

LOS ELEMENTOS

C. R. Hammond

Uno de los hechos más sorprendentes de los elementos químicos es su desigual distribución y su presencia en la naturaleza. Los conocimientos actuales de la composición química del universo, obtenidos a partir del estudio de los espectros de estrellas y nebulosas, indica que el hidrógeno es, con mucho, el elemento más abundante y puede representar más del 90 % de los átomos o aproximadamente el 75 % de la masa del universo. Los átomos de helio constituyen la mayor parte del resto. Todos los demás elementos juntos contribuyen muy poco a la masa total.

La composición química del universo se encuentra en continuo cambio. El hidrógeno se convierte en helio, y el helio a su vez se convierte en elementos más pesados. Conforme pasa el tiempo, la relación de los elementos más pesados aumenta en relación con hidrógeno. Presumiblemente, el proceso no es reversible.

Burbidge, Fowler, y Hoyle, y más recientemente, Peebles, Penzias, y otros han estudiado la síntesis de los elementos en las estrellas. Para explicar todas las características de la curva de abundancia de núcleos – obtenida por los estudios de la composición de la Tierra, meteoritos, estrellas, etc. – es necesario suponer que los elementos se formaron originalmente por lo menos por ocho procesos diferentes: (1) fusión del hidrógeno, (2) fusión del helio, (3) proceso χ , (4) proceso e , (5) proceso s , (6) proceso r , (7) proceso p , y (8) proceso X. El proceso X se necesita para dar cuenta de la existencia de núcleos ligeros como el D, Li, Be y B. Algunos metales comunes tales como Fe, Cr, Ni, Cu, Ti, Zn, etc. se produjeron probablemente al principio de la historia de nuestra galaxia. También es probable que la mayoría de los elementos pesados presentes en la Tierra y en otras partes del universo se formaran originalmente en las supernovas, o en el interior caliente de las estrellas.

Los estudios del espectro solar han llevado a la identificación de los 67 elementos de la atmósfera del sol; sin embargo, no todos los elementos pueden ser identificados con el mismo grado de certeza. Otros elementos pueden estar presentes en el sol, a pesar de que todavía no se han detectado espectroscópicamente. El elemento helio fue descubierto en el sol antes de que se encontrara en la Tierra. Algunos elementos como el escandio son relativamente más abundantes en el sol y las estrellas que aquí en la Tierra.

Los minerales en las rocas lunares traídas por las misiones Apolo consisten en su mayor parte de *plagioclasa* $\{(Ca, Na) (Al, Si) O_4O_8\}$ y *piroxeno* $\{(Ca, Mg, Fe) 2Si_2O_6\}$ –dos minerales comunes en las rocas volcánicas terrestres. No hay nuevos elementos que se hayan encontrado en la Luna que no puedan ser considerados en la Tierra; sin embargo, se han encontrado tres nuevos minerales, *armalcolita* $\{(Fe, Mg) Ti_2O_5\}$, *piroxferrita* $\{CaFe_6 (SiO_3)_7\}$, y *tranquillitiita* $\{Fe_8 (Zr, Y) Ti_3Si_3O_2\}$. Las rocas terrestres más antiguas conocidas tienen cerca de 4 mil millones de años. Una roca, conocida como la "Génesis Rock," que se trajo en la misión Apolo 15, tiene una antigüedad de unos 4,15 miles de millones de años. Esto es sólo de menos de alrededor de 0,5 miles de millones de años que supuestamente tienen la Luna y el Sistema Solar. Las rocas lunares parecen que están relativamente enriquecidas en elementos refractarios tales como el cromo, titanio, circonio, y las tierras raras, y empobrecidas en elementos volátiles tales como los metales alcalinos, cloro y metales nobles tales como el níquel, platino, y oro.

Incluso aún más antiguas que la "Génesis Rock" son las *condritas carbonáceas*, un tipo de meteorito que ha caído en la Tierra y que se ha estudiado. Estos son algunos de los objetos más primitivos del Sistema Solar que aún persisten. Los granos que componen estos objetos probablemente se condensaron directamente de la nebulosa gaseosa de la que surgieron el Sol y los planetas. Posiblemente la mayor parte de la condensación de los granos se completó en los primeros 50.000 años desde que se formó el disco de la nebulosa —hace aproximadamente 4,6 miles de millones de años. Actualmente se piensa que este tipo de meteorito puede contener un pequeño porcentaje de los granos de polvo presolar. Las abundancias relativas de los elementos de estos meteoritos son casi las mismas que las que se encuentran en la cromosfera solar.

El espectrómetro de fluorescencia de rayos X enviado en la nave espacial Viking I a Marte, muestra que el suelo de Marte contiene alrededor de 12 a 16 % de hierro, 14 a 15 % de silicio, de 3 a 8 % de calcio, 2 a 7 % de aluminio y 1,5 a 2 % de titanio. El cromatógrafo de gases y el espectrómetro de masas del Viking II no encontraron ningún rastro de compuestos orgánicos que deberían estar presentes si alguna vez existió allí la vida.

F.W. Clarke y otros han estudiado cuidadosamente la composición de las rocas que forman la corteza de la Tierra. El oxígeno constituye alrededor del 47 % en peso de la corteza, mientras que el silicio constituye alrededor del 28 % y el aluminio aproximadamente el 8 %. Estos elementos, además del hierro, calcio, sodio, potasio, y magnesio, representan aproximadamente el 99 % de la composición de la corteza terrestre.

Muchos otros elementos como el estaño, cobre, cinc, plomo, mercurio, plata, platino, antimonio, arsénico y oro, que son tan esenciales para nuestras necesidades y nuestra civilización, son algunos de los elementos más raros de la corteza terrestre. Estos últimos sólo están disponibles para nosotros en yacimientos por procesos de concentración. Se ha encontrado que algunos de los elementos llamados tierras raras son mucho más abundantes de lo pensado en un principio y son casi tan abundantes como el uranio, mercurio, plomo o bismuto. El elemento más abundante de las tierras raras o lantánidos es el tulio, y se cree que es más abundante en la Tierra que la plata, el cadmio, el oro o el yodo, por ejemplo. El rubidio, el elemento número 16 por orden de abundancia, es más abundante que el cloro, mientras que sus compuestos son poco conocidos en la química y en el comercio.

Hoy en día se piensa que al menos 24 elementos son esenciales para los seres vivos. Los cuatro más abundantes en el cuerpo humano son hidrógeno, oxígeno, carbono, y nitrógeno. Los siete siguientes más comunes, en orden de abundancia, son calcio, fósforo, cloro, potasio, azufre, sodio, y magnesio.

También son necesarios hierro, cobre, cinc, silicio, yodo, cobalto, manganeso, molibdeno, flúor, estaño, cromo, selenio, vanadio que juegan un papel fundamental en los seres vivos. También se piensa que el boro es esencial para algunas plantas, y es posible que el aluminio, níquel y germanio puedan llegar a ser necesarios.

91 de los elementos se encuentran en estado natural en la Tierra. Se han descubierto trazas de plutonio-244 en rocas de minas en el sur de California. Este descubrimiento apoya la teoría de que los elementos más pesados se produjeron durante la creación del Sistema Solar. Mientras que tecnecio y prometio aún no se han encontrado en estado natural en la Tierra, sí que se han observado en las estrellas. El tecnecio se ha identificado en los espectros de algunas estrellas de tipo "tardío", y han

sido identificadas las líneas del prometio en el espectro de una estrella ligeramente visible: HR465 en Andrómeda. El prometio debe haber sido generado muy recientemente cerca de la superficie de la estrella ya que ningún isótopo conocido de este elemento tiene una vida media superior a 17,7 años.

Se ha sugerido que el californio está presente en ciertas explosiones estelares conocidas como supernovas; sin embargo, esto no se ha demostrado. En la actualidad no hay elementos que se encuentran en otras partes del universo que no puedan ser considerados aquí en la Tierra.

Todos los elementos con masa atómica comprendida entre 1 y 238 se encuentran en estado natural en la Tierra, a excepción de las masas 5 y 8. Alrededor de 285 son relativamente estables y 67 son isótopos radiactivos y se producen de forma natural en la Tierra, sumando un total de 352. Además, han sido producidos artificialmente el tecnecio, el prometio, y los elementos transuránicos (que están más allá del uranio). En junio de 1999, los científicos del Laboratorio Nacional Lawrence en Berkeley (LBNL) comunicaron que habían encontrado evidencias de un isótopo del elemento 118 y de los productos de desintegración inmediata de los elementos 116, 114 y 112. Esta secuencia de acontecimientos tiende a reforzar la teoría que hacia la década de 1970 predijo que existía una "isla de estabilidad" para los núcleos con aproximadamente 114 protones y 184 neutrones. Esta "isla" se refiere a los núcleos en los que la descomposición tiene una ligera duración, en lugar de que su desintegración se produzca instantáneamente. Sin embargo, el 27 de julio de 2001, los investigadores de LBNL informaron que en su laboratorio, en el Laboratorio GSI de Alemania y en los laboratorios japoneses no pudieron confirmar los resultados de sus experimentos anteriores, donde la fusión de un átomo de kriptón con otro átomo de mayor tamaño produjo el Elemento 118, con cadenas de desintegración que conducen a los elementos 116, 114, y 112, y hacia abajo hasta el elemento 106. Por lo tanto, se informó que el descubrimiento no era tal. Sin embargo, con el anuncio se decía que los diferentes experimentos en el Laboratorio Livermore y en el Instituto Conjunto de Investigación Nuclear en Dubna, Rusia, indicaban que el Elemento 116 ya había sido creado directamente. (Véase también el elemento 118.)

Nuevos experimentos han ampliado la masa atómica de un elemento radiactivo desde 238 hasta 280. Se sabe que cada uno de los elementos con números atómicos desde 1 hasta 110 tiene al menos un isótopo radioactivo. Hacia diciembre de 2001, se conocían un total de 3.286 isótopos. Actualmente son producidos y distribuidos a clientes muchos isótopos estables y radiactivos por el Laboratorio Nacional de Oak Ridge en Tennessee, EE.UU., con licencia del Departamento de Energía de EE.UU.

El núcleo de un átomo se caracteriza por el número de protones que contiene, designado por Z , y por el número de neutrones, N . Los isótopos de un elemento tienen el mismo valor de Z , pero valores diferentes de N . El número másico A , es la suma de Z y N . Por ejemplo, para el uranio-238 su número másico es 238, y contiene 92 protones y 146 neutrones.

Existe evidencia de que la definición de los elementos químicos debe ampliarse para incluir al electrón. Han sido fabricados recientemente varios compuestos conocidos como *electrides* a partir de metales alcalinos y electrones. También se ha estudiado una combinación relativamente estable de un positrón y un electrón, conocida como positronio.

Actualmente se piensa que los bien conocidos protón, neutrón y electrón son miembros de un grupo que incluye a otras partículas fundamentales que ya se han descubierto o que por el momento son hipotéticas. Actualmente se piensa que estas partículas muy elementales, de las que está hecha toda la materia pertenecen a una de dos familias: a saber, los **quarks** o los **leptones**. Cada una de estas dos familias consta de seis partículas. Además, hay cuatro portadores de fuerza diferentes que conducen a interacciones entre partículas. Los seis miembros o "sabores" de la familia de los quarks son llamados, **up** (arriba), **charm** (encanto), **top** (arriba), **down** (abajo), **strange** (extraño) y **bottom** (inferior). Los portadores de fuerza para los quarks son el **gluón** y el **fotón**. Los seis miembros de la familia de los leptones son el **neutrino e**, el **neutrino mu**, el **neutrino tau**, el **electrón**, el **muón** y la **partícula tau**. Los portadores de fuerza de estos son el **bosón W** y el **bosón Z**. Además, parece ser que cada una de estas partículas tiene una antipartícula que tiene carga eléctrica opuesta a las partículas anteriores.

Los quarks no se encuentran de forma individual, sino unidos a otros quarks para formar otras partículas conocidas como **hadrones**. Hay dos tipos básicos de **hadrones**: **bariones**, compuestas por tres quarks, y **mesones**, compuestas por un quark y su antiquark. Ejemplos de bariones son el neutrón y el protón.

Los neutrones están formados por dos quarks abajo y un quark arriba. Los protones están formados por dos quarks arriba y un quark abajo. Un ejemplo de mesón es el **pión**. Esta partícula está formada por un quark abajo y su correspondiente antiquark. Tales partículas son inestables y tienden a descomponerse rápidamente. La antipartícula del protón es el antiprotón. La excepción a la regla es el electrón, cuya antipartícula es el **positrón**.

En los últimos años se ha realizado la búsqueda de una partícula hipotética conocida como el **bosón de Higgs**, propuesto en 1966 por Peter Higgs, de la Universidad de Edimburgo, que posiblemente podría explicar por qué tienen masa los portadores del campo "electrodébil" (bosones W y Z). Se piensa que posiblemente el bosón de Higgs es responsable de la masa de los objetos del universo.

Hoy en día muchos físicos sostienen que toda la materia y energía del universo están controladas por cuatro fuerzas fundamentales: **la fuerza electromagnética**, **la gravedad**, **la fuerza nuclear débil** y **la fuerza nuclear fuerte**. El **gluón** une a los quarks entre sí portando la fuerza nuclear fuerte. Cada una de estas fuerzas fundamentales se transmite entre las partículas básicas de la materia por medio de los portadores de fuerza mencionados anteriormente. La fuerza electromagnética se realiza a través del **fotón**, la fuerza nuclear débil por medio del **bosón**, y la gravedad por el **gravitón**.

* * * * *

Las evidencias disponibles nos llevan a la conclusión de que los elementos desde el 89 (actinio) hasta el 103 (lawrencio) son químicamente similares a los elementos de las tierras raras o lantánidos (elementos 57 hasta 71, inclusive). Estos elementos por lo tanto, se les ha llamado actínidos por el primer miembro de esta serie. Los elementos más allá de uranio que han sido producidos artificialmente tienen los siguientes nombres y símbolos: neptunio, 93 (Np); plutonio, 94 (Pu); americio, 95 (Am); curio, 96 (Cm); berkelio, 97 (Bk); californio, 98 (Cf); einsteinio, 99 (Es); fermio, 100 (Fm); mendelevio, 101 (Md); nobelio, 102 (No), y lawrencio, 103 (Lr). Hoy día se afirma que se han producido e identificado los elementos desde el 104 hasta el 112. Más recientemente, se informó haber encontrado los elementos 118, 116, y 114 (ver elemento 118). En agosto de 1997, la Unión Interna-

cional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) dio su aprobación final a los siguientes nombres para los elementos 104 a 109; posteriormente se han asignado otros nombres:

Número atómico	104	105	106	107	108	109
Nombre	rutherfordio	dubnio	seaborgio	bohrio	hassio	meitnerio
Símbolo químico	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt
Número atómico	110	111	112	114	116	
Nombre	darmstadio	roentgenio	copernicio	flerovio	livermorio	
Símbolo químico	Ds	Rg	Cn	Fl	Lv	
Año de nominación	2003	2004	2010	2011	2011	

Los elementos 113, 115, 117, etc. aún no han sido nombrados, pero pueden llevar nombres temporales designados por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada. La IUPAC recomienda que hasta que la existencia de un nuevo elemento se haya demostrado de manera convincente, los elementos deben tener nombres y símbolos derivados de acuerdo con las siguientes reglas precisas y simples: El nombre se basa en los dígitos del número atómico del elemento. Cada dígito se sustituye con estas expresiones, con el habitual sufijo -io de la siguiente manera: **0 nil, 1 un, 2 bi, 3 tri, 4 quad, 5 pent, 6 hex, 7 sept, 8 oct, 9 enn**. La doble letra i no se utiliza, como por ejemplo Ununbio será Ununbio. El símbolo utilizado será la primera letra de las tres sílabas principales. Por ejemplo, el elemento 126 sería Unbihexio, con el símbolo Ubh. Se cree que hay posibilidades de producir elementos más allá del elemento 116 y descubrir los elementos 117, 115, y 113 cambiando el haz de iones y el objetivo de los que ahora se están utilizando.

Hay muchas afirmaciones en la literatura científica de la existencia de varias modificaciones alotrópicas de los elementos, algunas de las cuales están basadas en pruebas dudosas o incompletas. Además, las propiedades físicas de un elemento pueden cambiar drásticamente por la presencia de pequeñas cantidades de impurezas. Con nuevos métodos de purificación, actualmente somos capaces de producir elementos con el 99,9999 % de pureza, de modo que ha sido necesario volver a estudiar las propiedades de los elementos.

Por ejemplo, la temperatura de fusión del torio varía en cientos de grados por la presencia de un pequeño porcentaje de ThO₂ como impureza. El wolframio comercial ordinario es frágil y sólo se puede trabajar con dificultad. Sin embargo, el wolframio puro se puede cortar con una sierra para metales, forjar, hilar, o extruir. En general, el valor de una propiedad física cuando se sabe se refiere al elemento en estado puro.

Muchos de los elementos químicos y sus compuestos son tóxicos y deben manejarse con el debido respeto y cuidado. En los últimos años se ha producido un gran aumento en el conocimiento y la conciencia de los riesgos para la salud asociados a los productos químicos, materiales radioactivos y otros agentes. Cualquier persona que trabaje con elementos o algunos de sus compuestos debe familiarizarse completamente con las apropiadas precauciones a tomar.

Los precios de los elementos que se indican en este artículo pretenden ser una guía aproximada. Los precios pueden variar bastante según sea el proveedor, la cantidad, y la pureza.

* * * * *

Actinio – (Gr. *Aktis, aktinos*, haz o rayo), Ac, A = (227), Z = 89; p.f. 1051°C, p.e. 3200 ± 300°C (est.); densidad 10,07 (calc.).

Fue descubierto por Andre Debierne en 1899 y también de forma independiente por F. Giesel en 1902. Se encuentra en estado natural junto a minerales de uranio. Se conocen 34 isótopos, todos ellos radiactivos. El actinio-227, un producto de la desintegración del uranio-235, es un emisor alfa y beta con una vida media de 21,77 años. Sus principales productos de desintegración son el torio-227 (18,72 días de vida media), el radio-223 (11,4 días de vida media), y una serie de productos de corta vida como el radón, el bismuto, el polonio e isótopos de plomo. Es una poderosa fuente de rayos alfa en equilibrio con sus productos de desintegración. El actinio metálico ha sido preparado por la reducción de fluoruro de actinio con vapor de litio entre 1100 y 1300°C. El comportamiento químico del actinio es similar al de las otras tierras raras, particularmente lantano. Al cabo de 185 días el actinio purificado entra en equilibrio con sus productos de desintegración, y luego decae de acuerdo a su vida media de 21,77 años. Es 150 veces más activo que el radio, por lo que se utiliza para la producción de neutrones. El actinio-225, con una pureza del 99 %, está disponible en el Laboratorio Nacional de Oak Ridge para los titulares de un permiso por alrededor de \$ 500/millicurie, más los gastos de embalaje.

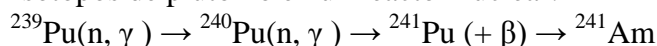
Aluminio – (L. *alumen*, alumbre), Al, A = 26,981539 (5), Z = 13; p.f. 660,323°C, p.e. 2519°C; densidad 2,6989 (20°C); valencia 3.

Los antiguos griegos y romanos usaban alumbre como astringente en medicina y como mordiente en tintorería. En 1761 de Morveau propuso el nombre de alúmina para la base de alumbre, y Lavoisier, en 1787, pensó que este era el óxido de un metal aún por descubrir. Se le atribuye generalmente a Wohler el haber aislado el metal en 1827, aunque una forma impura fue preparada por Oersted dos años antes. En 1807, Davy propuso el nombre de *aluminium* para el metal sin descubrir en ese momento, aunque luego accedió a cambiarlo por *aluminium*. Poco después, se adoptó el nombre de aluminio para cumplir con el "io" final de la mayoría de los metales, y este nombre está actualmente en uso en muchas partes del mundo. Aluminio fue también la ortografía aceptada en los EE.UU. hasta 1925, momento en el cual la Sociedad Química Americana decidió utilizar oficialmente el nombre de aluminum para sus posteriores publicaciones. El método de obtención de metal de aluminio por electrólisis de alúmina disuelta en criolita fue descubierto en 1886 por Hall en los EE.UU. y aproximadamente al mismo tiempo por Heroult en Francia. La criolita, un mineral natural que se encuentra en Groenlandia, ya no se utiliza para la producción comercial; ha sido reemplazada por una mezcla artificial de fluoruros de sodio, de aluminio y de calcio. La bauxita, un mineral que es su óxido hidratado impuro, se encuentra en grandes depósitos en Jamaica, Australia, Suriname, Guyana, Rusia, Arkansas y en otros lugares. El proceso Bayer es el más comúnmente utilizado hoy en día para refinar la bauxita para que pueda tener cabida en el proceso de electrólisis de Hall-Heroult, usado para fabricar la mayoría de aluminio. También se puede producir aluminio a partir de arcilla, pero el proceso en la actualidad no es económicamente viable. El aluminio es el metal más abundante de la corteza terrestre (8,1 %), pero nunca se encuentra libre en la naturaleza. Además de los minerales mencionados anteriormente, también hay aluminio en feldespatos, granito, y en muchos otros minerales comunes. Se conocen 22 isótopos. El aluminio natural es el isótopo ²⁷Al. El aluminio puro es un metal de color blanco plateado y posee muchas características deseables. Es ligero, no tóxico, tiene un aspecto agradable, se puede dar forma fácilmente, mecanizar o moldear, tiene una alta conductividad térmica, y tiene una excelente resistencia a la corrosión. Es

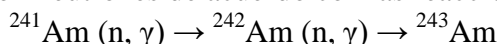
no-magnético y anti chispa, ocupa el segundo lugar entre los metales en la escala de maleabilidad, y el sexto en la ductilidad. Se utiliza ampliamente para utensilios de cocina, decoración exterior de edificios, y en miles de aplicaciones industriales donde se necesita un material fuerte y ligero, para la construcción. A pesar de que su conductividad eléctrica es de sólo 60 % de la del cobre, se utiliza en líneas de transmisión eléctrica, debido a su peso ligero. El aluminio puro es blando y carece de fuerza, pero puede ser aleado con pequeñas cantidades de cobre, magnesio, silicio, manganeso, y otros elementos para conseguir una variedad de propiedades útiles. Estas aleaciones son de vital importancia en la moderna construcción de aviones y cohetes. Si el aluminio se evapora en el vacío, forma un revestimiento altamente reflectante de la luz visible y del calor radiante. Estos recubrimientos forman pronto una fina capa de óxido de protección y no se deterioran al igual que los revestimientos de plata. Han encontrado aplicación en recubrimientos para espejos de los telescopios, en la fabricación de papel decorativo, paquetes, juguetes, y en muchos otros usos. Los compuestos de mayor importancia son el óxido de aluminio, el sulfato y el sulfato soluble con potasio (alumbre). El óxido, la alúmina, se produce naturalmente como rubí, zafiro, corindón y esmeril, y se utiliza en la fabricación de vidrio y refractarios. Rubíes y zafiros sintéticos han encontrado aplicación en la construcción de láseres para producir luz coherente. En 1852, el precio del aluminio era alrededor de \$ 1200/kg y justo antes del descubrimiento de Hall en 1886, alrededor de \$ 25/kg. El precio bajó rápidamente a 60 ¢ y ha llegado a ser tan bajo como 33 ¢/kg. El precio en diciembre de 2001 era cercano a \$ 1,40/kg.

