiactivos, con vidas medias desde 0,9 minutos (americio 232) hasta 7.400 años (americio 243). El americio 243 se usa como blanco en reactores nucleares o aceleradores de partículas para la producción de elementos sintéticos más pesados. El americio funde a unos 994 °C y tiene una densidad relativa aproximada de 14.

Curio, de símbolo Cm, es un elemento reactivo de número atómico 96. El curio es uno de los elementos transuránicos del grupo de los actínidos del sistema periódico.

El curio es inestable y no existe en la naturaleza. Fue producido sintéticamente por vez primera por los químicos estadounidenses Glenn T. Seaborg, Ralph A. James y Albert Ghiorso en 1944 y le dieron ese nombre en honor a Pierre y Marie Curie, pioneros en la investigación sobre radiactividad. El elemento se obtiene bombardeando el plutonio artificial con partículas aceleradas. El curio es un metal pesado similar en sus propiedades al uranio, plutonio y americio. El curio tiene un punto de fusión de 1.340 °C y 13,5 g/cm³ de densidad estimada.

Se han descubierto trece isótopos con números másicos entre 238 y 250; el isótopo más estable es el curio 247. La mayoría de los isótopos del curio se desintegran emitiendo partículas alfa; puesto que la radiación alfa no es muy penetrante, los isótopos del curio, particularmente el curio 244, pueden ser utilizados, sin mucha protección, como fuentes de energía termoeléctrica en satélites y en pruebas espaciales sin tripulación. El curio 242 transportado a la Luna por las naves espaciales *Surveyor 5*, 6 y 7, fue utilizado para bombardear el suelo de la Luna con partículas alfa. Las medidas de la energía de radiación alfa retrodispersada desde el suelo revelaron el tipo y la cantidad de elementos químicos presentes en el suelo lunar.

Berquelio, de símbolo Bk, es un elemento metálico radiactivo creado artificialmente. El número atómico del berquelio es 97; es uno de los elementos transuránicos del grupo de los actínidos del sistema periódico. El berquelio fue descubierto en 1949 por los químicos estadounidenses Glenn T. Seaborg, Stanley G. Thompson y Albert Ghiorso en los laboratorios de Berkeley de la Universidad de California, de donde tomó el nombre. Estos científicos obtuvieron el isótopo de número másico 243 con una vida media de 4,6 horas, bombardeando el americio 241 con partículas alfa obtenidas en un acelerador de partículas llamado ciclotrón. Más tarde se produjeron nueve isótopos más, con números másicos que iban desde 242 a 251. El isótopo más estable del

berquelio, con una vida media de unos 1.400 años, tiene un número másico de 247.

Californio, de símbolo Cf, es un elemento radiactivo creado artificialmente, de número atómico 98. El californio es uno de los elementos transuránicos del grupo de los actínidos del sistema periódico. El isótopo del californio con número másico 245 fue obtenido por vez primera en 1950, en los laboratorios de Berkeley de la Universidad de California por los químicos estadounidenses Stanley G. Thompson, Kenneth Street, hijo, Albert Ghiorso y Glenn T. Seaborg. Los científicos crearon el californio 245 bombardeando el curio 242 con partículas alfa en un ciclotrón de 152 cm, un tipo de acelerador de partículas. El californio 245 se desintegra rápidamente emitiendo partículas alfa y tiene una vida media de 44 minutos. Más tarde se prepararon los isótopos con números másicos desde 240 a 255. El californio 249 es el resultado de la desintegración beta del berquelio 249. Los isótopos más pesados del californio se producen bombardeando el berquelio 249 con neutrones, lo que aumenta el número de protones en el núcleo. El californio 252, con una vida media de 2,6 años, tiene un porcentaje de fisión espontánea inusualmente alto, con una abundante emisión de neutrones. Tiene aplicación práctica como fuente de neutrones de alta intensidad en sistemas electrónicos y en investigación médica. El isótopo más estable del californio, con una vida media de unos 900 años, tiene un número másico de 245.