Americio – (las Américas), Am, A = 243, Z = 95, p.f. 1176°C; p.e. 2011°C; densidad 13.67 (20°C); valencias 2, 3, 4, 5 o 6.

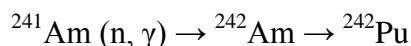
El americio fue el cuarto de los elementos transuránicos en ser descubierto; el isótopo ^{241}Am fue identificado por Seaborg, James, Morgan, y Ghiorso a finales de 1944 en tiempos de guerra en el Laboratorio Metalúrgico de la Universidad de Chicago como resultado de sucesivas reacciones de captura de neutrones por isótopos de plutonio en un reactor nuclear:



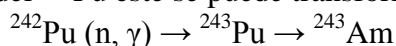
Dado que el isótopo ^{241}Am se puede preparar en forma relativamente pura por extracción como producto de descomposición durante un período de años del plutonio ^{241}Pu fuertemente bombardeado por neutrones, este isótopo se utiliza para gran parte de la investigación química de este elemento. Es mejor el isótopo ^{243}Am ya que su vida media es más larga (7.370 años, en comparación con 432,2 años del ^{241}Am). Se puede preparar una mezcla de los isótopos ^{241}Am , ^{242}Am , y ^{243}Am por irradiación intensa de ^{241}Am con neutrones de acuerdo con las reacciones:



Se pueden preparar casi isotópicamente puros mediante una secuencia de bombardeos con neutrones y separaciones químicas de la siguiente manera: bombardeo con neutrones de ^{241}Am produce ^{242}Pu según la reacción:



después de la separación química del ^{242}Pu éste se puede transformar en ^{243}Am según la reacción:



y finalmente puede separarse químicamente el ^{243}Am . El ^{242}Pu bastante puro se puede preparar más simplemente por una intensa irradiación de neutrones sobre ^{239}Pu y como resultado de sucesivas reacciones de captura de neutrones. Se conocen 17 isótopos radiactivos. El americio metálico ha sido preparado por la reducción de su trifluoruro con vapor de bario entre 1000 y 1200°C o del dióxido con lantano metálico. El brillo metálico del americio recién preparado es de color blanco y

más plateado que el plutonio o neptunio preparado de la misma manera. Parece ser más maleable que el uranio o neptunio y se empaña lentamente en aire seco a temperatura ambiente. Se cree que el americio puede existir en dos formas: una forma alfa que tiene una estructura hexagonal doble compacta y una versión beta compacta cúbica. El americio debe manejarse con mucho cuidado para evitar la contaminación de las personas. La carga corporal total máxima admisible es tan pequeña como 0,03 μCi de ^{241}Am . La actividad alfa del ^{241}Am es aproximadamente tres veces mayor que la del radio. Cuando se manejan cantidades de gramos de ^{241}Am , la intensa actividad gamma hace que la exposición sea un problema grave. El dióxido de americio, AmO_2 , es el óxido más importante. Se han preparado además AmF_3 , AmF_4 , AmCl_3 , AmBr_3 , AmI_3 y otros compuestos. El isótopo ^{241}Am se ha utilizado como una fuente portátil de radiografía de rayos gamma. También se ha utilizado como un medidor del espesor de vidrio radioactivo para la industria del vidrio plano, y como una fuente de ionización para los detectores de humo. Americio-243 (99 %) está disponible en el Laboratorio Nacional de Oak Ridge, a un precio de alrededor de \$ 750/g, más gastos de embalaje.

Antimonio – (Gr. *anti* más *monos* - un metal que no se encuentra solo), Sb, A = 121,760 (1), Z = 51, p.f. 630,63°C, p.e. 1587°C; densidad 6,691 (20°C); valencias 0, -3, 3, o 5.

El antimonio ya fue conocido por los antiguos en sus compuestos y se conoce como metal desde comienzos del siglo XVII y posiblemente mucho antes. No es abundante, sino que se encuentra en más de 100 especies minerales. A veces se encuentra nativo, pero con más frecuencia como sulfuro, *estibnita* (Sb_2S_3); también se encuentra como antimoniuro de los metales pesados, y en forma de óxidos. Se extrae a partir del sulfuro que por tostación produce el óxido, que a su vez se reduce con sal y chatarra de hierro; también se prepara a partir de sus óxidos por reducción con carbono. Existen dos formas alotrópicas del antimonio: la forma metálica estable normal, y la forma gris amorfo. El llamado de antimonio explosivo es un material mal definido que contiene siempre una cantidad apreciable de halógeno; por lo tanto, ya no garantiza la consideración como una especie alotrópica distinta. La forma amarilla, obtenida por oxidación de la estibina, SbH_3 , es probablemente impuro, y no es una forma distinta. El antimonio natural se compone de dos isótopos estables, ^{121}Sb y ^{123}Sb . Además, se conocen otros 45 isótopos radiactivos. El antimonio metálico es un metal extremadamente frágil de una escamosa textura cristalina. Es blanco azulado y tiene un brillo metálico. No reacciona con aire a temperatura ambiente, pero arde brillantemente cuando se calienta, con la formación de humos blancos de Sb_2O_3 . Es un mal conductor de calor y electricidad, y tiene una dureza de entre 3 y 3,5. El antimonio, disponible comercialmente con una pureza de 99,999+ %, está encontrando aplicación en la tecnología de semiconductores para la fabricación de detectores de infrarrojos, diodos, y dispositivos de efecto Hall. El antimonio de calidad comercial se utiliza ampliamente en aleaciones con porcentajes que van del 1 al 20 %. Así se aumenta en gran medida la dureza y la resistencia mecánica del plomo. Baterías, aleaciones antifricción, metal de tipografía, armas pequeñas y balas trazadoras, revestimiento de cables y productos menores utilizan aproximadamente la mitad del metal producido. Los compuestos que tienen la otra mitad son óxidos, sulfuros, antimoniato de sodio y tricloruro de antimonio. Estos se utilizan en la de fabricación compuestos ignífugos, pinturas, esmaltes cerámicos, vidrio y cerámica. Se ha usado tártaro emético (tartrato hidratado de antimonio y potasio) en medicina. El antimonio y muchos de sus compuestos son tóxicos. El valor del antimonio es cercano a \$ 1,30/kg o alrededor de \$ 12/g (99,999 %).

Argón – (Gr. *argos*, inactivo), Ar, A = 39,948 (1), Z = 18, p.f. -189,35°C, p.e. -185,85°C; t_c -122,28; densidad 1,7837 g/L.

Cavendish en 1785 sospechaba su presencia en el aire, pero fue descubierto en 1894 por Lord Rayleigh y Sir William Ramsay. El gas se prepara por destilación fraccionada del aire líquido; la atmósfera contiene un 0,94 % de argón. La atmósfera de Marte contiene un 1,6 % de ^{40}Ar y 5 ppm de ^{36}Ar . El argón es dos veces y media más soluble en agua que el nitrógeno, y tiene aproximadamente la misma solubilidad que el oxígeno. Es reconocido por las líneas características en el extremo rojo del espectro. Se utiliza en las bombillas eléctricas y en los tubos fluorescentes a una presión de aproximadamente 400 Pa, y en el llenado de foto tubos, tubos luminosos, etc. El argón también se utiliza como un escudo de gas inerte en la soldadura por arco y de corte, como una protección para la producción de titanio y otros elementos reactivos, y como una atmósfera protectora para el cultivo de cristales de silicio y germanio. El argón es incoloro e inodoro, tanto en forma de gas o de líquido. Está disponible en forma de alta pureza. Se considera al argón como un gas muy inerte y no se conoce que forme compuestos químicos verdaderos, como lo hacen criptón, xenón y radón. Sin embargo, puede formar un hidrato que tiene una presión de disociación de 105 atm a 0°C. Moléculas de iones tales como $(\text{ArKr})^+$, $(\text{ArXe})^+$, $(\text{NeAr})^+$ se han observado espectroscópicamente. El argón también forma un clatrato con β -hidroquinona. Este clatrato es estable y puede almacenarse durante un tiempo considerable, a pesar de que no existe un verdadero enlace químico. Las fuerzas de Van der Waals actúan para mantener el argón. En agosto de 2000, investigadores de la Universidad de Helsinki, en Finlandia, informaron que produjeron un nuevo compuesto de argón, HArF, al hacer incidir luz UV en argón congelado que contenía una pequeña cantidad de HF. El argón de origen natural es una mezcla de tres isótopos. Se conoce la existencia de otros 17 isótopos radiactivos. El argón comercial tiene un precio de alrededor de \$ 8/m³.

Arsénico – (*L. arsenicum*, Gr. *arsenikon*, oropimente amarillo, identificado como *Arsenikos*, macho, de la creencia de que los metales tenían diferentes sexos. Árabe, *Az-zernikh*, el oropimente del persa *zerni-zar*, oro), As, A = 74,92160 (2), Z = 33; valencias -3, 0, 3 o 5.

El arsénico elemental se obtiene en dos tipos de sólidos: amarillo y gris o metálico, con densidades de 1,97 y 5,73, respectivamente. El arsénico gris, la forma estable ordinaria, tiene su punto triple a 817°C y sublima a 614°C y tiene una temperatura crítica de 1400°C. Son mencionadas otras formas alotrópicas de arsénico. Se cree que Alberto Magno obtuvo el elemento en 1250 AD. En 1649 Schroeder publicó dos métodos de preparación del elemento. Se encuentra nativo, en los sulfuros rejalgá y oropimente, así como en arseniuros y sulfoarseniuros de metales pesados, y también como óxido y como arseniatos. *Mispickel*, arsenopirita, (FeSAs) es el mineral más común, que al calentarlo se sublima el arsénico dejando sulfuro ferroso. El elemento es un sólido cristalino semi-metálico muy frágil, de color gris acero; se empaña en el aire, y por calentamiento se oxida rápidamente a óxido arsenioso (As_2O_3) con olor a ajo. El arsénico y sus compuestos son venenosos. La exposición al arsénico y sus compuestos no debe exceder de 0,2 mg/m³ de As elemental durante una jornada de 8 h. Sin embargo se está estudiando que este valor puede ser bajo. El arsénico también se utiliza en bronceado, pirotecnia, y para el endurecimiento y la mejora de la esfericidad del disparo. Los compuestos más importantes son el óxido blanco (As_2O_3), el sulfuro, el verde París $3\text{Cu}(\text{AsO}_2) \cdot 2\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$, el arseniato de calcio y el arseniato de plomo; los tres últimos han sido utilizados como insecticidas agrícolas y venenos. La prueba de Marsh hace uso de la formación y la rápida descomposición de la arsina (AsH_3). El arsénico se encuentra disponible en forma de alta pureza. Está encontrando un uso creciente como agente de dopaje en los dispositivos de estado sólido, tales como transistores. El arseniuro de galio se utiliza como un material láser para convertir la electricidad directamente en luz coherente. El arsénico natural es el isótopo ^{75}As . Se conocen otros

30 isótopos radiactivos. El arsénico (99 %) cuesta alrededor de \$ 75/50g. El arsénico purificado (99,9995 %) cuesta alrededor de \$ 50/g.

Astato – (Gr. *astatos*, inestable), At; A = (210), Z = 85; p.f. 300°C (est); valencias probables 1, 3, 5, o 7.

Fue sintetizado en 1940 por D.R. Corson, K.R. MacKenzie, y E. Segre en la Universidad de California mediante el bombardeo de bismuto con partículas alfa. El isótopo de vida más larga, ^{210}At , tiene una vida media de sólo 8,1 horas. Se conocen otros 36 isótopos. Existen cantidades mínimas de ^{215}At , ^{218}At y ^{219}At en equilibrio en la naturaleza con isótopos de uranio y torio, y trazas de ^{217}At están en equilibrio con ^{233}U y ^{239}Np como resultado de la interacción de torio y uranio con neutrones producidos de forma natural. Sin embargo, la cantidad total de astato presente en la corteza terrestre probablemente es menor de 30 g. El astato se puede producir mediante el bombardeo de bismuto con partículas alfa energéticas, para obtener los isótopos de vida relativamente larga $^{209-211}\text{At}$, que pueden ser extraídos de la diana mediante su calentamiento en el aire. Sólo se ha elaborado hasta la fecha alrededor de 0,05 g de astato. Se ha utilizado el "tiempo de vuelo" del espectrómetro de masas para confirmar que este halógeno altamente radiactivo se comporta químicamente muy parecido a otros halógenos, especialmente al yodo. Se conocen su formación de los compuestos interhalógenos AtI, AtBr y AtCl, pero aún no se sabe si el astato forma moléculas diatómicas. Se han detectado HAt y CH_3At (metil astato). Se cree que el astato es más metálico que el yodo, y, como el yodo, es probable que se acumule en la glándula tiroides. Los trabajadores en el Laboratorio Nacional de Brookhaven han utilizado recientemente dispersión reactiva en haces moleculares cruzados para identificar y medir las reacciones elementales que involucran al astato.

Azufre – (Sánscrito, *sulvere*; L. *sulphurium*), S; A = 32,066 (6), Z = 16; p.f. 115,21°C, p.e. 444,60°C; *tc* 1041°C; densidad (rómico) 2,07; (monoclínico) 1,957 (20°C); valencias 2, 4 y 6.

Se conoce desde la antigüedad; el Génesis ya lo nombra. El azufre se encuentra en los meteoritos. R. W. Wood estudió con luz ultravioleta un área oscura cerca del cráter Aristarco en la Luna. Este estudio sugiere firmemente que es un depósito de azufre. El azufre se produce nativo en las cercanías de los volcanes y en las aguas termales. Está ampliamente distribuido en la naturaleza, tal como en la *pirita de hierro*, la *galena*, la *esfalerita*, el *cinabrio*, la *estibina*, el *yeso*, las *sales de Epsom*, la *celestita*, la *barita*, etc. El azufre se recupera comercialmente de los pozos perforados en los domos de sal a lo largo de la Costa del Golfo de los EE.UU. Se obtiene de estos pozos por el proceso de Frasch, que fuerza al azufre fundido de los pozos por medio de agua caliente, y se conduce hacia la superficie. El azufre aparece en el gas natural y en los crudos de petróleo y se debe eliminar de estos productos. Anteriormente esto se realizaba químicamente, pero se perdía el azufre. Actualmente con nuevos procesos permiten su recuperación, y estas fuentes de azufre prometen ser muy importantes. Se recuperan grandes cantidades de azufre de los campos de gas de Alberta. El azufre es un sólido frágil, de color amarillo pálido y sin olor; es insoluble en agua pero soluble en disulfuro de carbono. En todos los estados, ya sea gas, líquido o sólido, el azufre elemental existe en más de una forma alotrópica; éstas presentan una multitud confusa de formas cuyas relaciones no están todavía completamente entendidas. El azufre amorfo o "plástico" se obtienen enfriando rápidamente la forma cristalina. Los estudios de rayos X indican que el azufre amorfo puede tener una estructura helicoidal con ocho átomos por espiral. El azufre cristalino parece estar hecho de anillos, cada uno con ocho átomos de azufre, que encajan entre sí para dar un patrón normal de rayos-X. Actualmente se conocen 21 isótopos de azufre; 4 de ellos se encuentran en el azufre natural, ninguno de los cuales es radiactivo. Se puede obtener una forma finamente dividida de azufre por sublimación, conocida

como flor de azufre. El azufre forma fácilmente sulfuros con muchos elementos. El azufre es un componente de la pólvora negra, y se utiliza en la vulcanización del caucho natural y como fungicida. También se utiliza ampliamente en la fabricación de fertilizantes fosfatados. La mayor aplicación es para producir ácido sulfúrico, el producto químico artificial más importante. El azufre se utiliza en la fabricación de papel sulfito y otros tipos de papel; también como fumigante, y en el blanqueo de frutos secos. El elemento es un buen aislante eléctrico. Son muy importantes los compuestos orgánicos que contienen azufre. El sulfato de calcio, el sulfato de amonio, el disulfuro de carbono, el dióxido de azufre, el sulfuro de hidrógeno son unos pocos de los muchos otros compuestos importantes de azufre. El azufre es esencial para la vida. Se trata de un constituyente menor de grasas, fluidos corporales, y minerales óseos. El disulfuro de carbono, el sulfuro de hidrógeno y el dióxido de azufre deben manejarse con cuidado. El sulfuro de hidrógeno en concentraciones pequeñas puede ser metabolizado, pero a mayores concentraciones puede causar rápidamente la muerte por parálisis respiratoria. Tiene un olor insidioso que se amortigua rápidamente en el sentido del olfato. El dióxido de azufre es un componente peligroso de la contaminación atmosférica. En 1975, los científicos de la Universidad de Pensilvania informaron de la síntesis de un polímero de nitruro azufre, que tiene las propiedades de un metal, a pesar de que no contiene átomos metálicos. El material tiene inusuales propiedades ópticas y eléctricas. El azufre (99,999 %) cuesta alrededor de \$ 575/kg.

Bario – (Gr. *barys*, pesado), Ba, A = 137,327 (7), Z = 56; p.f. 727°C, p.e. 1897°C; densidad 3,5 (20°C); valencia 2.

Scheele distinguió la barita de la cal en 1774; el elemento fue descubierto por Sir Humphrey Davy en 1808. Sólo se encuentra en combinación con otros elementos, principalmente en *barita* o *espato pesado* (sulfato) y *witherita* (carbonato) y se prepara por electrólisis del cloruro. Hay grandes depósitos de barita en China, Alemania, India, Marruecos, y en EE.UU. El bario es un elemento metálico, blando, y en estado puro es de color blanco plateado como el plomo; al pertenecer al grupo alcalinotérreo, se asemeja químicamente al calcio. El metal se oxida muy fácilmente y debe guardarse en petróleo u otros líquidos libres de oxígeno adecuados para excluir el aire. Se descompone por el agua o el alcohol. El metal se utiliza como "captador" en tubos de vacío. Los compuestos más importantes son el peróxido (BaO_2), cloruro, sulfato, carbonato, nitrato, y clorato. El litopón es un pigmento que contiene sulfato de bario y sulfuro de cinc; tiene un buen poder de cubrición, y no se oscurece en presencia de sulfuros. El sulfato, como blanco permanente o blanco fijo, también se utiliza en pintura, en el trabajo de diagnóstico de rayos X, y en la fabricación de vidrio. La barita se utiliza ampliamente como un agente de carga en fluidos de perforación, y también en la fabricación de caucho. El carbonato se ha utilizado como veneno para ratas, mientras que el nitrato y el clorato producen colores verdes en pirotecnia. El sulfuro impuro es fosforescente tras su exposición a la luz. Los compuestos y el metal no son caros. El bario metálico (99,2+ %) cuesta alrededor de \$ 3/g. Todos los compuestos de bario que son solubles en agua o en ácido son venenosos. En la naturaleza, el bario es una mezcla de siete isótopos estables. Se sabe que existen otros 36 isótopos radiactivos.

Berkelio – (Berkeley, sede de la Universidad de California), Bk; A = (247), Z = 97; p.f. 1050°C; valencias 3 o 4; densidad 14 (est.).

El berkelio, el octavo miembro de los actínidos, la segunda serie de transición, fue descubierto en diciembre de 1949 por Thompson, Ghiorso y Seaborg, y fue el quinto elemento transuránico sinteti-

zado. Fue producido en el ciclotrón de Berkeley, California, en cantidades de miligramos por bombardeo con iones de helio en ^{241}Am . El primer isótopo producido tenía una masa atómica de 243 y se descompuso con una vida media de 4,5 horas. Actualmente se conocen 13 isótopos. La existencia de ^{249}Bk , con una vida media de 320 días, hace que sea factible aislar berkelio en cantidades ponderables de manera que sus propiedades pueden ser investigadas con cantidades macroscópicas. Una de las primeras cantidades visibles de un compuesto berkelio puro, el cloruro de berkelio, fue producido en 1962. Pesaba 3×10^{-9} g. El berkelio probablemente aún no ha sido preparado en forma elemental, pero se espera que sea un metal plateado, fácilmente soluble en ácidos minerales diluidos, y fácilmente oxidado por el aire u oxígeno a temperaturas elevadas para formar el óxido. Se han utilizado métodos de difracción de rayos X para identificar los siguientes compuestos: BkO_2 , BkO_3 , BkF_3 , BkCl y BkOCl . Al igual que con otros elementos actínidos, el berkelio tiende a acumularse en el sistema esquelético. La carga corporal máxima permitida de ^{249}Bk en el esqueleto humano es de aproximadamente 0,0004 g. Debido a su rareza, el berkelio actualmente no tiene ningún uso comercial o tecnológico. Lo más probable es que el berkelio se asemeje al terbio con respecto a las propiedades químicas. Berkelio-249 está disponible en O.R.N.L. a un precio de \$ 185/ μg más gastos de embalaje.

Berilio – (Gr. *beryllos*, berilo; también llamado Glucinio o Glucinum, Gr. *glykys*, dulce), Be, A = 9,012182 (3), Z = 4; p.f. 1287°C, p.e. 2471°C; densidad 1,848 (20°C); valencia 2.

Fue descubierto en forma de óxido por Vauquelin en berilo y esmeraldas en 1798. El metal fue aislado en 1828 por Wohler y por Bussy de forma independiente, por la acción del potasio en cloruro de berilio. El berilio se encuentra en alrededor de 30 especies de minerales, de los cuales los más importantes son *bertrandita*, *berilo*, *crisoberilo* y *fenacita*. La aguamarina y la esmeralda son formas preciosas del berilo. Hay minerales de berilio en los EE.UU., Brasil, Rusia, Kazajstán y otros países. Colombia es conocida por sus esmeraldas. El *berilo* ($3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$) y *bertrandita* ($4\text{BeO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$) son las fuentes comerciales más importantes del elemento y de sus compuestos. Actualmente, la mayor parte del metal se prepara mediante la reducción del fluoruro de berilio con magnesio. El berilio metálico no estuvo disponible para la industria hasta 1957. El metal, de color gris acero, tiene muchas propiedades deseables. Es uno de los más ligeros de todos los metales, y tiene uno de los puntos de fusión más altos de los metales ligeros. Su módulo de elasticidad es aproximadamente un tercio mayor que la del acero. Es resistente al ataque por el ácido nítrico concentrado, tiene una excelente conductividad térmica, y es no magnético. Tiene una alta permeabilidad a los rayos X, y cuando es bombardeado por partículas alfa, procedentes por ejemplo del radio o del polonio, los neutrones se producen en la relación de unos 30 neutrones/millón de partículas alfa. A temperaturas ordinarias el berilio resiste la oxidación en el aire, si bien su capacidad para rayar el vidrio es probablemente debido a la formación de una fina capa de óxido. El berilio se utiliza como metal de aleación en la producción de cobre de berilio que se utiliza ampliamente para resortes, contactos eléctricos, electrodos de soldadura por puntos, y herramientas que no forman chispas. Se ha encontrado aplicación como material estructural para aeronaves de alta velocidad, misiles, vehículos espaciales y satélites de comunicaciones. Se está utilizando en el marco del parabrisas, discos de freno, vigas de apoyo, y otros componentes estructurales de la lanzadera espacial. Debido a que el berilio es relativamente transparente a los rayos X, se usan láminas ultradelgadas en la litografía de rayos X para la reproducción de los circuitos integrados de microminiatura. El berilio natural es ^9Be y es estable. Se conocen otros 8 isótopos radiactivos. El berilio se utiliza en reactores nucleares como reflector o moderador porque tiene una pequeña sección transversal de absor-

ción de neutrones térmicos. Se utiliza en giroscopios, partes de computadoras, y en instrumentos donde se requiere ligereza, rigidez y estabilidad dimensional. El óxido tiene un punto de fusión muy alto y también se utiliza en la industria nuclear y aplicaciones cerámicas. El berilio y sus sales son tóxicos y deben manejarse con sumo cuidado. El berilio y sus compuestos no deben ser probados para verificar la naturaleza dulce del berilio (como hicieron los primeros experimentadores). El metal, sus aleaciones, y sus sales se pueden manejar de forma segura si se respetan ciertos códigos de trabajo, pero no se debe hacer ningún intento de trabajar con berilio antes de familiarizarse con las debidas garantías. El berilio metálico está disponible a un precio de alrededor de \$ 5/g (99,5 % de pureza).

Bismuto – (en alemán *Weisse Masse*, masa blanca, y más tarde *Wisuth* y *Bisemutum*), Bi, A = 208,98038 (2), Z = 83; p.f. 271,4°C; p.e. 1564°C; densidad 9,747 (20°C); valencias 3 o 5.

Al principio el bismuto se confundía con el estaño y el plomo. Claude Geoffroy el Joven demostró que era distinto del plomo en 1753. Se trata de un metal blanco cristalino, quebradizo y con un tinte rosado. Se encuentra en estado nativo. Los minerales más importantes son la *bismutinita* o sulfuro de bismuto (Bi_2S_3) y la *bismita* (Bi_2O_3). Los principales productores de bismuto son Perú, Japón, México, Bolivia y Canadá. Gran parte del bismuto producido en los EE.UU. se obtiene como un subproducto al refinar minerales de plomo, cobre, estaño, plata y oro. El bismuto es el más diamagnético de todos los metales, y la conductividad térmica es más baja que la de cualquier otro metal, excepto el mercurio. Tiene una alta resistencia eléctrica, y el efecto Hall más alto de cualquier metal (es decir, mayor incremento en la resistencia eléctrica cuando se coloca en un campo magnético). "Bismanol" es un imán permanente de alta fuerza coercitiva hecho de MnBi por el Centro Naval de Armas de Superficie de los EE.UU. El bismuto se expande un 3,32 % al solidificarse. Esta propiedad hace que las aleaciones de bismuto sean especialmente adecuadas para la fabricación de piezas de fundición nítidas de objetos sujetos a daños por las altas temperaturas. El bismuto forma aleaciones de bajo punto de fusión con otros metales como el estaño, el cadmio, etc., que se utilizan ampliamente para los dispositivos de seguridad en la detección y extinción de incendios. El bismuto se utiliza en la producción de hierros maleables y está encontrando uso como un catalizador para la fabricación de fibras acrílicas. Cuando el bismuto se calienta en el aire arde con una llama azul, formando humos amarillos debidos al óxido. El metal también se utiliza como un material de termopar, y ha encontrado aplicación como portador de combustible ^{235}U o ^{233}U en los reactores nucleares. Sus sales solubles se caracterizan por la formación de sales básicas insolubles en la adición de agua, una propiedad que a veces se utiliza en el trabajo de detección. El oxicloruro de bismuto se utiliza ampliamente en productos cosméticos. El subnitrito y el subcarbonato de bismuto se utilizan en la medicina. El bismuto natural sólo contiene el isótopo ^{209}Bi . Se conocen 44 isótopos de bismuto. El bismuto metálico (99,5 %) cuesta alrededor de \$ 250/kg.

Bohrio – (En honor a Niels Bohr [1885-1962], físico atómico y nuclear danés.) Bh; A = [262], Z = 107.

Se espera que el bohrio tenga propiedades químicas similares a renio. Este elemento fue sintetizado e identificado sin ambigüedad en 1981 con el Acelerador Lineal Universal (UNILAC) en la Gesellschaft für Schwerionenforschung (GSI) en Darmstadt, Alemania. El equipo del descubrimiento fue dirigido por Armbruster y Münzenberg. La reacción que produce el elemento fue propuesta y aplicada antes por el grupo de Dubna, liderado por Oganessian, en 1976. Un objetivo de ^{209}Bi fue bombardeado por un haz de iones de ^{54}Cr . En 1983 los experimentos en Dubna utilizaron el ciclotrón de 4 metros, produciendo $^{262}107$ mediante la reacción $^{209}\text{Bi} + ^{54}\text{Cr}$. La desintegración alfa

del ^{246}Cf , el sexto miembro de la cadena de desintegración de $^{262}107$, sirvió para establecer un canal de reacción de 1-neutrón. La IUPAC adoptó el nombre Bohrio con el símbolo Bh para el elemento 107 en agosto de 1997. Se conocen 5 isótopos de bohrio. Un isótopo de Bohrio parece tener una vida relativamente larga de 15 segundos. El trabajo en este isótopo de vida relativamente larga se ha realizado con el ciclotrón de 88 pulgadas en el Laboratorio Nacional Lawrence, en Berkeley.

Boro – (Ar. *Buraq*, Pers. *Burah*), B, A = 10,811 (7), Z = 5; p.f. 2075°C, p.e. 4000°C; densidad de los cristales 2,34, densidad de la variedad amorfa 2,37; valencia 3.

Los compuestos de boro se conocen desde hace miles de años, pero el elemento no fue descubierto hasta 1808 por Sir Humphry Davy y por Gay-Lussac y Thenard. El elemento no se encuentra libre en la naturaleza, sino que usualmente aparece como ácido ortobórico en aguas termales volcánicas y como boratos en *bórax* y *colemanita*. La *ulexita*, otro mineral boro, es interesante, ya que es la propia versión de la naturaleza de la "fibra óptica". Los minerales *rasorita* (kernita) y *tinkal* (bórax mineral) son importantes fuentes de boro. Ambos minerales se encuentran en el desierto de Mojave. El *tinkal* es la fuente más importante de boro del Mojave. También hay extensos depósitos de bórax en Turquía. El boro natural contiene un 19,9 % del isótopo ^{10}B y un 80,1 % del isótopo ^{11}B . Se conocen otros 10 isótopos de boro. Se puede preparar boro de alta pureza cristalina por la reducción en fase de vapor del tricloruro o tribromuro de boro con hidrógeno en filamentos calentados eléctricamente. El boro impuro o amorfo es un polvo de color marrón-negro, que se puede obtener calentando el trióxido con polvo de magnesio. Se ha producido boro de 99,9999 % de pureza y está disponible comercialmente. El boro elemental tiene una banda de energía prohibida de 1,50 a 1,56 eV, que es mayor que la correspondiente del silicio o del germanio. Tiene características ópticas interesantes; transmite parte de la radiación infrarroja, y es un mal conductor de la electricidad a temperatura ambiente, pero un buen conductor a alta temperatura. El boro amorfo se utiliza en bengalas pirotécnicas para proporcionar un color verde característico, y en los cohetes como un iniciador. Con mucho, el compuesto de boro más importante comercialmente en términos de ventas en dinero es $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Este pentahidrato se utiliza en grandes cantidades en la fabricación de fibra de vidrio de aislamiento y blanqueante de perborato de sodio. El ácido bórico es también un importante compuesto de boro con los principales mercados en fibra de vidrio textiles y en el aislamiento de celulosa como retardante de la llama. A continuación y en orden de importancia está el bórax ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) que se utiliza principalmente en productos de lavandería. El uso de bórax como antiséptico suave es menor en términos de dólares y toneladas. Los compuestos de boro también se usan ampliamente en la fabricación de vidrios de borosilicato. El isótopo boro-10 se utiliza como control en los reactores nucleares, como un escudo para la radiación nuclear, y en los instrumentos que se utilizan para la detección de neutrones. El nitruro de boro tiene propiedades notables y puede ser utilizado para hacer un material tan duro como el diamante. El nitruro también se comporta como un aislante eléctrico, pero conduce el calor como un metal. También tiene propiedades lubricantes similares al grafito. Los hidruros se oxidan fácilmente con una considerable liberación de energía, y se han estudiado para el uso como combustibles de cohetes. La demanda es cada vez mayor para filamentos de boro, un material ligero una alta resistencia utilizado principalmente en estructuras aeroespaciales avanzadas. El boro es similar al carbono, ya que tiene una capacidad para formar redes moleculares estables unidas por enlaces covalentes. Carboranos, metaloboranos, fosfacarboranos y otras familias comprenden miles de compuestos. El boro cristalino (99,5 %) cuesta alrededor de \$ 6/g. El boro amorfo (94-96 %) cuesta alrededor de \$ 1,50/g. El boro elemental y los boratos no son considerados como tóxicos, y no se requieren un cuidado especial en su manejo. Sin em-

bargo, algunos de los compuestos de hidrógeno y boro más exóticos son definitivamente tóxicos y requieren precaución.

Bromo – (Gr. *bromos*, color), Br, A = 79,904 (1), Z = 35; p.f. -7,2°C, p.e. 58,8°C; *tc* 315°C; densidad del gas 7,59 g/L, líquido 3,12 (20°C); valencias 1, 3, 5 o 7.

Fue descubierto por Balard en 1826, pero no se preparó en cantidad hasta 1860. Es un miembro del grupo de los elementos halógenos, se obtiene a partir de salmueras naturales de pozos en Michigan y Arkansas. Hoy en día se extrae poco bromo a partir de agua de mar, que contiene sólo aproximadamente 85 ppm. El bromo es el único elemento no metálico líquido. Es un líquido pesado móvil, de color marrón rojizo, que se volatiliza fácilmente a temperatura ambiente a un vapor de color rojo con un fuerte y desagradable olor, parecido al cloro, y que tiene un efecto muy irritante en los ojos y la garganta; es fácilmente soluble en agua o en disulfuro de carbono, formando una solución de color rojo; es menos activo que el cloro pero más que el yodo; se une fácilmente con muchos elementos y tiene un acción de blanqueo; cuando entra en contacto con la piel produce lesiones dolorosas. Tiene un grave riesgo para la salud; se debe tener el máximo cuidado y precaución al manipularlo. Gran parte de la producción de bromo en los EE.UU. se utilizó para fabricar dibromuro de etileno, un depurador de plomo utilizado en la fabricación de gasolina como compuesto antidetonante. Sin embargo, el plomo en la gasolina se ha reducido drásticamente, debido a consideraciones medioambientales. Esto afectará en gran medida la futura producción de bromo. El bromo se utiliza también en la fabricación de fumigantes, agentes ignífugos, compuestos de purificación de agua, colorantes, medicamentos, desinfectantes, bromuros inorgánicos para fotografía, etc. También son importantes los bromuros orgánicos. El bromo natural se compone de dos isótopos, ⁷⁹Br y ⁸¹Br. Se conocen 34 isótopos. El bromo (99,8 %) cuesta alrededor de \$ 70/kg.

Cadmio – (L. *cadmia*; Gr. *kadmeia* - antiguo nombre de la calamina, carbonato de cinc), Cd, A = 112,411 (8), Z = 48; p.f. 321,07°C, p.e. 767°C; densidad 8,65 (20°C); valencia 2.

Fue descubierto por Stromeyer en 1817 a partir de una impureza en el carbonato de cinc. El cadmio aparece con mayor frecuencia en pequeñas cantidades asociado a minerales de cinc, como la *blenda* (ZnS). La *greenockita* (CdS) es el único mineral del que se obtiene cadmio. Casi todo el cadmio se obtiene como un subproducto en el tratamiento de minerales de cinc, cobre y plomo. Es un metal blando, de color blanco azulado que se corta fácilmente con un cuchillo. Es similar en muchos aspectos al cinc. Es un componente de algunas aleaciones de bajo punto de fusión; también se utiliza en aleaciones para cojinetes con bajos coeficientes de fricción y una gran resistencia a la fatiga, y también se utiliza ampliamente en aplicaciones de electrodeposición, que representa alrededor del 60 % de su uso. También se utiliza en muchos tipos de soldadura, para pilas EMF estándar, para las baterías de Ni-Cd, y como una barrera para controlar la fisión atómica. Se espera que el mercado de baterías de Ni-Cd crezca significativamente en los próximos años. Los compuestos de cadmio se utilizan en los fósforos de la televisión en blanco y negro y en los fósforos azules y verdes para los tubos de televisión en color. Forma numerosas sales, de las cuales el sulfato es la más común; el sulfuro se utiliza como un pigmento amarillo. El cadmio y las disoluciones de sus compuestos son tóxicas. El no apreciar las propiedades tóxicas del cadmio puede causar que los trabajadores estén involuntariamente expuestos a los humos peligrosos. Por ejemplo, algunas soldaduras de plata contienen cadmio y deben ser manejadas con cuidado. Se han encontrado problemas de toxicidad graves en la exposición a largo plazo y a los trabajos con baños de cadmio. El cadmio está presente en ciertas rocas de fosfato. Esto ha suscitado la preocupación de que el uso a largo plazo de ciertos fertilizantes fosfatados podría suponer unos niveles de cadmio peligrosos para la salud, ya que pue-

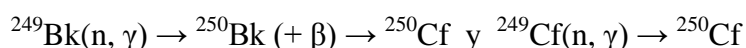
de entrar en la cadena alimentaria. En 1927 la Conferencia Internacional de Pesas y Medidas redefinió el metro en función de la longitud de onda de la línea roja del espectro del cadmio (es decir, 1 m = 1.553.164,13 longitudes de onda). Esta definición ha sido modificada (véase en Kriptón). El precio actual del cadmio es de 50 ¢/g (99,5 %). Está disponible en forma de alta pureza por alrededor de \$ 550/kg. El cadmio natural está compuesto de ocho isótopos, aunque se conocen otros 34.

Calcio – (L. *calx*, cal), Ca, A = 40,078 (4), Z = 20; p.f. 842°C, p.e. 1484°C; densidad 1,55 (20°C); valencia 2.

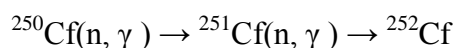
A pesar de que la cal ya era preparada por los romanos en el siglo I con el nombre *calx*, el metal no fue descubierto hasta 1808. Después de saber que Berzelius y Pontin prepararon la amalgama de calcio por electrólisis de cal en mercurio, Davy fue capaz de aislar el metal impuro. El calcio es un elemento metálico, quinto en abundancia en la corteza terrestre, de la que forma más de 3 %. Es un componente esencial de las hojas, huesos, dientes y conchas. Nunca se encuentra en la naturaleza sin combinar, sino como piedra caliza (CaCO₃), yeso (CaSO₄ · 2H₂O), y fluorita (CaF₂); el apatito es fluorurofosfato o clorofosfato de calcio. El metal tiene un color plateado, es bastante raro, y se prepara por electrólisis de su cloruro fundido al que se le añade fluoruro de calcio para disminuir el punto de fusión. Químicamente es uno de los elementos alcalino-térreos; forma fácilmente una capa de óxido de color blanco en el aire, reacciona con el agua, arde con una llama de color amarillo-rojo, formada en gran medida por el óxido. El metal se utiliza como agente reductor en la preparación de otros metales tales como el torio, el uranio, circonio, etc., y se utiliza como desoxidante, desulfurador, y modificador de las inclusiones de diversas aleaciones ferrosas y no ferrosas. También se utiliza como agente de aleación para el aluminio, berilio, cobre, plomo, y aleaciones de magnesio, y sirve como "captador" para los gases residuales en tubos de vacío, etc. Son ampliamente utilizados sus compuestos naturales y los fabricados. La producción de cal viva (CaO), mediante el calentamiento de la piedra caliza, y su posterior transformación en cal apagada por la adición cuidadosa de agua, es la gran base barata de la industria química con un sinnúmero de usos. Mezclado con arena se endurece como un mortero y rellena absorbiendo dióxido de carbono del aire. El calcio de la piedra caliza es un elemento importante en el cemento Portland. La solubilidad del carbonato en agua que contiene dióxido de carbono provoca la formación de cuevas con estalactitas y estalagmitas y es el responsable de la dureza del agua. Otros compuestos importantes son el carburo (CaC₂), cloruro (CaCl₂), cianamida (CaCN₂), hipoclorito [Ca(OCl)₂], nitrato [Ca(NO₃)₂] y sulfuro (CaS). El sulfuro de calcio es fosforescente después de ser expuesto a la luz. El calcio natural contiene 6 isótopos. Se conocen otros 16 isótopos radiactivos. El calcio metálico (99,5 %) cuesta alrededor de \$ 200/kg.

Californio – (Estado y Universidad de California), Cf, A = (251); Z = 98; p.f. 900°C.