Einsteinio, de símbolo Es, es un elemento radiactivo creado artificialmente de número atómico 99. El einstenio es uno de los elementos transuránicos del grupo de los actínidos del sistema periódico. Se conocen los isótopos del einstenio con números másicos entre 243 y 256. El elemento, nombrado en honor del físico estadounidense nacido en Alemania, Albert Einstein, fue descubierto en 1952 en los restos de una explosión termonuclear. El primer isótopo identificado fue el einstenio 253 con una vida media de 20 días. Más tarde, se preparó el isótopo con vida más larga entre todos los isótopos del einstenio conocidos, el einstenio 254, irradiando plutonio en un reactor nuclear; sin embargo, actualmente sólo se producen pequeñas cantidades.

Fermio, de símbolo Fm, es un elemento radiactivo creado artificialmente cuyo número atómico es 100. El fermio es uno de los elementos transuránicos del grupo de los actínidos del sistema periódico. El elemento fue aislado en 1952, a partir de los restos de una explosión de bomba de hidrógeno, por el químico estadounidense Albert Ghiorso y sus colegas. Más tarde el fermio fue preparado sintéticamente en un reactor nuclear bombardeando plutonio con neutrones, y en un ciclotrón bombardeando uranio 238 con iones nitrógeno. Se han obtenido isótopos con números másicos desde 242 a 259; el fermio 257, que es el que tiene una vida más larga, tiene una vida media de 80 días. Al elemento se le dio el nombre de fermio en 1955, en honor al físico nuclear estadounidense de origen italiano Enrico Fermi. El fermio no tiene aplicaciones industriales.

Mendelevio, de símbolo Md, es un elemento radiactivo creado artificialmente, de número atómico 101. El mendelevio es uno de los elementos transuránicos del grupo de los actínidos del sistema periódico. Nombrado por el químico ruso Dmitry Mendeléiev, el mendelevio 256 fue descubierto en 1955, en la Universidad de California, Berkeley; fue obtenido bombardeando el einstenio 253 con partículas alfa aceleradas en un ciclotrón. El isótopo producido tenía una vida media de unas 1,3 horas. El isótopo más estable, el mendelevio 258, tiene una vida media de 54 días.

Nobelio, de símbolo No, es un elemento metálico radiactivo, de número atómico 102. El nobelio es uno de los elementos transuránicos del grupo de los actínidos del sistema periódico. El elemento fue nombrado por el inventor y filántropo sueco Alfred Bernhard Nobel.

El nobelio no se encuentra en la naturaleza, sino que se produce artificialmente en el laboratorio. El descubrimiento del elemento fue anunciado por primera vez en 1957 por distintos grupos científicos, en Estados Unidos, Gran Bretaña y Suecia, pero el primer descubrimiento confirmado de un isótopo del nobelio, por un grupo de científicos del Laboratorio Lawrence de Radiación de Berkeley, California, tuvo lugar en 1958. El isótopo fue obtenido bombardeando isótopos del curio con iones de carbono.

Químicamente, las propiedades del nobelio son semejantes a las del calcio y el estroncio.

Se conocen los isótopos con números másicos desde 250 a 259, y el 262. El más estable, el nobelio 259, tiene una vida media de 58 minutos. El isótopo más común, el nobelio 255, tiene una vida media de unos pocos minutos.

Laurencio, de símbolo Lr, es un elemento metálico radiactivo creado artificialmente, de número atómico 103. El laurencio es uno de los elementos transuránicos del grupo de los actínidos del sistema periódico. Nombrado en honor del físico estadounidense Ernest Lawrence, fue descubierto en 1961, en el Laboratorio Lawrence de Radiación de la Universidad de California, por el químico estadounidense Albert Ghiorso y sus colegas. Una mezcla de isótopos del californio fue bombardeada con iones boro para producir isótopos del laurencio de vida corta. Se han preparado isótopos con números másicos desde 255 a 260. El isótopo más estable, con una vida media de unos 3 minutos, tiene un número másico de 260. Sólo se han producido pequeñas cantidades de laurencio.