El californio fue el sexto elemento transuránico en ser descubierto; fue sintetizado por Thompson, Street, Ghiorso, y Seaborg en 1950 mediante el bombardeo de cantidades de microgramos de ²⁴²Cm con iones de helio de 35 MeV en el ciclotrón de Berkeley de 152 centímetros. Californio (III) es el único ion estable en disolución acuosa; han fallado todos los intentos posteriores por reducir u oxidar californio (III). El isótopo ²⁴⁹Cf es el resultado de la desintegración beta de ²⁴⁹Bk mientras que los isótopos más pesados son producidos por intensa irradiación de neutrones, según las reacciones:



seguido de



La existencia de los isótopos ^{249}Cf , ^{250}Cf , ^{251}Cf , y ^{252}Cf hace que sea factible aislar el californio en cantidades ponderables de manera que sus propiedades pueden ser investigadas con cantidades macroscópicas. El californio-252 es un intenso emisor de neutrones. Un microgramo libera 170 millones de neutrones por minuto, lo que presenta riesgos biológicos. Se deben observar las precauciones adecuadas en el manejo del californio. Actualmente se conocen 20 isótopos del californio. ^{249}Cf y ^{252}Cf tienen una vida media de 351 años y 900 años, respectivamente. En 1960 se prepararon unas pocas décimas de un microgramo de tricloruro de californio, CfCl_3 , oxiclorigenato de californio, CfOCl , y óxido de californio, Cf_2O_3 . La reducción de californio a su estado metálico aún no se ha logrado. Debido a que el californio es una fuente muy eficiente de neutrones, se esperan muchos usos nuevos. Ya se le ha encontrado uso en medidores de humedad y de pozos (la determinación de agua y de capas oleosas). También se está utilizando como una fuente de neutrones portátil para el descubrimiento de metales como el oro o la plata por análisis de activación en el terreno. El ^{252}Cf lo vende el Laboratorio Nacional de Oak Ridge (ORNL) a un precio de \$ 60/ μg y el ^{249}Cf a un precio de \$ 185/ μg más gastos de embalaje. Se ha sugerido que el californio se puede producir en ciertas explosiones estelares, llamadas supernovas, por la desintegración radiactiva de ^{254}Cf (55 días de vida media) de acuerdo con las características de las curvas de luz de tales explosiones observadas a través de telescopios. Sin embargo esta sugerencia es dudosa. Se espera que el californio tenga propiedades químicas similares al disprosio.

Carbono – (L. *carbo*, carbón), C; A = 12,0107 (8), Z = 6; sublima a 3642°C; punto triple (grafito-líquido-gas), 4492°C a una presión de 101.325 kPa; densidad amorfo de 1,8 a 2,1, grafito de 1,9 a 2,3, diamante de 3,15 a 3,53 (dependiendo de la variedad); joya de diamantes 3,513 (25°C); valencia 2, 3 o 4.

El carbono es un elemento de descubrimiento prehistórico, está muy ampliamente distribuido en la naturaleza. Se encuentra en abundancia en el sol, las estrellas, los cometas y las atmósferas de la mayoría de los planetas. Hay carbono en forma de diamantes microscópicos en algunos meteoritos. Los diamantes naturales se encuentran en la *kimberlita* o *lamporita* de antiguas formaciones llamadas "tubos", como los que se encuentran en el sur de África, Arkansas, y en otros lugares. Actualmente los diamantes también se recuperan del fondo del mar cerca del Cabo de Buena Esperanza. Actualmente alrededor del 30 % de todos los diamantes industriales utilizados en los EE.UU. se producen sintéticamente. La energía del sol y de las estrellas puede atribuirse al menos en parte al bien conocido ciclo del carbono-nitrógeno. El carbono se encuentra libre en la naturaleza en tres formas alotrópicas: amorfo, grafito y diamante. Actualmente se cree que existe un cuarto tipo, conocido como carbono "blanco". El grafito es uno de los materiales más blandos conocidos, mientras que el diamante es uno de los más duros. Existe grafito en dos formas alotrópicas: alfa y beta. Estos tienen propiedades físicas idénticas, a excepción de su estructura cristalina. El grafito de origen natural suele contener alrededor del 30 % de la forma romboédrica (beta), mientras que los materiales sintéticos contienen sólo la forma alfa. El tipo alfa hexagonal se puede convertir en la versión beta por tratamiento mecánico y la forma beta vuelve a la alfa por calentamiento por encima de 1000°C. En 1969 se produjo una nueva forma alotrópica de carbono durante la sublimación del grafito pirrolítico a bajas presiones. En condiciones de libre vaporización por encima de alrededor de 2550 K, se forma carbono "blanco" en forma de pequeños cristales transparentes en los bordes de los planos basales del grafito. Los espacios interplanares de carbono "blanco" son idénticos a los que forma el carbono en los gneis de grafito del Cráter (meteorítico) de Ries, en Alemania. El carbono "blanco"

es un material transparente birrefringente. Hay poca información disponible en la actualidad acerca de esta forma alotrópica. De reciente interés es el descubrimiento de moléculas de carbono, conocidas como "buckyballs" o fulerenos, que tienen una serie de propiedades inusuales. Estas interesantes moléculas, que constan de 60 o 70 átomos de carbono unidos entre sí, parecen ser capaces de soportar una gran presión y atrapar átomos de otros elementos dentro de su red de carbono. Se dice de ellas que son capaces de magnetismo y de superconductividad y tienen potencial como un material óptico no lineal. Se ha comunicado que películas de buckyball son superconductoras a temperaturas tan altas como 45 K. El carbono en forma combinada se encuentra como dióxido de carbono en la atmósfera de la Tierra y disuelto en todas las aguas naturales. Es un componente de grandes masas de roca en forma de carbonatos de calcio (piedra caliza), de magnesio y de hierro. Carbón, petróleo y gas natural son principalmente hidrocarburos. El carbono es único entre los elementos por el gran número y variedad de compuestos que puede formar. Con hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y otros elementos, forma un gran número de compuestos, en los que a menudo un átomo de carbono está unido a otro átomo de carbono. Hay cerca de diez millones de compuestos de carbono conocidos, muchos miles de los cuales son vitales para los procesos orgánicos y para la vida. Sin carbono, la base de la vida sería imposible. Si bien se ha pensado que el silicio puede ocupar el lugar del carbono en la formación de una serie de compuestos similares, por ahora no es posible formar compuestos estables con cadenas muy largas de átomos de silicio. La atmósfera de Marte contiene 96,2 % de CO₂. Algunos de los compuestos más importantes de carbono son dióxido de carbono (CO₂), monóxido de carbono (CO), disulfuro de carbono (CS₂), cloroformo (CHCl₃), tetracloruro de carbono (CCl₄), metano (CH₄), etileno (C₂H₄), acetileno (C₂H₂), benceno (C₆H₆), alcohol etílico (C₂H₅OH), ácido acético (CH₃COOH), y sus derivados. El carbono tiene 15 isótopos. El carbono natural contiene un 98,89 % de ¹²C y un 1,11 % de ¹³C. En 1961, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada adoptó el isótopo carbono-12 como base de las masas atómicas. Ha sido ampliamente utilizado el carbono-14, un isótopo con una vida media de 5.715 años, para datar materiales como la madera, especímenes arqueológicos, etc. Se ha desarrollado una nueva forma frágil de carbono, conocido como "carbón vítreo". Se puede obtener con una alta pureza. Tiene una alta resistencia a la corrosión, buena estabilidad térmica, y es estructuralmente impermeable a gases y líquidos. Tiene una estructura al azar, por lo que es útil en aplicaciones de muy alta tecnología, tales como crecimiento de cristales, de crisoles para su uso a alta temperatura, etc. El carbón vítreo está disponible a un precio de alrededor de \$ 35/10g. El polvo de fullereno está disponible a un precio de alrededor de \$ 55/10 mg (99 % C₁₀). El diamante en polvo (99,9 %) cuesta alrededor de \$ 40/g.

Cerio – (llamado así por el asteroide Ceres, que fue descubierto en 1801, 2 años antes que el elemento), Ce, A = 140,115 (4), Z = 58; p.f. 798°C, p.e. 3424°C; densidad 6,770 (25°C); valencias 3 o 4.

Fue descubierto en 1803 por Klaproth y por Berzelius y Hisinger; el metal fue preparado por Hillebrand y Norton en 1875. El cerio es el más abundante de los metales de las llamadas tierras raras. Se encuentra en un gran número de minerales, incluyendo *allanita* (también conocida como *ortita*), *monacita*, *bastnasita*, *cerita* y *samarskita*. Actualmente *monacita* y *bastnasita* son las dos fuentes más importantes de cerio. Hay grandes depósitos de *monacita* en las playas de Travancore, India, en las arenas de río en Brasil, y en los depósitos de *allanita* en el oeste de Estados Unidos; y *bastnasita* en el sur de California que suministrarán cerio, torio, y otros metales de las tierras raras durante muchos años. El cerio metálico se prepara por técnicas de reducción metalotérmica, como por ejemplo mediante la reducción de fluoruro de cerio con calcio, o por electrólisis de cloruro de cerio

(III) fundido u otros haluros de cerio (III). La técnica metalotérmica se utiliza para producir cerio de alta pureza. El cerio es especialmente interesante por su estructura electrónica variable. La energía del nivel $4f$ interior es casi la misma que la de los electrones exteriores o de valencia, y se requieren sólo pequeñas cantidades de energía para intercambiar la ocupación relativa de estos niveles electrónicos. Esto da lugar a estados de valencia duales. Por ejemplo, se produce un cambio de volumen de alrededor de 10 % de cerio cuando se somete a presiones altas o bajas temperaturas. Parece ser que los cambios de valencia de 3 a 4 se producen cuando se enfría o se comprime. El comportamiento a baja temperatura de cerio es complejo. Se piensa que existen cuatro modificaciones alotrópicas: el cerio a temperatura ambiente y a presión atmosférica se conoce como cerio γ . Después de enfriar a -16°C , cambia de cerio γ a cerio β . El cerio γ restante comienza a cambiar a cerio α cuando se enfría a -172°C , y la transformación es completa a -269°C . El cerio α tiene una densidad de 8,16; el cerio δ sólo existe por encima de 726°C . A la presión atmosférica, el cerio líquido es más denso que su estado sólido en el punto de fusión. El cerio es un metal brillante de color gris acero. Es maleable, y se oxida muy fácilmente a temperatura ambiente, especialmente en el aire húmedo. A excepción del europio, el cerio es el más reactivo de los metales de las "tierras raras". Se descompone lentamente en agua fría, y rápidamente en agua caliente. Soluciones alcalinas y ácidos diluidos y concentrados atacan el metal rápidamente. Es probable que el metal puro arda si se raya con un cuchillo. Las sales de cerio (IV) son de color rojo anaranjado o amarillento; las sales de cerio (III) son generalmente de color blanco. El cerio es un componente del metal de Misch, que se utiliza ampliamente en la fabricación de aleaciones pirofóricas para encendedores de cigarrillos, etc. El cerio natural es estable y lo forman 4 isótopos. Se conocen otros 32 isótopos radiactivos. Mientras que el cerio no es radiactivo, el impuro de calidad comercial puede contener trazas de torio, que sí es radiactivo. El óxido es un componente importante de las camisas de incandescencia de gases y se está convirtiendo en un catalizador de hidrocarburos en hornos de "autolimpieza". Para esta aplicación se puede incorporar a las paredes del horno para evitar la recogida de los residuos de cocción. Como sulfato de cerio (IV) encuentra amplio uso como agente oxidante volumétrico en el análisis cuantitativo. Los compuestos de cerio se utilizan en la fabricación de vidrio, tanto como componente como decolorante. El óxido encuentra un mayor uso como agente para pulir vidrio en lugar de colorete, ya que es mucho más rápido en el pulido de superficies de vidrio. También se utilizan compuestos de cerio en los catalizadores del escape de los automóviles. El cerio también está encontrando uso en la fabricación de imanes permanentes. El cerio, junto con otras tierras raras, se utiliza en la iluminación con arco de carbono, especialmente en la industria del cine. También está encontrando su uso como un importante catalizador en el refinado del petróleo y en aplicaciones metalúrgicas y nucleares. En pequeñas cantidades, el precio del cerio es de alrededor de \$ 5/g (99,9 %).

Cesio – (*L. caesius*, azul cielo), Cs, A = 132,90545 (2), Z = 55; p.f. $28,44^{\circ}\text{C}$, p.e. 671°C ; densidad 1,873 (20°C); valencia 1.

El cesio fue descubierto espectroscópicamente por Bunsen y Kirchhoff en 1860 en el agua mineral de Durkheim. El cesio es un metal alcalino, que está presente en la *lepidolita*, la *polucita* (un silicato hidratado de aluminio y cesio), y en otros minerales. Una de las fuentes más ricas del mundo de cesio se encuentra en Bernic Lake, Manitoba. Se estima que los depósitos contienen 300.000 toneladas de *polucita*, con un promedio del 20 % de cesio. Puede ser aislado por electrólisis del cianuro fundido y por muchos otros métodos. El cesio muy puro y libre de gas se puede preparar por descomposición térmica de azida de cesio. El metal se caracteriza por un espectro que contiene dos

líneas brillantes en el azul junto con varias otras en el rojo, amarillo y verde. Es de color blanco plateado, blando y dúctil. Es el elemento más electropositivo y más alcalino. Cesio, galio y mercurio son los únicos tres metales que son líquidos a temperatura ambiente. El cesio reacciona explosivamente con agua fría, y con hielo a temperaturas por encima de -116°C . El hidróxido de cesio, la base más fuerte que se conoce, ataca al vidrio. Debido a su gran afinidad por el oxígeno, el metal se utiliza como un "captador" en tubos de electrones. También se usa en las células fotoeléctricas, así como catalizador en la hidrogenación de ciertos compuestos orgánicos. El metal ha encontrado recientemente aplicación en los sistemas de propulsión por iones. El cesio se utiliza en los relojes atómicos, que tienen una exactitud de 5 s en 300 años. Actualmente se define un segundo de tiempo como la duración de 9.192.631.770 períodos de la radiación correspondiente a la transición entre dos niveles hiperfinos del estado fundamental del átomo de cesio 133. Sus compuestos principales son el cloruro y el nitrato. El cesio tiene 52 isótopos con masas que van desde 112 hasta 148. El precio actual del cesio es de aproximadamente \$ 50/g (99,98 %), sellado en una ampolla de vidrio.

Cinc – (en alemán Zink, de origen desconocido), Zn, A = 65,39 (2), Z = 30; p.f. $419,53^{\circ}\text{C}$, p.e. 907°C ; densidad 7,133 (25°C); valencia 2.

Hace muchos siglos que es conocido el cinc como elemento; se usaron minerales de cinc para fabricar latón. Se menciona a Tubal-Caín, siete generaciones después Adán, como un "instructor en toda obra de bronce y de hierro." Se ha encontrado una aleación que contiene 87 % de cinc en las ruinas prehistóricas de Transilvania. El cinc metálico se producía en la India en el siglo XIII d.C. mediante la reducción de la calamina con sustancias orgánicas, como la lana. El metal fue redescubierto en Europa por Marggraf en 1746, que demostró que podía ser obtenido mediante la reducción de calamina con carbón. Los principales minerales de cinc son la *esfalerita* o *blenda* (sulfuro), *smithsonita* (carbonato), *calamina* (silicato) y *franklinita* (óxido de hierro, cinc y manganeso). Los proveedores de minerales de cinc son Canadá, Japón, Bélgica, Alemania y los Países Bajos. El cinc también se extrae en Alaska, Tennessee, Missouri y en otros lugares de EE.UU. El cinc se puede obtener por la calcinación de sus minerales para formar el óxido y por la posterior reducción del óxido con carbón o carbono y la subsiguiente destilación del metal. Son posibles otros métodos de extracción. El cinc de origen natural contiene 5 isótopos estables. Se conocen otros 25 isótopos inestables. El cinc es un metal brillante blanco azulado. Es frágil a temperaturas ordinarias, pero maleable entre 100 y 150°C . Es un razonable conductor de la electricidad, y arde en el aire a altas temperaturas (rojo) con la producción de nubes blancas del óxido. El metal se emplea para formar numerosas aleaciones con otros metales. Algunas de las aleaciones más importantes son el latón, la alpaca, metal de tipografía, el bronce comercial, muelles de latón, la plata alemana, la soldadura blanda y soldadura de aluminio. Se usan grandes cantidades de cinc para producir piezas fundidas, ampliamente utilizadas por la industria automotriz, la eléctrica y hardware. Se comunicó que una aleación llamada Prestal®, que contiene un 78 % de cinc y un 22 % de aluminio era casi tan fuerte como el acero, pero tan fácil de moldear como el plástico. Se dice que es tan parecido al plástico que se puede moldear en moldes y troqueles relativamente baratos hechos de cerámica y de cemento. Tiene superplasticidad. El cinc también se utiliza ampliamente para recubrir a otros metales tales como el hierro, para prevenir la corrosión. Ni el cinc ni el circonio son ferromagnéticos; pero ZrZn_2 es ferromagnetismo si se expone a temperaturas por debajo de 35 K. El óxido de cinc es un material único y muy útil para la civilización moderna. Se utiliza ampliamente en la fabricación de pinturas, productos de caucho, cosméticos, productos farmacéuticos, revestimientos de suelos, plásticos, tintas de impresión, jabón, baterías de almacenamiento, textiles, aparatos eléctricos y otros productos. Tiene propiedades eléc-

tricas, térmicas, ópticas, y de estado sólido inusuales que aún no han sido investigadas completamente. Un pigmento importante es el *litopón*, una mezcla de sulfuro de cinc y sulfato de bario. El sulfuro de cinc se utiliza en la fabricación de esferas luminosas, pantallas de rayos X y televisión, y luces fluorescentes. También son compuestos importantes el cloruro y el cromato. El cinc es un elemento esencial en el crecimiento de los seres humanos y de los animales. Las pruebas muestran que los animales con deficiencia de cinc requieren 50 % más de alimentos para obtener el mismo peso que un animal que posea la cantidad necesaria. No se considera que el cinc sea tóxico, pero cuando el ZnO está recién formado y se inhala, a veces produce un trastorno conocido como la *sacudida del óxido* o los *escalofríos del cinc*. Se recomienda que donde se guarde óxido de cinc haya una buena ventilación. El precio comercial del cinc en enero de 2002 era aproximadamente de \$ 90/kg. El cinc metálico con una pureza del 99,9999 % tiene un precio de alrededor de \$ 5/g.

Circonio – (En sirio, *zargun*, de color del oro), Zr, A = 91,224 (2), Z = 40; p.f. 1855°C, p.e. 4409°C; densidad 6,506 (20°C); valencias 2, 3 y 4.

El nombre de *circón* puede tener su origen en la palabra siria *zargono*, que describe el color de algunas piedras preciosas conocidas actualmente como *circón*, *jargón*, *jacinto* o *ligure*. Este mineral, o sus variaciones, es mencionado en los escritos bíblicos. Hasta que en 1789 Klaproth analizó un *jargón* de Sri Lanka y encontró una nueva tierra no se sabía que estos minerales contenían este elemento, al que Werner lo llamó *circón* (*silex circonius*) y Klaproth lo llamó *zirkonerde* (*zirconia*). El metal impuro fue aislado por primera vez por Berzelius en 1824 por calentamiento de una mezcla de potasio con fluoruro de circonio y potasio en un tubo de hierro pequeño. El circonio puro fue preparado por primera vez en 1914. El circonio puro en cantidad fue producido por primera vez en 1925 por van Arkel y de Boer por un proceso de descomposición del yoduro que ellos habían desarrollado. El circonio se encuentra en abundancia en las estrellas de tipo S, y se ha identificado en el sol y en los meteoritos. Los análisis de muestras de rocas lunares traídas en las distintas misiones Apolo a la Luna muestran un contenido sorprendentemente alto de óxido de circonio, en comparación con las rocas terrestres. El circonio de origen natural contiene 5 isótopos. Se conocen otros 31 isótopos radiactivos. Su mineral principal es el *circón*, $ZrSiO_4$, que se encuentra en depósitos de Florida, Carolina del Sur, Australia, Sudáfrica y otros países. Otro mineral importante de circonio es la *badeleyita*, que se encuentra en Brasil; es principalmente ZrO_2 puro en forma cristalina con un contenido en hafnio de aproximadamente el 1 %. El circonio también se obtiene a partir de otros 30 minerales. El circonio se produce comercialmente mediante la reducción de su cloruro con magnesio (Proceso Kroll), y por otros métodos. Es un metal brillante de color blanco grisáceo. Cuando se encuentra finamente dividido, el metal puede inflamarse espontáneamente en el aire, especialmente a temperaturas elevadas. El metal sólido es mucho más difícil que arda. La toxicidad inherente de los compuestos de circonio es baja. El hafnio se encuentra invariablemente en los minerales de circonio, y es difícil su separación. El circonio de calidad comercial contiene de 1 a 3 % de hafnio. El circonio tiene una baja sección transversal de absorción de neutrones, y por lo tanto se utiliza para aplicaciones de energía nuclear, tales como el revestimiento de elementos de combustible. Actualmente las centrales nucleares comerciales consumen más del 90 % de la producción de metal de circonio. Los actuales reactores de gran tamaño pueden usar tanto como 150.000 metros lineales de tubería de aleación de circonio. Es esencial que el circonio usado para este fin esté libre de hafnio. Zircaloy® es una importante aleación desarrollada específicamente para aplicaciones nucleares. El circonio es excepcionalmente resistente a la corrosión por muchos ácidos y bases comunes, por el agua de mar y por otros agentes. Se utiliza ampliamente en la industria química, donde se emplean

agentes corrosivos. El circonio se utiliza como captador en tubos de vacío, como metal de aleación en el acero, en aparatos quirúrgicos, bulbos de destellos, imprimaciones explosivas, hileras de rayón, filamentos de lámparas, etc. Se utiliza como veneno para la hiedra venenosa en forma de carbonato cuando se combina con el *urushiol*. Al igual que el niobio, el circonio es superconductor a temperaturas bajas y se utiliza para hacer imanes superconductores, que ofrecen la esperanza de generación directa de energía eléctrica a gran escala. Aleado con cinc, el circonio se convierte en magnético a temperaturas inferiores a 35 K. El óxido de circonio (circón) tiene un alto índice de refracción y se utiliza como material de joyería. El óxido impuro se utiliza para crisoles de laboratorio que tienen que soportar el choque térmico, para el revestimiento de hornos metalúrgicos, y por las industrias del vidrio y de cerámica como un material refractario. Su uso como material refractario representa una gran parte del circonio consumido. El wolframato de circonio es un material poco común que al calentarse se contrae, más que se expande. Mientras que este compuesto conoce desde hace más de 30 años, sólo ahora se está estudiando para determinar la naturaleza de este comportamiento inusual. Se sabe que algunos otros compuestos poseen esta propiedad, pero tienden a contraerse en una dirección, mientras que se estiran en las otras, a fin de mantener el mismo volumen. El wolframato de circonio se contrae en todas las direcciones en un amplio intervalo de temperatura desde cerca del cero absoluto hasta 777°C. Está siendo considerado el uso de este material en pequeños chips informáticos, que estén sujetos a cambios bruscos de temperatura. También se está considerando su uso en materiales compuestos, donde puede ser un problema la expansión térmica. El circonio de aproximadamente 99,5 % de pureza se encuentra disponible a un precio de alrededor de \$ 2000/kg o alrededor de \$ 4/g.

Cloro – (Gr. *chloros*, amarillo verdoso), Cl, A = 35,4527 (9), Z = 17; p.f. -101,5°C, p.e. -34,04°C; *tc* 143,8°C; densidad 3,214 g/L; 1,56 (-33,6°C); valencias 1, 3, 5, o 7.

Fue descubierto en 1774 por Scheele, quien pensó que contenía oxígeno, nombrado en 1810 por Davy, quien insistió en que era un elemento. En la naturaleza sólo se encuentra combinado, principalmente con el sodio como sal común (NaCl), *carnalita* (KMgCl₃ · 6H₂O) y de *silvinita* (KCl). Es un elemento del grupo de los halógenos (formadores de sal) y se obtiene a partir de cloruros por la acción de agentes oxidantes y más a menudo por electrólisis. Es un gas de color amarillo verdoso, que se combina directamente con casi todos los elementos. A 10°C un volumen de agua disuelve 3,10 volúmenes de cloro; a 30°C sólo 1,77 volúmenes. El cloro se utiliza ampliamente en la fabricación de muchos productos de uso diario. Se utiliza para la producción de agua potable en todo el mundo. Incluso las fuentes de agua más pequeñas están generalmente cloradas. También se utiliza ampliamente en la producción de productos de papel, colorantes, textiles, productos de petróleo, medicamentos, antisépticos, insecticidas, productos alimenticios, disolventes, pinturas, plásticos, y muchos otros productos de consumo. La mayor parte del cloro producido se utiliza en la fabricación de compuestos clorados para el saneamiento, blanqueo de la pulpa del papel, desinfectantes, y tratamiento de los textiles. Un uso adicional es para fabricar cloratos, cloroformo, tetracloruro de carbono, y en la extracción de bromo. La química orgánica exige mucho del cloro, tanto como un agente oxidante como para reacciones de sustitución, ya que a menudo proporciona propiedades deseadas en un compuesto orgánico cuando sustituye al hidrógeno, como en una forma de caucho sintético. El cloro es un irritante respiratorio. El gas irrita las membranas mucosas y el líquido que ma la piel. Tan poco como 3,5 ppm puede ser detectado como un olor, y con 1000 ppm es probable que sea mortal después de unas pocas respiraciones profundas. Fue utilizado como un gas de guerra en 1915. El cloro natural contiene 2 isótopos; se conocen otros 20.

Cobalto – (*Kobald*, del alemán, duende o espíritu maligno, *cobalos*, Griego, mina), Co; A = 58,93320 (1), Z = 27; p.f. 1495°C; p.e. 2927°C; densidad 8,9 (20°C); valencia 2 o 3.

Fue descubierto por Brandt alrededor de 1735. El cobalto se obtiene de los minerales *cobaltita*, *es-maltita* y *eritrita*, y a menudo está asociado con minerales de níquel, plata, plomo, cobre y hierro, de los que se obtiene a menudo como un subproducto. También está presente en los meteoritos. Hay yacimientos importantes en el Congo-Kinshasa, Australia, Zambia, Rusia, Canadá y otros países. El Servicio Geológico de EE.UU. ha anunciado que el fondo norte del Océano Pacífico central puede tener depósitos de cobalto a profundidades relativamente someras en aguas cercanas a las islas Hawaii y en otros territorios estadounidenses del Pacífico. El cobalto es un metal frágil y duro, que se parece mucho al hierro y al níquel. Tiene una permeabilidad magnética de alrededor de dos tercios de la del hierro. El cobalto natural se encuentra como una mezcla de dos especies alotrópicas en un amplio rango de temperaturas; la forma β predomina por debajo de 400°C, y la α por encima de esa temperatura. La transformación es lenta y sucede en parte por la amplia variación en los datos publicados de las propiedades físicas de cobalto. Se alea con hierro, níquel y otros metales para fabricar Alnico, una aleación de fuerza magnética inusual con muchos usos importantes. La aleación de *Estelita* contiene cobalto, cromo y wolframio, y se utilizan para herramientas de corte de alta velocidad, por su alta resistencia a elevadas temperatura, y también para fabricar troqueles. El cobalto también se utiliza en otras aleaciones de aceros magnéticos y aceros inoxidable, y en generadores de turbina de chorro y de turbina de gas. El metal se utiliza en galvanoplastia debido a su apariencia, dureza, y resistencia a la oxidación. Las sales se han utilizado durante siglos para la producción de colores azules brillantes y permanentes en porcelana, vidrio, cerámica, azulejos y esmaltes. Es el ingrediente principal del azul de Sevre y de Thenard. Una disolución del cloruro ($\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) se utiliza como tinta mágica. Son también de interés las aminas, el óxido y el nitrato de cobalto. Se ha encontrado eficaz el cobalto cuidadosamente utilizado en forma del cloruro, sulfato, acetato o nitrato en la corrección de una determinada enfermedad debida a la deficiencia de minerales en los animales. Los suelos deben contener 0,13 a 0,30 ppm de cobalto para la nutrición adecuada de los animales. El cobalto se encuentra en la vitamina B-12, que es esencial para la nutrición humana. El cobalto de 99,9+ % de pureza tiene un precio de alrededor de \$ 250/kg. El cobalto-60, un isótopo artificial, es una importante fuente de rayos gamma, y se utiliza ampliamente como trazador y agente radioterapéutico. Las fuentes individuales compactas de Cobalto-60 varían entre \$1 a \$ 10/curie, dependiendo de la cantidad y de la actividad específica. Se conocen 30 isótopos de cobalto.

Cobre – (L. *Cuprum*, de la isla de Chipre), Cu, A = 63,546 (3), Z = 29; p.f. 1084,62°C, p.e. 2562°C; densidad 8,96 (20°C); valencia 1 o 2.

El descubrimiento del cobre se remonta a tiempos prehistóricos. Se cree que ha sido extraído desde hace más de 5.000 años. Es uno de los metales más importantes para el hombre. El cobre es de un color rojizo, adquiere un reluciente brillo metálico, y es dúctil y maleable, y un buen conductor del calor y electricidad (en segundo lugar solamente después de la plata, respecto a la conductividad eléctrica). La industria eléctrica es uno de los mayores consumidores de cobre. En ocasiones el cobre se encuentra nativo, y también en muchos minerales, como la *cuprita*, la *malaquita*, la *azurita*, la *calcopirita* y la *bornita*. Hay grandes depósitos de mineral de cobre en los EE.UU., Chile, Zambia, Zaire, Perú y Canadá. Los minerales de cobre más importantes son los sulfuros, óxidos y carbonatos. De éstos, el cobre se obtiene por fundición, lixiviación y por electrólisis. Sus aleaciones,

latón y bronce, se han utilizado durante mucho tiempo y siguen siendo muy importantes: todas las monedas estadounidenses están fabricadas actualmente con aleaciones de cobre; el monel y los metales para armas de fuego también contienen cobre. Sus compuestos más importantes son el óxido y el sulfato, vitriolo azul; este último tiene un amplio uso como veneno agrícola y como alguicida en la depuración del agua. Los compuestos de cobre, tales como la solución de Fehling, se utilizan ampliamente en química analítica en las pruebas del azúcar. El cobre de alta pureza (99,999+ %) se encuentra fácilmente disponible en el mercado. El precio del cobre comercial ha fluctuado ampliamente. El precio del cobre en diciembre de 2001 era de alrededor de \$ 1,50/kg. El cobre natural contiene 2 isótopos. Se conocen otros 26 isótopos radiactivos.

Cromo – (Gr. *chroma*, color), Cr, A = 51,9961 (6), Z = 24; p.f. 1907°C, p.e. 2671°C; densidad 7,18 a 7,20 (20°C); valencias principales 2, 3 o 6.

Fue descubierto en 1797 por Vauquelin, que preparó el metal al año siguiente. El cromo es un metal brillante, duro, de color gris acero y tiene un buen pulido. El principal mineral es la *cromita* (FeCr_2O_4), que se encuentra en Zimbabwe, Rusia, Sudáfrica, Turquía, Irán, Albania, Finlandia, Madagascar, Filipinas y otros países. Los EE.UU. no tienen considerables reservas de *cromita*. El metal se produce generalmente mediante la reducción del óxido con aluminio. El cromo se utiliza para endurecer el acero, para la fabricación de acero inoxidable, y para formar muchas aleaciones útiles. Se utiliza en grandes cantidades en recubrimientos metálicos, ya que produce una bella y dura superficie y además evita la corrosión. El cromo se utiliza para dar al vidrio el color verde esmeralda. Se encuentra un amplio uso como catalizador. Todos los compuestos de cromo son de color; los más importantes son los cromatos de sodio y de potasio (K_2CrO_4) y los dicromatos ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) y los alumbres de amonio y de potasio y cromo, como $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Los dicromatos se utilizan como agentes oxidantes en el análisis cuantitativo y también en el curtido del cuero. Un valorado pigmento es el amarillo de cromo (cromato de plomo). Los compuestos de cromo se utilizan en la industria textil como mordientes, y en la aeronáutica y otras industrias para la anodización de aluminio. La cromita es útil en la industria de los materiales refractarios para fabricar ladrillos y moldes, ya que tiene un alto punto de fusión, una expansión térmica moderada y estabilidad de su estructura cristalina. El cromo es un oligoelemento esencial para la salud humana. Sin embargo, muchos compuestos de cromo son altamente tóxicos, tóxicos crónicos y pueden ser cancerígenos. Deben ser manejados con las debidas garantías. El cromo natural contiene 4 isótopos; se conocen otros 20. El cromo metálico (99,95 %) cuesta alrededor de \$ 1000/kg. El cromo de grado comercial (99 %) cuesta alrededor de \$ 75/kg.

Curio – (Pierre y Marie Curie), Cm, A = (247), Z = 96; p.f. 1345°C; densidad 13,51 (calc.); valencias 3 y 4.

Aunque el curio sigue al americio en el sistema periódico, en realidad era conocido antes que el americio y fue el tercer elemento transuránico en ser descubierto. Fue identificado por Seaborg, James y Ghiorso en 1944 durante la II guerra mundial en el Laboratorio Metalúrgico de Chicago en Berkeley, California, como resultado del bombardeo de iones de helio sobre ^{239}Pu , en el ciclotrón de 152 centímetros. En 1947 Werner y Perlman de la Universidad de California aislaron por primera vez cantidades visibles (30 g) de ^{242}Cm , en forma del hidróxido. En 1950, Crane, Wallmann, y Cunningham encontraron que la susceptibilidad magnética de una muestra de algunos microgramos de CmF_3 era de la misma magnitud que la de GdF_3 . Esto proporcionó una evidencia experimental directa para asignar una configuración electrónica al Cm^{3+} . En 1951, los mismos investigadores

prepararon por primera vez curio en su forma elemental. Hoy en día se conocen 16 isótopos del curio. El más estable, ^{247}Cm , con una vida media de 16 millones de años, es tan pequeña comparada con la edad de la Tierra que cualquier cantidad de curio inicial debe haber desaparecido hace mucho tiempo del estado natural. Probablemente existan pequeñas cantidades de curio en depósitos naturales de uranio, como resultado de una secuencia de capturas de neutrones y desintegraciones β sufridas por el muy bajo flujo de neutrones presentes de forma natural en los minerales de uranio. Sin embargo, la presencia de curio natural nunca se ha detectado. ^{242}Cm y ^{244}Cm están disponibles en cantidades de microgramos. ^{248}Cm sólo se ha producido en cantidades de miligramos. El curio es similar en algunos aspectos al gadolinio, su homólogo de tierra rara, pero tiene una estructura cristalina más compleja. El curio es de color plateado, químicamente reactivo, y más electropositivo que el aluminio. Se han preparado CmO_2 , Cm_2O_3 , CmF_3 , CmF_4 , CmCl_3 , CmBr_3 y CmI_3 . La mayoría de los compuestos de curio trivalente son ligeramente amarillos. ^{242}Cm genera unos tres vatios de energía térmica por gramo. Esta cantidad es comparable con los 0,5 vatios por gramo del ^{238}Pu . Esto sugiere utilizar el curio como fuente de energía. El ^{244}Cm se puede adquirir en el O.R.N.L. por \$ 185/mg más los gastos de embalaje. ^{248}Cm está disponible a un precio de \$ 160/ μg , más los gastos de embalaje, desde el O.R.N.L. El curio absorbido en el cuerpo se acumula en los huesos, y por lo tanto es muy tóxico ya que su radiación destruye el mecanismo de formación de los glóbulos rojos. La cantidad total máxima admisible en el cuerpo humano de ^{244}Cm (en forma soluble) es de 0,3 μCi (microcurios).

Copernicio – (Nicolas Copérnico, astrónomo y científico polaco) Cn; A = [285]; Z = 112.

A finales de febrero de 1996, Sigurd Hofmann y sus colaboradores en el GSI de Darmstadt anunciaron el descubrimiento del elemento 112, con 112 protones y 165 neutrones, con una masa atómica de 277. Este elemento se produjo mediante el bombardeo de un blanco de plomo con iones de cinc de alta energía. Se detectó un único núcleo del elemento 112, que se desintegró en menos de 0.001 s por emisión de una partícula α , que consiste en dos protones y dos neutrones. Una vez creado este elemento $^{273}110$, se desintegró a su vez mediante la emisión de una partícula α para formar un nuevo isótopo del elemento 108, y así sucesivamente. La evidencia indica que los núcleos con 162 neutrones se mantienen unidos con mayor fuerza que los núcleos con un número menor o mayor de neutrones. Esto sugiere una pequeña "Isla" de isótopos relativamente estables alrededor del elemento 114. Los científicos del GSI están experimentando con bombardear objetivos con iones más pesados que el cinc para producir los elementos 113 y 114. Se espera que el elemento 112 tenga propiedades similares al mercurio.

Darmstadio – (Darmstadt, ciudad alemana donde se descubrió este elemento) Ds; Z = [281]; A = 110.

En 1987 Oganessian y sus colaboradores, en Dubna, afirmaron haber descubrimiento este elemento. Sus experimentos indicaban la fisión espontánea del núcleo $^{272}110$ con una vida media de 10 ms. Más recientemente, un grupo liderado por Armbruster del G.S.I. en, Alemania, comunicó la evidencia de que $^{269}110$ fue producido por el bombardeo de plomo durante muchos días con más de 10^{18} átomos de níquel. Un detector buscaba en cada colisión las distintas secuencias de desintegración del elemento 110. El 9 de noviembre de 1994, se detectó la evidencia de 110. En 2003 la IUPAC aprobó el nombre de darmstadio, símbolo Ds, para el elemento 110. Actualmente se conocen 7 isótopos del elemento 110.

Disproso – (Gr. *dysprositos*, difícil de conseguir), Dy, A = 162,50 (3); Z = 66; p.f. 1412°C; p.e. 2567°C; densidad 8,551 (25°C); valencia 3.

El disproso fue descubierto en 1886 por Lecoq de Boisbaudran, pero no aislado. Ni el óxido ni el metal estuvieron disponibles en forma relativamente pura hasta que alrededor de 1950 Spedding y sus colaboradores desarrollaron las técnicas de separación por intercambio iónico y por reducción metalográfica. El disproso aparece en la naturaleza junto con otros elementos de las tierras raras o lantánidos en una variedad de minerales como *xenotima*, *fergusonita*, *gadolinita*, *euxenita*, *policraso* y *blomstrandino*. Sin embargo, las fuentes más importantes son la *monacita* y *bastnasita*. El disproso se puede preparar por reducción del trifluoruro con calcio. El elemento tiene un brillo plateado metálico. Es relativamente estable en el aire a temperatura ambiente, y es fácilmente atacado y disuelto, con la eliminación de hidrógeno, por ácidos minerales diluidos y concentrados. El metal es lo suficientemente blando para ser cortado con un cuchillo y se puede mecanizar sin chispas si se evita el sobrecalentamiento. Sus propiedades físicas pueden ser afectadas en gran medida por pequeñas cantidades de impurezas. Mientras que el disproso aún no ha encontrado muchas aplicaciones, su capacidad de absorción de neutrones térmicos y su alto punto de fusión sugieren usos en aplicaciones metalúrgicas de control nuclear y de aleación con aceros inoxidable especiales. Un óxido mixto de níquel y disproso ha encontrado uso en el enfriamiento de las barras de los reactores nucleares. Este óxido absorbe neutrones fácilmente sin hincharse o contraerse bajo un prolongado bombardeo de neutrones. En combinación con vanadio y otras tierras raras, el disproso se ha utilizado en la fabricación de materiales de láser. Se han utilizado calcogenuros de disproso-cadmio como fuentes de radiación infrarroja para el estudio de las reacciones químicas. El precio del disproso metálico ha disminuido en los últimos años debido al desarrollo de técnicas de obtención como el intercambio iónico y de extracción con disolventes, y también al descubrimiento de grandes yacimientos de mineral. Actualmente se conocen 32 isótopos. El precio del metal es de alrededor de \$ 6/g (pureza 99,9 %).

Dubnio – (Dubna, ciudad rusa en la que se sintetizó por primera vez). Db; A = [262]; Z = 105.

En 1967 G.N. Flerov informó que un equipo de trabajo soviético del Instituto Conjunto de Investigación Nuclear en Dubna pudo haber producido unos pocos átomos de $^{260}_{105}$ y $^{261}_{105}$ por bombardeo con ^{22}Ne de ^{243}Am . Su evidencia se basaba en las mediciones de tiempo de coincidencia de energías alfa. Más recientemente, se informó que a principios de 1970 científicos de Dubna sintetizaron el Elemento 105, y que a finales de abril 1970 "habían investigado todos los tipos de desintegración del nuevo elemento y se habían determinado sus propiedades químicas." A finales de abril de 1970 se anunció que Ghiorso, Nurmia, Harris, K.A.Y. Eskola y P.L. Eskola, trabajando en la Universidad de California en Berkeley, había identificado positivamente el Elemento 105. El descubrimiento fue realizado mediante el bombardeo de un objetivo de ^{249}Cf con un haz de núcleos de nitrógeno de 84 MeV en el Acelerador Lineal de Iones Pesados (HILAC). Cuando un núcleo ^{15}N es absorbido por otro de ^{249}Cf , se emiten cuatro neutrones y se forma un nuevo átomo de $^{260}_{105}$ con una vida media de 1,6 s. Mientras que los primeros átomos del Elemento 105 se dice que se han detectado de manera concluyente el 5 de marzo de 1970, hay evidencia de que el Elemento 105 se había formado en experimentos en Berkeley un año antes por el método descrito. Ghiorso y sus colaboradores han tratado sin éxito de confirmar los hallazgos soviéticos por métodos más sofisticados. En octubre de 1971 A. Ghiorso y sus colaboradores en Berkeley anunciaron que habían sintetizado dos nuevos isótopos del Elemento 105 con el acelerador lineal de iones pesados por. El Elemento $^{261}_{105}$ fue producido tanto mediante el bombardeo de ^{250}Cf con ^{15}N como mediante el

bombardeo de ^{249}Bk con ^{16}O ; el isótopo emite partículas α de 8,93 MeV y se transforma en ^{257}Lr con una vida media de aproximadamente 1,8 s. El Elemento $^{262}105$ fue producido por el bombardeo de ^{249}Bk con ^{18}O , que emite partículas α de 8,45 MeV y se transforma en ^{258}Lr con una vida media de aproximadamente 40 s. Hoy en día se conocen 9 isótopos del Dubnio. Poco después del descubrimiento se sugirieron los nombres Hahnium y Joliotium, en memoria de Otto Hahn y Jean-Frederic Joliot y Mme. Joliot-Curie, para el elemento 105. La IUPAC en agosto de 1997 por fin resolvió el problema, nombrando al Elemento 105 Dubnio con el símbolo Db. Se cree que el Dubnio tiene propiedades similares al tantalio.

Einstenio – (Albert Einstein [1879-1955]), Es, A = (252); Z = 99; p.f. 860°C (est.).

El einstenio fue el séptimo de los elementos transuránicos del grupo de los actínidos en ser descubierto; fue identificado por Ghiorso y sus colaboradores en Berkeley en diciembre de 1952 entre los escombros de la primera gran explosión termonuclear, que tuvo lugar en el Pacífico en noviembre de 1952. El isótopo producido fue el ^{253}Es con una vida media de 20 días. En 1961 fue producida una cantidad suficiente de einstenio para permitir la separación de una cantidad macroscópica de ^{253}Es . Esta muestra pesaba 0,01 g. Se utilizó un equilibrio de tipo magnético especial para hacer esta determinación. El ^{253}Es así producido se utilizó para producir a su vez mendelevio. Se produjeron alrededor de 3 g de einstenio en el Oak Ridge National Laboratories irradiando durante varios años algunos kilogramos de ^{239}Pu en un reactor para producir ^{242}Pu . Fue fabricado con gránulos de óxido de plutonio y de polvo de aluminio que se cargaron en barras para una irradiación inicialmente de 1 año en la planta del río Savannah, seguido por irradiación en un HFIR (reactor de alto flujo isotópico). Después de 4 meses en el HFIR los objetivos fueron retirados para la separación química del einstenio y del californio. Se conocen actualmente 19 isótopos del einstenio. El isótopo ^{254}Es es el que tiene la vida media más larga (276 días). Usando pequeñas cantidades de ^{253}Es muestran que el einstenio tiene propiedades químicas típicas de un elemento actínido pesado y trivalente. El einstenio es extremadamente radiactivo. Se debe tomar gran cuidado en su manipulación.

Elemento 113 – (Ununtrio) véase el elemento 115.

Elemento 115 – (Ununpentio) El 2 de febrero de 2004, se informó que el elemento 115 fue descubierto en el Instituto Conjunto de Investigación Nuclear (JINR) en Dubna, Rusia. Los físicos del JINR y colaboradores del Laboratorio Lawrence, en Livermore (California) produjeron cuatro átomos de este elemento, utilizando un haz de iones de calcio-48 con una energía de 248 MeV al impactar en un blanco de átomos de americio-243. Se cree que los núcleos de estos átomos tienen una vida de 90 milisegundos. La relativamente larga vida del elemento 115 sugiere que estos experimentos podrían estar cada vez más cerca de la "isla de estabilidad", largamente buscada su existencia por algunos físicos nucleares. Se cree que estos átomos se desintegran primero en el elemento 113 por la emisión de una partícula alfa, luego se desintegran aún más en el elemento 111 (roentgenio) emitiendo otra emisión alfa, y luego por otros tres procesos de desintegración alfa en el elemento 105 (dubnio), que se fisiona después de un largo rato desde el momento de la interacción inicial. Este experimento implicaba la separación de cuatro átomos de entre miles de millones de otros átomos. En este experimento era importante un separador lleno de gas, empleado en química. Aún no han sido elegidos los nombres para los elementos 115, y 113.

Elemento 117 – (Ununseptio) Símbolo Uus. Este elemento permanece sin ser descubierto en enero de 2004.

Elemento 118 – (Ununoctio) Símbolo Uuo. En junio de 1999 se anunció que los elementos 118 y 116 se habían descubierto en el Laboratorio Nacional Lawrence, en Berkeley. El objetivo principal fue bombardeado durante más de 10 días con aproximadamente 1 trillón de iones criptón. El equipo informó que se produjeron tres átomos del elemento 118, que se desintegró rápidamente en los elementos 116, 114, y otros elementos de menor masa atómica. Se informó que los isótopos del elemento 118 duraron sólo unos 200 milisegundos, mientras que el isótopo del elemento 116 duró sólo 1,2 milisegundos. Se espera que estos dos elementos pudieran ser miembros de una "isla de estabilidad", que se ha predicho durante mucho tiempo. En ese momento se esperaba que un objetivo de bismuto podría ser bombardeado con iones de criptón para producir el elemento 119, que, a su vez, se desintegraría en los elementos 117, 115, y 113. El 27 de julio de 2001 investigadores del Laboratorio Lawrence, en Berkeley anunciaron que su descubrimiento del elemento 118 se estaba retrasando porque los trabajadores del Laboratorio de GSI en Alemania y de los laboratorios japoneses no pudieron confirmar sus resultados. Sin embargo, se informó que los diferentes experimentos en el Laboratorio de Livermore y en el Instituto Mixto de Investigación Nuclear en Dubna, Rusia indicaron que el elemento 116 ya había sido creado. Los investigadores del Laboratorio Nacional de Australia sugieren que los elementos súper-pesados pueden ser más difíciles de producir de lo que se pensaba. Sus datos sugieren que la mejor manera de estimular la fusión para la producción de elementos súper-pesados es combinar los proyectiles más ligeros posibles con los objetivos más pesados posibles. Esto minimizaría el llamado "proceso de cuasi-fisión" en el que un núcleo proyectil roba protones y neutrones de un núcleo del blanco. Se dice que en este proceso los dos núcleos vuelan por separado sin haberse combinado en realidad.

Erbio – (Ytterby, una ciudad de Suecia), Er, A = 167,26 (3), Z = 68; p.f. 1529°C, p.e. 2868°C; densidad 9,066 (25°C); valencia 3.

El erbio es uno de los elementos llamados tierras raras de la serie de los lantánidos; se encuentra en los mismos minerales del disprosio mencionados anteriormente. En 1842 Mosander separó "itria," que se encuentra en el mineral *gadolinita*, en tres fracciones que denominó *itria*, *erbia* y *terbia*. Al principio se confundían los nombres de *erbia* y *terbia*. Posteriormente a 1860, el *terbia* de Mosander se conocía como *erbia*, y posteriormente en 1877, la *erbia* anterior se convirtió en *terbia*. Se demostró que la *erbia* de este último período constaba de cinco óxidos, ahora conocidos como *erbia*, *scandia*, *holmia*, *thulia* e *iterbia*. En 1905 Urbain y James de modo independiente consiguieron aislar Er₂O₃ bastante puro. Klemm y Bommer produjeron por primera vez el metal erbio razonablemente puro en 1934, reduciendo el cloruro anhidro con vapor de potasio. El metal puro es blando y maleable, tiene un color plateado y brillo metálico. Al igual que ocurre con otros metales de las tierras raras, sus propiedades dependen en cierta medida de las impurezas presentes. El metal es bastante estable al aire y no se oxida tan rápidamente como algunos de los otros metales de las tierras raras. El erbio natural es una mezcla de 6 isótopos, todos los cuales son estables. También se conocen 27 isótopos radiactivos del erbio. Técnicas recientes de síntesis, como el uso de reacciones de intercambio iónico, han dado lugar en los últimos años, a precios mucho más bajos para los metales de las tierras raras y sus compuestos. El precio del metal erbio del 99,9 % es de aproximadamente \$ 21/g. El erbio se usa en la industria nuclear y en metalurgia. Por ejemplo, añadido al vana-

dio, el erbio reduce la dureza y mejora la trabajabilidad. La mayor parte de los óxidos de las tierras raras tienen fuertes bandas de absorción en el visible, ultravioleta, e infrarrojo cercano. Esta propiedad, asociada con la estructura electrónica, ofrece hermosos colores pastel en muchas de las sales de las tierras raras. El óxido de erbio da un color rosa y se ha usado como colorante en vidrios y esmaltes de porcelana esmaltada.

Escandio – (L. *Scandia*, Escandinavia), Sc, A = 44,955910 (8), Z = 21; p.f. 1541°C, p.e. 2836°C; densidad 2,989 (25°C); valencia 3.

Sobre la base de su sistema periódico, Mendeleiev predijo la existencia del *ekaboro*, que tendría una masa atómica entre 40 del calcio y 48 del titanio. El elemento fue descubierto por Nilson en 1878 en los minerales *euxenita* y *gadolinita*, los cuales no se habían encontrado en ninguna parte excepto en Escandinavia. Al procesar 10 kg de *euxenita* y otros residuos de minerales de tierras raras, Nilson fue capaz de preparar unos 2 g de óxido de escandio de alta pureza. Cleve más tarde señaló que el escandio de Nilson era idéntico al *ekaboro* de Mendeleiev. El escandio es al parecer un elemento más abundante en el Sol y en algunas estrellas que aquí en la Tierra. Se trata del 23° elemento más abundante en el Sol, en comparación con el 50° más abundante en la tierra. Se encuentra ampliamente distribuido en la Tierra; está presente en cantidades muy pequeñas en más de 800 tipos de minerales. Se cree que es debido al escandio el color azul de berilo (variedad aguamarina). Se presenta como un componente principal en la *thortveitita*, mineral raro que se encuentra en Escandinavia y Madagascar. También se encuentra en los residuos que quedan después de la extracción del wolframio de la *wolframita* Zinnwald, y en *wiikita* y *bazzita*. Actualmente se está recuperando la mayoría del escandio de la *thortveitita* o se extrae como un subproducto en la purificación del uranio. Fischer, Brunger, y Grieneisen prepararon escandio metálico por primera vez en 1937, por electrólisis de una masa fundida eutéctica de cloruros de potasio, de litio, y de escandio entre 700 y 800°C. Sirven como electrodos un hilo de wolframio y una base de cinc fundido, en un crisol de grafito. Actualmente el escandio puro se produce al reducir el fluoruro de escandio con calcio metálico. La producción de la primera libra de escandio metálico puro de 99 % se anunció en 1960. El escandio es un metal de color blanco plateado que desarrolla un aspecto ligeramente amarillento o rosáceo por exposición al aire. Es relativamente blando, y se asemeja al itrio y a los metales de las tierras raras más de lo que se asemeja al aluminio o al titanio. Es éste un metal muy ligero y tiene un punto de fusión mucho más alto que el aluminio, por lo que es de interés para los diseñadores de naves espaciales. El escandio no es atacado por una mezcla 1:1 de ácido sulfúrico concentrado y HNO₃, ni por HF al 48 %. El escandio reacciona rápidamente con muchos ácidos. Se conocen 23 isótopos del escandio. El metal es caro, costando alrededor de \$ 200/g con una pureza de aproximadamente el 99,9 %. Están siendo utilizados cada año en los EE.UU. unos 20 kg de escandio (como Sc₂O₃) e para producir luces de alta intensidad; y el isótopo radiactivo ⁴⁶Sc se utiliza como agente de rastreo de trazas de petróleo crudo en refinerías, etc. El yoduro de escandio añadido a las lámparas de vapor de mercurio produce una fuente de luz muy eficiente que se asemeja a la luz del sol, lo cual es importante para interiores o para ver la TV color de noche. Poco se sabe todavía acerca de la toxicidad de escandio, por lo que debe ser manejado con cuidado.

Estaño – (L. *Stannum*), Sn, A = 118,710 (7), Z = 50; p.f. 231,93°C, p.e. 2602°C; densidad (gris) 5,75; (blanco) 7,31; valencias 2 y 4.

Se conoce desde la antigüedad. El estaño se encuentra principalmente en la *casiterita* (SnO₂). La mayor parte de la producción mundial proviene de China, Indonesia, Perú, Brasil y Bolivia. Los

EE.UU. apenas tiene producción, a pesar de los descubrimientos que se han hallado en Alaska y Colorado. El estaño se obtiene mediante la reducción de la mena con carbón en un horno de reverbero. El estaño ordinario se compone de 10 isótopos estables; también se conocen 36 isótopos inestables. El estaño ordinario es un metal de color blanco plateado, maleable, poco dúctil, y con una estructura altamente cristalina. Debido a la rotura de los cristales, se oye un "grito de estaño" cuando se dobla una barra. El elemento tiene dos formas alotrópicas a presión normal. El estaño gris o α , con una estructura cúbica, se transforma a 13,2°C en estaño blanco, o estaño β , la forma ordinaria del metal. El estaño blanco tiene una estructura tetragonal. Cuando el estaño se enfría por debajo de 13,2°C, cambia lentamente de color blanco a gris. Este cambio se ve afectado por las impurezas tales como aluminio y cinc, y se puede prevenir mediante pequeñas adiciones de antimonio o bismuto. Este cambio de la forma α a la β se la llama plaga del estaño. Las aleaciones de estaño y plomo se utilizan para fabricar tubos de órgano. Hay pocos o ningún uso para el estaño gris. El estaño tiene un alto brillo y se utiliza para recubrir otros metales para evitar su corrosión por la acción química o de otro tipo. Se utiliza un recubrimiento de estaño sobre acero en las denominadas latas para la conservación de alimentos. Las aleaciones de estaño son muy importantes. Algunas de las aleaciones importantes con estaño son: la soldadura blanda, metal de tipografía, metal fusible, peltre, bronce, metal de campanas, metal Babbitt, metal blanco, aleación de fundición y bronce de fósforo. El estaño es resistente al agua de mar y al agua blanda del grifo, pero es atacado por los ácidos fuertes, álcalis y sales ácidas. El oxígeno en solución acelera el ataque. Cuando se calienta al aire, el estaño forma SnO_2 , que es un óxido débilmente ácido, formando sales de estannato con óxidos básicos. La sal más importante es el cloruro ($\text{SnCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$), que se utiliza como un agente reductor y como mordiente en la impresión de camisetas. Las sales de estaño rociadas sobre vidrio se usan para producir recubrimientos conductores de la electricidad. Estos se han utilizado para que el panel de iluminación y el parabrisas estén libres de heladas. Actualmente la mayoría de cristal de ventanas se fabrica por flotación del vidrio fundido sobre estaño líquido fundido (vidrio flotado) para producir una superficie plana (proceso Pilkington). De reciente interés es una aleación cristalina de estaño-niobio que es superconductor a temperaturas muy bajas. Esta promete ser importante en la construcción de los electroimanes superconductores que generen enormes campos magnéticos, pero apenas se ha usado. Tales electroimanes, hechos de alambre de estaño-niobio, pesan unas pocas libras y producen campos magnéticos que, cuando se conectan a una pequeña batería, son comparables a la de un electroimán de 100 toneladas operado continuamente con una fuente de alimentación de gran tamaño. La pequeña cantidad de estaño que se encuentra en los alimentos enlatados es bastante inofensivo. El límite acordado del contenido de estaño en los alimentos EE.UU. es de 300 mg/kg. Los compuestos de estaño trialquilo y triarilo se utilizan como biocidas y deben manejarse con cuidado. En los últimos 25 años, el precio del estaño comercial ha variado de \$ 1,10/kg a su precio actual de alrededor de \$ 6/kg en enero de 2002. El estaño (99,99 % de pureza) cuesta alrededor de \$ 260/kg.

Estroncio – (Strontian, ciudad de Escocia), Sr, A = 87,62 (1), Z = 38; p.f. 777°C; p.e. 1382°C; densidad 2,54; valencia 2.

Fue aislado por Davey por electrólisis, en 1808; sin embargo, Adair Crawford en 1790 reconoció un nuevo mineral (*estroncianita*) que difiere de otros minerales de bario (*barita*). El estroncio se encuentra principalmente como *celestita* (SrSO_4) y *estroncianita* (SrCO_3). La *celestina* se encuentra en México, Turquía, Irán, España, Argelia y Reino Unido. Los EE.UU. no tienen minas de *celestita* activas. El metal se puede preparar por electrólisis del cloruro fundido mezclado con cloruro de

potasio, o también mediante la reducción del óxido de estroncio con aluminio, al vacío y a una temperatura a la que destila el estroncio. Existen tres formas alotrópicas del metal, con puntos de transición en 235 y 540°C. El estroncio es más blando que el calcio y descompone el agua con mayor vigor. No absorbe el nitrógeno por debajo de 380°C. Se debe guardar bajo aceite mineral para evitar su oxidación. El estroncio recién cortado tiene un aspecto plateado, pero se vuelve rápidamente de un color amarillento, por la formación del óxido. El metal finamente dividido se inflama espontáneamente en el aire. Las sales de estroncio volátiles dan a la llama un hermoso color carmesí; por eso estas sales se utilizan en pirotecnia y en la producción de bengalas. Estroncio natural es una mezcla de 4 isótopos estables. Se sabe que existen otros 32 isótopos inestables. El de mayor importancia es ^{90}Sr con una vida media de 29 años. Es un producto de la lluvia radiactiva y presenta problemas para la salud. Este isótopo es uno de los mejores emisores beta de alta energía de larga duración conocidos, y se utiliza en dispositivos SNAP (Sistemas de Potencia Auxiliar Nuclear). Estos dispositivos son prometedores para su uso en vehículos espaciales, estaciones meteorológicas alejadas, boyas de navegación, etc., donde se necesita un peso ligero y una fuente de alimentación eléctrica nuclear de larga duración. El uso principal del estroncio en la actualidad es en la producción de vidrio para tubos de imagen de televisión en color. Todos los TV de color y tubos de rayos catódicos que se venden en los EE.UU. están obligados por ley a incluir estroncio en el cristal de la placa frontal para bloquear la emisión de rayos X. El estroncio también mejora el brillo del vidrio y la calidad de la imagen. También ha encontrado uso en la producción de imanes de ferrita y en el refinamiento del cinc. El titanato de estroncio es un interesante material óptico, ya que tiene un índice de refracción extremadamente alto y una dispersión óptica mayor que la del diamante. Se ha utilizado como piedra preciosa, pero es muy blanda. No existe de forma natural. El estroncio metálico (99 %) cuesta alrededor de \$ 220/kg.

Europio – (Europa), Eu, A = 151,964 (1), Z = 63; p.f. 822°C, p.e. 1596°C; densidad 5,244 (25°C); valencia 2 o 3.

En 1890 Boisbaudran obtuvo fracciones básicas de concentrados de samario-gadolinio que producían líneas espectrales no observadas en el samario o en el gadolinio. Se ha demostrado posteriormente que estas líneas pertenecen al europio. El descubrimiento del europio se atribuye generalmente a Demarcay, que separó las tierras raras en forma razonablemente pura en 1901. Hasta hace pocos años no ha sido aislado el metal puro. El europio se prepara actualmente mediante la mezcla de Eu_2O_3 con un exceso del 10 % de lantano metal y calentando la mezcla en un crisol de tantalio a alto vacío. El elemento se recoge como un depósito metálico de color blanco plateado en las paredes del crisol. Al igual que ocurre con otros metales de las tierras raras, a excepción del lantano, el europio se inflama en el aire entre 150 y 180°C. El europio es casi tan duro como el plomo y es muy dúctil. Es el más reactivo de los metales de las tierras raras, oxidándose rápidamente en el aire. Se asemeja a calcio en su reacción con el agua. Los principales minerales que contienen europio son la *bastnasita* y la *monacita*. El europio se ha identificado espectroscópicamente en el sol y en algunas estrellas. Los isótopos del europio son buenos absorbentes de neutrones y están siendo estudiados para su uso en aplicaciones de control nuclear. El óxido de europio se utiliza ampliamente como un activador de fósforo y el vanadato de europio y de itrio activado se usa comercialmente igual que el fósforo rojo en los tubos de televisión en color. Se ha utilizado plástico dopado con europio como un material láser. Con el desarrollo de las técnicas de intercambio iónico y otros procesos especiales, el precio del metal se ha reducido considerablemente en los últimos años. El europio natural contiene dos isótopos estables. Se conocen otros 35 isótopos radiactivos. El europio es uno de los

más raros y más caros de los metales de las tierras raras. Su precio es de unos \$ 60/g (99,9 % de pureza).

Fermio – (Enrico Fermi [1901-1954], físico nuclear), Fm, A = [257], Z = 100; p.f. 1527°C.

El fermio fue el octavo elemento transuránico de la serie de los actínidos en ser descubierto; fue identificado por Ghiorso y sus colaboradores en 1952, en los restos de una explosión termonuclear en el Pacífico, en un trabajo que implicó al Laboratorio de Radiación de la Universidad de California, el Laboratorio Nacional de Argonne, y el Laboratorio Científico de Los Alamos. El isótopo producido fue el ^{255}Fm con una vida media de 20 horas. Durante el año 1953 y principios de 1954, mientras que el descubrimiento de los elementos 99 y 100 fue retenida de la publicación por razones de seguridad, un grupo del Instituto Nobel de Física en Estocolmo bombardeó ^{238}U con iones ^{16}O , y se aisló un emisor α con una vida media de 30 min, que se atribuyó al elemento $^{250}100$, sin pretender descubrirlo. Este isótopo ya ha sido identificado positivamente, y confirmado el elemento de 30 min la semivida. Las propiedades químicas del fermio se han estudiado exclusivamente con cantidades traza, y en medios acuosos normales sólo parece existir el estado de oxidación (III). El isótopo más pesado y el isótopo ^{254}Fm pueden ser producidos por intensa irradiación de neutrones de los elementos inferiores, tales como el plutonio por un proceso de captura sucesiva de neutrones, intercalando con emisiones beta hasta que se alcancen estos números de masa y números atómicos. Se sabe que existen 20 isótopos del fermio. El ^{257}Fm es el de más larga duración, con una vida media de alrededor de 100,5 días. Se ha demostrado que el ^{250}Fm , con una vida media de 30 min, es un producto de la desintegración del elemento $^{254}102$. Fue por la identificación química del ^{250}Fm por la que se confirmó la producción del elemento 102 (nobelio). El fermio probablemente tiene propiedades químicas parecidas al erbio.

Flerovio – (Laboratorio Flerov en Dubna, Rusia) Fl; A = [289]; Z = 114.

El elemento 114 es el primer elemento descubierto después de 1996. Este elemento fue encontrado por un equipo ruso-estadounidense, incluyendo investigadores de Livermore, mediante el bombardeo de una hoja de plutonio con una rara forma de calcio con la esperanza de hacer que los núcleos se unieran en un nuevo elemento. La radiación mostró que el nuevo elemento se rompió en trozos más pequeños. Los datos de radiación recogidos en el Instituto Conjunto de Investigación Nuclear de Rusia en noviembre y diciembre de 1998, se analizaron en enero de 1999. Se encontró que se habían creado algunos átomos pesados cuando el 114 se desintegraba en más de 30 segundos, lo que era más tiempo que nunca se había visto antes, para un elemento tan pesado. Este isótopo se descompuso en un isótopo desconocido del elemento 112, que a su vez duró 15 minutos. Ese isótopo, a su vez, se desintegró en un isótopo previamente desconocido del Elemento 108, que sobrevivió 17 minutos. Estos y otros isótopos cuyas vidas medias son relativamente largas, han sido predichos desde hace tiempo por los teóricos. Parece que estos isótopos se encuentran en la orilla de la "isla de estabilidad", y que algunos de los isótopos en esta región podrían durar lo suficiente para estudiar su comportamiento nuclear y para poder realizar una evaluación química.

Flúor – (L. y F. *fluere*, flujo), F; A = 18,9984032 (5), Z = 9; p.f. -219,62°C (1 atm); p.e. -188,12°C (1 atm); t.c. 129,02°C; densidad 1,696 g/L (0°C, 1 atm); densidad del líquido en el p.e. 1,50 g/mL; valencia -1.

En 1529, Georgius Agricola describe el uso de la *fluorita* como fundente, y tan temprano como en 1670 Schwandhard encontró que se grababa el vidrio cuando se exponía a la *fluorita* tratada con

ácido. Scheele y muchos otros investigadores posteriores, incluyendo Davy, Gay-Lussac, Lavoisier y Thenard, experimentaron con el ácido fluorhídrico; algunos experimentos terminaron en tragedia. El elemento fue finalmente aislado en 1886 por Moisson después de casi 74 años de continuo esfuerzo. El flúor se produce principalmente a partir de la *fluorita* (CaF_2) y de la *criolita* (Na_2AlF_6), y también se encuentra en el topacio y en otros minerales. Es un miembro de la familia de los elementos halógenos, y se obtiene por electrólisis de una solución ácida de fluoruro de potasio en fluoruro de hidrógeno anhidro, en un recipiente de metal o de fluorita transparente. Los métodos de producción comerciales modernos son esencialmente variaciones en los procedimientos utilizados por primera vez por Moisson. El flúor es el más electronegativo y reactivo de todos los elementos. Es un gas corrosivo de color amarillo pálido, que reacciona con prácticamente todas las sustancias orgánicas e inorgánicas. Arden en flúor con una llama brillante metales finamente divididos, vidrio, cerámica, carbono e incluso agua. Hasta la Segunda Guerra Mundial, no había producción comercial de flúor elemental. Sin embargo, el proyecto de la bomba atómica y aplicaciones de la energía nuclear hicieron necesario producir flúor en grandes cantidades. Actualmente se han desarrollado técnicas de manejo seguras, que hacen posible el transporte de toneladas de flúor líquido. El flúor y sus compuestos se utilizan en la producción de uranio (a partir del hexafluoruro) y son bien conocidos más de 100 compuestos fluorados comerciales, incluyendo muchos plásticos de alta temperatura. El ácido fluorhídrico es extensamente utilizado para el grabado del vidrio de las bombillas, etc. Los hidrocarburos con flúor y cloro han sido ampliamente utilizados en circuitos de aire acondicionado y de refrigeración. Sin embargo, en los últimos años, los EE.UU. y otros países han ido eliminando estas sustancias en este tipo de aplicaciones, ya que degradan la capa de ozono. Se ha sugerido que cada hidrógeno de los compuestos orgánicos podría ser sustituido por un flúor, lo que podría conducir a un número astronómico de nuevos compuestos de flúor. La presencia de flúor como un fluoruro soluble en el agua potable en la medida de 2 ppm puede causar el moteado del esmalte en los dientes, cuando es bebida por niños que están adquiriendo los dientes permanentes; sin embargo, se cree que en cantidades más pequeñas los fluoruros son beneficiosos para prevenir las caries dentales al añadirlo en los suministros de agua. Se ha estudiado el uso del flúor elemental como un propulsor de cohetes, ya que tiene un valor excepcionalmente alto de impulso específico. También se han confirmado compuestos de flúor con gases nobles. Se conocen fluoruros de xenón, radón y criptón. El flúor elemental y el ion fluoruro son altamente tóxicos. El elemento libre tiene un olor acre característico, detectable en concentraciones tan bajas como 20 ppb, lo cual está por debajo del nivel de trabajo seguro. La concentración máxima permisible recomendable para una exposición de 8 horas de tiempo ponderado diario es de 1 ppm. Se sabe que el flúor tiene 14 isótopos.

Fósforo – (Gr. *phosphoros*, productor de luz, antiguo nombre del planeta Venus cuando aparece antes del amanecer), P, A = 30,973762 (4), Z = 15; p.f. (blanco) 44,15°C; p.e. 280,5°C; densidad (blanco) 1,82 (rojo) 2,20, (negro) 2,25 a 2,69; valencias 3 o 5.

Fue descubierto por Brand en 1669, que lo preparó a partir de la orina. El fósforo existe en cuatro o más formas alotrópicas: blanco (o amarillo), rojo y negro (o violeta). El fósforo blanco tiene dos modificaciones: α y β con una temperatura de transición a -3,8°C. No encuentra libre en la naturaleza; se encuentra ampliamente distribuido en combinación con minerales. Se conocen 21 isótopos de fósforo. El fosfato de roca, que contiene el mineral apatita, es un fosfato de calcio impuro, y es una fuente importante del elemento. Hay grandes depósitos en Rusia, China, Marruecos, y en Florida, Tennessee, Utah, Idaho y en otros lugares. El fósforo es un ingrediente esencial de todo el protoplasma celular, tejido nervioso y los huesos. El fósforo ordinario es un sólido ceroso blanco; cuando

es puro, es incoloro y transparente. Es insoluble en agua, pero soluble en disulfuro de carbono. Se inflama espontáneamente en el aire, produciendo el pentóxido. Es muy venenoso: 50 mg constituyen una dosis letal aproximada. La exposición al fósforo blanco no debe ser superior a $0,1 \text{ mg/m}^3$ (8 horas de tiempo ponderado promedio - 40 horas a la semana). El fósforo blanco se debe mantener bajo el agua, ya que es peligrosamente reactivo en el aire; y debe ser manejado con pinzas, ya que su contacto con la piel puede causar quemaduras graves. Cuando se expone a la luz solar o cuando se calienta en su propio vapor a 250°C , se convierte en la variedad roja, que no es fosforescente en el aire como lo es la variedad blanca. Esta forma no se inflama espontáneamente y no es tan peligroso como el fósforo blanco. Sin embargo, debe manejarse con cuidado, ya que se puede convertir a la forma blanca a ciertas temperaturas y emitir humos tóxicos de óxidos de fósforo cuando se calienta. La forma roja es bastante estable: sublima con una presión de vapor de 1 atm a 417°C , y se utiliza en la fabricación de los fósforos de seguridad, pirotecnia, pesticidas, proyectiles incendiarios, bombas de humo, balas trazadoras, etc. El fósforo blanco se puede obtener por varios métodos. Por un proceso, el fosfato de calcio, el ingrediente esencial de la roca de fosfato, se calienta en presencia de carbón y sílice en un horno eléctrico o de combustión. El fósforo elemental se libera en forma de vapor y puede ser condensado con agua fría. Si se desea, el vapor de fósforo y el monóxido de carbono producido en la reacción se pueden oxidar a su vez en presencia de humedad para producir ácido fosfórico, un importante compuesto para la fabricación de fertilizantes superfosfatos. En los últimos años, los ácidos fosfóricos concentrados, que pueden contener hasta un 70 o 75 % en peso de P_2O_5 , han llegado a ser de gran importancia para la agricultura y la producción agrícola. La demanda de fertilizantes en todo el mundo ha provocado un aumento considerable en la producción de fosfatos. Los fosfatos también se utilizan para la producción de vidrios especiales, tales como los utilizados para las lámparas de sodio. Las cenizas de los huesos, fosfato de calcio, también se utilizan para producir porcelana fina y para producir fosfato mono-cálcico, utilizado en el polvo para hornear. El fósforo también es importante en la producción de aceros, bronce de fósforo, y muchos otros productos. El fosfato trisódico es importante como agente de limpieza, como ablandador de agua, y para la prevención de incrustaciones en las calderas y para impedir la corrosión de tuberías y tubos de caldera. También son importantes los compuestos orgánicos de fósforo. El fósforo rojo amorfo cuesta alrededor de \$ 70/kg (99 %).

Francio – (Francia); A = [223]; Z = 87; p.f. 27°C ; valencia 1.

Fue descubierto en 1939 por Marguerite Perey del Instituto Curie de Paris. El francio es el miembro más pesado conocido de la serie de los metales alcalinos; se produce como resultado de una desintegración alfa del actinio. También se puede fabricar artificialmente mediante el bombardeo de torio con protones. A pesar de que se produce naturalmente en minerales de uranio, es probable que haya menos de 30 g de francio en toda la corteza terrestre. Es el más inestable de los primeros 101 elementos del sistema periódico. Se conocen 36 isótopos francio. El ^{223}Fr tiene una vida media más larga (Ac, K), que el ^{227}Ac , del que proviene, con una vida media de 21,8 min. Este es el único isótopo del francio que aparece en la naturaleza. Debido a que todos los isótopos conocidos del francio son altamente inestables, el conocimiento de las propiedades químicas de este elemento proviene de las técnicas de radioquímica. No se ha podido preparar o aislar alguna cantidad ponderable del elemento. Las propiedades químicas del francio se asemejan más al cesio. En 1996, los investigadores Orozco, Sprouse, y sus colaboradores de la Universidad Estatal Stony Brook de Nueva York, informaron que habían producido átomos francio bombardeando con átomos de ^{18}O un blanco de oro caliente casi a su punto de fusión. Las colisiones entre el oro y los núcleos de oxígeno crearon áto-

mos de francio-210 que tenían 87 protones y 123 neutrones. Este equipo informó que habían generado alrededor de 1 millón de iones de francio-210 por segundo y consiguieron aislar 1.000 o más átomos durante unos 20 segundos en una trampa magnética que habían concebido antes de que los átomos se desintegrasen o se escaparan. Fue atrapado suficiente francio para que una cámara de vídeo pudiera capturar la luz emitida por los átomos como fluorescencia. Un conjunto de unos 10.000 átomos de francio apareció como una esfera brillante con alrededor de 1 mm de diámetro. Se piensa que los átomos de francio podrían servir como laboratorios en miniatura para sondear interacciones entre los electrones y los quarks.

Gadolinio – (*gadolinita*, un mineral llamado así en honor a Gadolin, un químico finlandés), Gd, A = 157,25 (3), Z = 64; p.f. 1313°C; p.e. 3273°C; densidad 7,901 (25°C); valencia 3.

La *gadolinia*, el óxido de gadolinio, fue separada por Marignac en 1880 y Lecoq de Boisbaudran aisló independientemente el elemento de la "itria" de Mosander en 1886. El elemento fue nombrado por el mineral *gadolinita*, del que se obtuvo originalmente la tierra rara. El gadolinio se encuentra en varios otros minerales, como la *monacita* y la *bastnasita*, que tienen importancia comercial. El elemento se ha aislado sólo en los últimos años. Con el desarrollo de técnicas de extracción con disolventes y de intercambio iónico, la disponibilidad y el precio del gadolinio y de otros metales de las tierras raras han mejorado mucho. Hoy se conocen 31 isótopos del gadolinio, de los cuales 7 son estables y existen de forma natural. El metal se puede preparar por la reducción del fluoruro anhidro con calcio metálico. Al igual que otros metales de las tierras raras, es de color blanco plateado, tiene un brillo metálico, y es maleable y dúctil. A temperatura ambiente, el gadolinio se cristaliza en la forma α hexagonal de empaquetamiento compacto. Tras el calentamiento a 1235°C, el gadolinio α se transforma en la forma β , que tiene una estructura cúbica centrada en el cuerpo. El metal es relativamente estable en el aire seco, pero en aire húmedo se empaña con la formación de una película de óxido débilmente adherente que se expande, exponiendo más superficie a la oxidación. El metal reacciona lentamente con el agua y es soluble en ácido diluido. El gadolinio tiene la sección transversal más alta de captura de neutrones térmicos que cualquier otro elemento conocido (49.000 barns); dos isótopos naturales, ^{155}Gd y ^{157}Gd , tienen excelentes propiedades para la captura, pero están presentes naturalmente en bajas concentraciones. Como resultado, el gadolinio tiene una tasa de desgaste muy rápido y eso ha limitado su uso como material de barras de control nuclear. Se ha utilizado en la fabricación de granates de gadolinio itrio, que tienen aplicaciones de microondas. Los compuestos de gadolinio se utilizan en la fabricación de fósforos para tubos de televisión en color. El metal tiene propiedades superconductoras inusuales. Tan poco como 1 % de gadolinio sirve para mejorar la trabajabilidad y la resistencia del hierro, cromo y aleaciones relacionadas a altas temperaturas y a la oxidación. El etil sulfato de gadolinio tiene un grado de ruido extremadamente bajo y puede encontrar uso en duplicar el rendimiento de los amplificadores, tales como el máser. El metal es ferromagnético. El gadolinio es único por su alto momento magnético y por su especial temperatura de Curie (por encima de la cual se desvanece el ferromagnetismo) que está sólo un poco por encima de la temperatura ambiente. Esto sugiere que se podría utilizar como un componente magnético que detectase el calor y el frío. El precio del metal es de aproximadamente \$ 5/g (pureza 99,9 %).

Galio – (L. *Gallia*, Francia, también del latín *gallus*, una traducción de Lecoq, el gallo), Ga, A = 69,723 (1), Z = 31; p.f. 29,76°C; p.e. 2204°C; densidad 5,904 (29,6°C) sólido; densidad 6,095 (29,6°C) líquido; valencia 2 o 3.

Predicho y descrito por Mendeleev como *ekaaluminum* y descubierto por espectroscopía por Lecoq de Boisbaudran en 1875, que en el mismo año obtuvo el metal libre por electrólisis de una solución de su hidróxido en KOH. El galio se encuentra a menudo como un elemento de rastro en la *diáspora*, *esfalerita*, *germanita*, *bauxita* y *carbón*. Se ha demostrado que algunas cenizas procedentes de la combustión del carbón contienen hasta un 1,5 % de galio. Además del mercurio, el cesio y el rubidio, el galio puede ser líquido cerca de la temperatura ambiente, lo que hace posible su uso en termómetros de alta temperatura. Cuenta con el rango más amplio para un metal líquido y tiene una baja presión de vapor incluso a altas temperaturas. Tiene una fuerte tendencia a enfriarse por debajo de su punto de congelación. Por lo tanto, puede ser necesaria una siembra de cristales para iniciar la solidificación. El galio ultrapuro tiene un bello aspecto plateado, y el metal sólido exhibe una fractura concoidea similar a la del vidrio. El metal se expande 3,1 % en la solidificación; por lo tanto, no se debe almacenar en contenedores de vidrio o de metal, ya que se pueden romper cuando se solidifica el metal. El galio moja el vidrio y la porcelana, y forma un espejo brillante cuando está pintado sobre el vidrio. Es ampliamente utilizado en el dopaje de semiconductores y la producción de dispositivos de estado sólido tales como transistores. El galio de alta pureza es atacado lentamente por los ácidos minerales. El galato de magnesio que contiene impurezas divalentes como Mn^{2+} está encontrando uso en polvo de fósforos comerciales activados por luz ultravioleta. El nitruro de galio se ha utilizado para producir diodos emisores de luz azul. El LED azul se utiliza en aplicaciones de disco compacto que se puede utilizar para almacenar una película de 2 horas, por ejemplo, en un disco de 5 pulgadas de diámetro. Se ha encontrado una extensa aplicación reciente del galio en el Experimento Detector GALLEX ubicado en el Laboratorio Subterráneo Gran Sasso, en Italia. Esta instalación subterránea ha sido construido por el italiano Istituto Nazionale di Fisica Nucleare en medio de un túnel de carretera a través de las montañas Abruzzese, a unos 150 km al este de Roma. El experimento está protegido por unos 3300 m de agua equivalente de roca. En este experimento, se utilizan 30,3 toneladas de galio en forma de 110 toneladas de solución $GaCl_3-HCl$ para detectar los neutrinos solares. Se mide la producción de ^{71}Ge a partir de galio. El arseniuro de galio es capaz de convertir la energía eléctrica directamente en luz coherente. El galio produce fácilmente aleaciones con la mayoría de los metales, y se ha utilizado como componentes de aleaciones de bajo punto de fusión. Su toxicidad parece ser de un orden inferior; sin embargo, debe ser manejado con cuidado hasta se tengan más datos. El galio natural contiene dos isótopos estables. Se conocen otros 26 isótopos. El metal puede ser suministrado en forma ultrapura (+ 99,99999 %). El precio es de alrededor de \$ 5/g (99,999 %).

Germanio – (L. *Germania*, Alemania), Ge, A = 72,61 (2); Z = 32; p.f. 938,25°C, p.e. 2833°C; densidad 5,323 (25°C); valencia 2 y 4.

Fue predicho por Mendeleiev en 1871 como *ekasilicio*, y descubierto por Winkler en 1886. El metal se encuentra en la *argirodita*, un sulfuro de germanio y plata; en la *germanita*, que contiene 8 % del elemento; en minerales de cinc, en el carbón y en otros minerales. Frecuentemente el elemento se obtiene comercialmente a partir de las cenizas de la combustión de los hornos de fundición de procesamiento de minerales de cinc, y se ha recuperado de los subproductos de la combustión de determinados carbones. Su presencia en el carbón asegura una gran reserva del elemento en los años venideros. El germanio se puede separar de otros metales por destilación fraccionada de su tetracloruro, que es volátil. A continuación, el tetracloruro puede ser hidrolizado para dar GeO_2 ; el dióxido se puede reducir con hidrógeno para dar el metal. Otras técnicas de refinado desarrolladas recientemente permiten la producción de germanio de ultra alta pureza. El elemento es un metaloide de co-

lor blanco grisáceo, y en su estado puro es cristalino y frágil, conservando su brillo en el aire a temperatura ambiente. Es un material semiconductor muy importante. Técnicas de refinado por zonas han dado lugar a la producción de germanio cristalino para su uso como semiconductor con una impureza de sólo una parte en 10^{10} . Dopado con arsénico, galio, u otros elementos, se utiliza como un elemento para los transistores en miles de aplicaciones electrónicas. Actualmente su aplicación en la fibra óptica y sistemas ópticos infrarrojos proporciona el mayor uso para el germanio. El germanio también encuentra muchas otras aplicaciones, incluyendo su uso como agente de aleación, como un fósforo en las lámparas fluorescentes, y como catalizador. El germanio y el óxido de germanio son transparentes al infrarrojo y se utilizan en espectroscopios infrarrojos y otros equipos de óptica, incluyendo detectores de infrarrojos extremadamente sensibles. El óxido de germanio tiene un alto índice de refracción y de dispersión, lo que ha hecho que sea útil como componente de los vidrios utilizados en las lentes de la cámara de gran angular y objetivos de microscopio. El campo de la química organogermanio es cada vez más importante. Ciertos compuestos de germanio tienen una baja toxicidad para los mamíferos, pero una marcada actividad contra ciertas bacterias, lo que los hace interesantes como agentes quimioterapéuticos. El precio del germanio es de aproximadamente \$ 10/g (99,999 % de pureza). Se le conocen 30 isótopos, 5 de los cuales se encuentran en la naturaleza.

Hafnio – (*Hafnia*, nombre latino de Copenhague), Hf, A = 178,49 (2); Z = 72; p.f. 2233°C; p.e. 4603°C; densidad 13,31 (20°C); valencia 4.

Se pensaba que el hafnio estaba presente en diversos minerales y concentraciones muchos años antes de su descubrimiento, en 1923, atribuido a D. Coster y G. von Hevesey. Sobre la base de la teoría de Bohr, se esperaba que el nuevo elemento se encontrara asociado con el circonio. Finalmente se identificó en el *circón* de Noruega, por medio de análisis espectroscópico de rayos X. Fue nombrado en honor a la ciudad en la que se hizo el descubrimiento. La mayoría de los minerales de circonio contienen del 1 al 5 % de hafnio. Se separó originalmente del circonio mediante recristalización repetida de los fluoruros dobles de amonio o de potasio por von Hevesey y Jantzen. El hafnio metálico se preparó por primera vez por van Arkel y deBoer haciendo pasar el vapor del tetrayoduro sobre un filamento calentado de wolframio. Casi todo el hafnio metálico producido actualmente se realiza mediante la reducción de su tetracloruro con magnesio o con sodio (Proceso de Kroll). El hafnio es un metal dúctil con un brillo plateado. Sus propiedades están influidas considerablemente por las impurezas del circonio presente. De todos los elementos, el circonio y el hafnio son los dos que son más difíciles de separar. Su química es casi idéntica; sin embargo, la densidad del circonio es aproximadamente la mitad que la del hafnio. Se ha producido hafnio muy puro, siendo el circonio la mayor impureza. El hafnio natural contiene 6 isótopos, uno de los cuales es ligeramente radiactivo. El hafnio tiene un total de 41 isótopos conocidos. Debido a que el hafnio tiene una buena sección transversal de absorción de neutrones térmicos (casi 600 veces la de circonio), que tiene excelentes propiedades mecánicas, y que es extremadamente resistente a la corrosión, se utiliza en las barras de control de los reactores nucleares. Tales barras se utilizan en submarinos nucleares. El hafnio se ha aleado con éxito con el hierro, titanio, niobio, tantalio y otros metales. El carburo de hafnio es el compuesto binario más refractario conocido, y el nitruro es el más refractario de todos los nitruros metálicos conocidos (p.f. 3310°C). El hafnio se usa en rellenos de gas y en lámparas incandescentes, y es un "captador" eficiente para la eliminación de oxígeno y nitrógeno. El hafnio finamente dividido es pirofórico y puede arder espontáneamente en el aire. Se debe tener cuidado en el mecanizado del metal o la manipulación de la esponja de hafnio caliente. A 700°C el hafnio ab-

sorbe rápidamente el hidrógeno para formar la composición $\text{HfH}_{1.86}$. El hafnio es resistente a los álcalis concentrados, pero a temperaturas elevadas reacciona con el oxígeno, nitrógeno, carbono, boro, azufre y silicio. Los halógenos reaccionan directamente para formar los tetrahaluros. El precio del metal es de aproximadamente \$ 2/g. La demanda anual de hafnio en los EE.UU. es actualmente de más de 50.000 kg.

Hassio – (Llamado así por el estado alemán, Hesse) Hs, A = [265]; Z = 108.

Este elemento se sintetizó y se identificó en 1964 por el mismo grupo GSI de Darmstadt que anteriormente habían identificado el Bohrio y el Meitnerio. Es de suponer que este elemento tiene propiedades químicas similares a las del osmio. El isótopo $^{265}\text{108}$ fue producido usando un haz de proyectiles ^{58}Fe , producidos por el acelerador lineal universal (UNILAC) para bombardear un blanco de ^{208}Pb . El descubrimiento del Bohrio y el Meitnerio se realizó mediante la detección de isótopos con un extraño gran número de protones y neutrones. Parece ser que los elementos que tienen números atómicos pares son menos estables frente a la fusión espontánea que los elementos impares. La producción de $^{265}\text{108}$ según la reacción que se utilizó en el GSI fue confirmada en Dubna con la detección del séptimo miembro de la cadena de desintegración: ^{253}Es . Se cree que los isótopos del Hassio se descomponen por fisión espontánea, lo que explica por qué el elemento 109 se produjo antes del 108. Se cree que los isótopos $^{265}\text{108}$ y $^{266}\text{108}$ se desintegran hasta $^{261}\text{106}$, que a su vez se descomponen a $^{257}\text{104}$ y $^{253}\text{102}$. La IUPAC adoptó el nombre de Hassio por el estado alemán de Hesse, en septiembre de 1997. En junio de 2001 se anunció que el hassio era entonces el elemento más pesado con sus propiedades químicas analizadas. Un equipo de investigación del acelerador de iones pesados UNILAC en Darmstadt, Alemania construyó un instrumento para detectar y analizar hassio. Átomos de curio-248 se chocaron con átomos de magnesio-26, produciendo alrededor de 6 átomos de hassio con una vida media de 9 s. Esta era lo suficientemente larga para obtener datos que muestran que los átomos de hassio reaccionan con el oxígeno para formar moléculas de óxido de hassio. Este condensado a cierta temperatura es compatible con el comportamiento de los elementos del Grupo 8. Este experimento parece confirmar la ubicación de hassio bajo osmio en la tabla periódica.

Helio – (Gr. *Helios*, el sol), He, A = 4,002602 (2), Z = 2; p.f. por debajo de $-272,2^\circ\text{C}$ (26 atm); p.e. $-268,93^\circ\text{C}$; t_c $-267,96^\circ\text{C}$; densidad 0,1785 g/L (0°C , 1 atm); densidad del líquido en el p.e. 122 g/L; valencia 0.

La evidencia de la existencia de helio la obtuvo Janssen por primera vez durante el eclipse solar de 1868, cuando detectó una nueva línea en el espectro solar; Lockyer y Frankland sugirieron el nombre de helio para el nuevo elemento, en 1895. Ramsay descubrió el helio en el mineral de uranio *cleveíta*, y también lo descubrieron de forma independiente los químicos suecos Cleve y Langlet también en la *cleveíta* casi al mismo tiempo. Rutherford y Royds en 1907 demostraron que las partículas α son núcleos de helio. Excepto el hidrógeno, el helio es el elemento más abundante en todo el universo. El helio se extrae del gas natural; todo el gas natural contiene al menos trazas de helio. Se ha detectado su presencia espectroscópicamente en todo el universo, sobre todo en las estrellas más calientes, y es un componente fundamental, tanto en la reacción protón-protón como en el ciclo del carbono, que representan la energía del sol y de las estrellas. La fusión de hidrógeno en helio proporciona la energía de la bomba de hidrógeno. El contenido de helio de la atmósfera es de aproximadamente 1 parte en 200.000. Está presente en diversos minerales radiactivos como un producto de la desintegración. Gran parte de la oferta mundial de helio se obtiene de pozos en

Texas, Colorado y Kansas. Las únicas plantas de extracción de helio conocidas en 1999, fuera de los Estados Unidos, se encontraban en Polonia, Rusia, China, Argelia y la India. El precio del helio se ha reducido de \$ 88.300/m³ en 1915 a alrededor de \$ 0,88/m³ en 1999. El helio tiene el punto de fusión más bajo que cualquier otro elemento y ha encontrado un amplio uso en la investigación criogénica, debido a que su punto de ebullición es cercano al cero absoluto. Es vital su uso en el estudio de la superconductividad. Usando helio líquido, Kurti y sus colaboradores, y otros investigadores, han tenido éxito en la obtención de temperaturas de unos microkelvins para la desmagnetización adiabática de núcleos de cobre, que comienza a partir de 0,01 K. El helio líquido (⁴He) existe en dos formas: ⁴He I y ⁴He II, con un punto de transición brusca a 2,174 K (3,83 cm Hg). El ⁴He I (por encima de esta temperatura), es un líquido normal, pero el ⁴He II (por debajo de esta temperatura) es diferente a cualquier otra sustancia conocida. Se expande al enfriarse; su conductividad térmica es enorme, y ni su conducción de calor ni su viscosidad obedecen a reglas normales. Tiene otras propiedades peculiares. El helio es el único líquido que no puede ser solidificado mediante la reducción de la temperatura. Permanece en estado líquido hasta el cero absoluto a presiones ordinarias, pero se puede solidificar fácilmente mediante el aumento de la presión. ³He y ⁴He sólidos son inusuales porque puede cambiar fácilmente más de un 30 % su volumen aplicando presión. El calor específico del gas helio es inusualmente alto. La densidad del vapor de helio en el punto de ebullición normal es también muy alta, con una gran expansión del vapor cuando se calienta hasta temperatura ambiente. Los recipientes llenos con gas helio entre 5 y 10 K deben ser tratados como si contuvieran helio líquido, debido al gran aumento de la presión resultante de calentar el gas a temperatura ambiente. Mientras que el helio normalmente tiene valencia 0, parece tener una débil tendencia para combinarse con ciertos elementos. Se ha estudiado un método de preparación de difluoruro de helio, y especies tales como HeNe, y han sido investigados los iones moleculares He⁺ y He²⁺. El helio se utiliza ampliamente como un escudo de gas inerte para la soldadura por arco; como gas protector en el crecimiento de cristales de silicio y germanio, y en la producción de titanio y circonio; como un medio de refrigeración para los reactores nucleares, y en forma de gas para túneles de viento supersónicos. Se utiliza una mezcla de helio y oxígeno como una atmósfera artificial para buceadores y otras personas que trabajan bajo presión. Se utilizan diferentes proporciones de He/O₂ para diferentes profundidades en las que el buceador esté trabajando. El helio se utiliza ampliamente para el llenado de globos, ya que es un gas mucho más seguro que el hidrógeno. Uno de los últimos usos más importantes del helio ha sido para presurizar el combustible líquido a los cohetes. Un cohete Saturno, como el utilizado en las misiones Apolo lunares, necesitó unos 370.000 m³ de helio en cada despegue, además del necesario para los sistemas electrónicos. El uso de helio líquido en imágenes de resonancia magnética (MRI) continúa aumentando a medida que la profesión médica acepta y desarrolla nuevos usos para el equipo. Este equipo está proporcionando un diagnóstico preciso que la cirugía exploratoria requiere para determinados problemas. Otra aplicación médica que se está desarrollando utiliza resonancia magnética para determinar mediante un análisis de sangre si el paciente tiene algún tipo de cáncer. Están aumentando otras aplicaciones como gas de elevación. Varias empresas, además de Goodyear, utilizan actualmente "dirigibles" para la publicidad. La Armada y la Fuerza Aérea están investigando el uso de este tipo de aeronaves para proporcionar sistemas de alerta temprana para detectar misiles de crucero que vuelan bajo. La Agencia de Control de Drogas ha utilizado los dirigibles equipados con radar para detectar contrabandistas de drogas a lo largo de la frontera sur de los EE.UU. Además, la NASA está utilizando globos de helio para analizar la atmósfera de la Antártida y para determinar el ritmo al que está desapareciendo la capa de ozono que protege la Tierra de la dañina radiación UV. Podría tener un impacto importante en la

demanda de helio la investigación y el desarrollo de materiales que se convierten en superconductores a temperaturas muy por encima del punto de ebullición del helio. Otros refrigerantes más baratos con puntos de ebullición considerablemente más altos podrían sustituir la actual necesidad de enfriar dichos materiales superconductores hasta el punto de ebullición del helio. El helio natural contiene dos isótopos estables: ^3He y ^4He . El ^3He está presente en muy pequeñas cantidades. Se conocen actualmente otros 6 isótopos del helio.

Hidrógeno – (Gr. *hidro*, agua y *genes*, formador), H; A = 1,00794 (7), Z = 1; p.f. $-259,34^\circ\text{C}$, p.e. $-252,87^\circ\text{C}$; t_c $-240,18$; densidad de 0,08988 g/L; densidad (líquido) 70,8 g/L (-253°C); densidad (sólido) 70,6 g/L (-262°C); valencia 1.

El hidrógeno se preparó muchos años antes de que fuera reconocido como una sustancia distinta por Cavendish en 1766. Le puso nombre Lavoisier. El hidrógeno es el más abundante de todos los elementos en el universo, y se piensa que los elementos más pesados han sido, y son, construidos a partir de hidrógeno y helio. Se ha estimado que el hidrógeno representa más del 90 % de todos los átomos o las tres cuartas partes de la masa del universo. Se encuentra en el Sol y en la mayoría de las estrellas, y juega un papel importante en la reacción protón-protón y el ciclo del carbono-nitrógeno, que representa la energía del Sol y de las estrellas. Se cree que el hidrógeno es un componente importante del planeta Júpiter y que a cierta profundidad en el interior del planeta la presión es tan grande que el hidrógeno molecular sólido se convierte en hidrógeno metálico sólido. En 1973, se informó que un grupo de experimentadores rusos pudieron haber producido hidrógeno metálico a una presión de 2,8 Mbar. En la transición, la densidad cambió de 1,08 a 1,3 g/mL. Anteriormente, en 1972, un grupo de Livermore (California), también informó sobre un experimento similar en el que se observó un punto de presión-volumen centrado en 2 Mbar. Se ha predicho que el hidrógeno metálico puede ser metaestable, mientras que otros han predicho que sería un superconductor a temperatura ambiente. En la Tierra, el hidrógeno existe principalmente en combinación con el oxígeno en el agua, pero también está presente en la materia orgánica, tales como plantas vivas, petróleo, carbón, etc. Está presente como elemento libre en la atmósfera, pero sólo en menos de 1 ppm en volumen. Es el más ligero de todos los gases, y se combina con otros elementos, a veces explosivamente, para formar compuestos. Comercialmente se requieren grandes cantidades de hidrógeno para la fijación de nitrógeno del aire en el proceso Haber de fabricación del amoníaco, y para la hidrogenación de grasas y aceites. También se utiliza en grandes cantidades en la producción de metanol, en hidrodeshidrogenación, hidrocrackeo y la hidrodeshidrosulfuración. También se usa como combustible para cohetes, para soldadura, para la producción de ácido clorhídrico, para la reducción de minerales metálicos y para el llenado de globos. La fuerza de elevación de 1 m^3 de gas hidrógeno es de aproximadamente 1,22 kg a 0°C y 760 mm de presión. La producción actual de hidrógeno en los EE.UU. es de 85 millones de m^3 por año. Se prepara por la reacción del vapor de agua sobre el carbón calentado, por la descomposición de ciertos hidrocarburos con calor, por la electrólisis del agua o por el desplazamiento por ciertos metales a partir de ácidos. También se produce por la reacción del hidróxido de sodio o de potasio con aluminio. El hidrógeno líquido es importante en criogenia y en el estudio de la superconductividad, ya que su punto de fusión está sólo 20°C por encima del cero absoluto. El hidrógeno tiene tres isótopos, la mayoría de los cuales es ^1H . El isótopo ordinario del hidrógeno, H, se conoce como protio. En 1932, Urey anunció el descubrimiento de un isótopo estable, deuterio (^2H o D) con una masa atómica de 2. El deuterio está presente en el hidrógeno natural, en una concentración de 0,015 %. Dos años más tarde se descubrió un isótopo inestable, tritio (^3H), con una masa atómica de 3. El tritio tiene una vida media de alrededor de 12,32

años. También hay átomos de tritio en el hidrógeno natural, pero en mucha menor proporción. El tritio se produce fácilmente en los reactores nucleares y se utiliza en la producción de la bomba de hidrógeno. También se utiliza como un agente radioactivo en la fabricación de pinturas luminosas y como un trazador. El 27 de agosto 2001, físicos rusos, franceses y japoneses que trabajaban en el Instituto Conjunto de Investigación Nuclear, cerca de Moscú informaron que habían fabricado "hidrógeno superpesado", con un núcleo de un protón y cuatro neutrones. El uso de un acelerador, que utiliza un haz de núcleos de helio-6 con un blanco de hidrógeno, resultó en la producción ocasional de algún núcleo de hidrógeno-5, acompañado de un núcleo de helio-2. Estas partículas inestables se desintegraron rápidamente. Esta ruptura de H-5 dio lugar a dos protones de He-2, un tritón, y dos neutrones. El gas deuterio está fácilmente disponible, sin permiso, por alrededor de \$ 1/L. El agua pesada, óxido de deuterio (D₂O), que se utiliza como moderador para frenar los neutrones, se encuentra disponible sin permiso a un precio de 6 ¢ a \$ 1/g, dependiendo de la cantidad y la pureza. Se están utilizando alrededor de 1.000 toneladas (4.400.000 kg) de óxido de deuterio (agua pesada) en el Observatorio de Neutrinos de Sudbury (Ontario). Este observatorio está tomando datos para proporcionar una nueva visión revolucionaria sobre las propiedades de los neutrinos y del núcleo del Sol. Esta agua pesada es un préstamo efectuado por la Energía Atómica de Canadá, Ltd. (AECL). El observatorio y los detectores se encuentran situados a 2.072 m de profundidad en la mina Nickel Co. International, en Creighton, cerca de Sudbury. El agua pesada se encuentra en un recipiente acrílico de 12 m de diámetro. Los neutrinos reaccionan con el agua pesada para producir la radiación Cherenkov. Esta luz se detecta con 9600 tubos fotomultiplicadores que rodean el tanque. El laboratorio detector está extremadamente limpio para reducir la radiación de fondo, que de otro modo ocultaría las señales muy débiles debidas a los neutrinos. Aparte de los isótopos, se ha demostrado que el gas de hidrógeno bajo condiciones ordinarias es una mezcla de dos tipos de moléculas, conocidas como *orto*-y *parahidrógeno*, que difieren una de otra por los espines de sus electrones y de sus núcleos. El hidrógeno a temperatura ambiente normal contiene 25 % de la forma *para* y 75 % de la forma *orto*. La forma *orto* no se puede preparar en estado puro. Dado que las dos formas difieren en energía, las propiedades físicas también difieren. Los puntos de fusión y de ebullición de *parahidrógeno* son aproximadamente 0,1°C más baja que las de hidrógeno normal. Se puede considerar toda una economía basada en el hidrógeno de origen solar y nuclear. Localizadas en regiones remotas, las centrales podrían realizar la electrólisis del agua de mar; el hidrógeno producido viajará a ciudades distantes por tuberías. El hidrógeno libre de contaminación podría reemplazar al gas natural, gasolina, etc., y podría servir como un agente reductor en la metalurgia, química de procesamiento, refinado, etc. También podría ser usado para convertir la basura en metano y etileno. La aceptación pública, inversión de capital, y el alto precio actual del hidrógeno con respecto a los combustibles actuales son sólo algunos de los problemas a los que se enfrenta el establecimiento de este tipo de economía. El hidrógeno está siendo investigado como un sustituto en aplicaciones de buceo de aguas profundas por debajo de 300 m. El hidrógeno es fácilmente disponible en los proveedores de productos de aire.

Hierro – (*L. ferrum*), Fe, A = 55,845 (2), Z = 26; p.f. 1538°C, p.e. 2861°C; densidad 7,874 (20°C); valencias 2, 3, 4, o 6.

El hierro se usa desde la prehistoria. El Génesis menciona que Tubal-Caín, siete generaciones desde Adán, fue "un instructor de toda obra de bronce y de hierro." Un pilar notable de hierro, que data de alrededor de 400 d.C., sigue hoy en pie en Nueva Delhi, India. Este sólido eje de hierro forjado mide aproximadamente 71/4 m de alto por 40 cm de diámetro. La corrosión del pilar ha sido mínima, a

pesar de que ha estado expuesto a la intemperie desde su erección. El hierro es un elemento relativamente abundante en el universo. Se encuentra en cantidad considerable en el Sol y en muchos tipos de estrellas. Sus núcleos son muy estables. Se ha sugerido que el hierro que existe en la Tierra puede tener su origen en una supernova. El hierro es un elemento muy difícil de producir en las reacciones nucleares ordinarias, como la que se llevan a cabo en el Sol. El hierro natural es un componente principal de cierta clase de meteoritos de hierro-níquel conocidos como sideritas, y es un constituyente menor de las otras dos clases de meteoritos. Se cree que el núcleo de la Tierra, de 3440 km de radio, está compuesto en gran parte de hierro con aproximadamente 10 % de hidrógeno ocluido. El metal es el cuarto elemento más abundante en peso, de los que componen la corteza terrestre. El mineral más común es la *hematita* (Fe_2O_3). La *magnetita* (Fe_3O_4) se encuentra frecuentemente como arenas negras en las playas y en las riberas de los arroyos. *Lodestone* es otra forma de magnetita. La *taconita* se está convirtiendo cada vez más en un importante mineral comercial. El hierro es un constituyente fundamental de la vida vegetal y animal, y aparece en la hemoglobina. El metal puro no se encuentra a menudo en el comercio, porque por lo general está aleado con carbono o con otros metales. El metal puro es químicamente muy reactivo, y se corroe rápidamente, especialmente en aire húmedo o a temperaturas elevadas. Tiene cuatro formas alotrópicas, o ferritas, conocidos como α , β , γ y δ , con puntos de transición de 700, 928 y 1530°C. La forma α es magnética, pero cuando se transforma en la forma β , el magnetismo desaparece aunque la red se mantiene sin cambios. Las relaciones entre estas formas son peculiares. El arrabio es una aleación que contiene aproximadamente un 3 % de carbono con cantidades variables de S, Si, Mn, y P. Es duro, frágil, bastante fusible, y se utiliza para producir otras aleaciones, incluyendo el acero. El hierro forjado contiene sólo unas pocas décimas de porcentaje de carbono; es duro, maleable, menos fundible, y tiene por lo general una estructura "fibrosa". El acero al carbono es una aleación de hierro con carbono, con pequeñas cantidades de Mn, S, P, y Si. Los aceros de aleación son aceros al carbono con otros aditivos tales como níquel, cromo, vanadio, etc. El hierro es el más barato y más abundante, útil e importante de todos los metales. El hierro natural está formado por 4 isótopos. También se conocen otros 26 isótopos, todos ellos radiactivos.

Holmio – (L. *Holmia*, por Estocolmo), Ho, A = 164,93032 (2), Z = 67; p.f. 1474°C; p.e. 2700°C; densidad 8,795 (25°C); valencia 3.

En 1878 los químicos suizos Delafontaine y Soret anunciaron el descubrimiento de las bandas de absorción espectrales del holmio, al que denominaron "elemento X". Cleve, de Suecia, más tarde descubrió independientemente el elemento mientras trabajaba con tierra erbia. El nombre del elemento es en honor a la ciudad natal de Cleve. El óxido amarillo fue preparado por Homberg en 1911. El holmio está presente en *gadolinita*, *monacita*, y en otros minerales de las tierras raras. Se obtiene comercialmente a partir de la *monacita*, que contiene alrededor del 0,05 %. Se ha aislado por la reducción de su cloruro o su fluoruro anhidro con calcio metálico. El holmio puro tiene un brillo metálico, como la plata brillante. Es relativamente blando y maleable, y es estable en aire seco a temperatura ambiente, pero se oxida rápidamente en el aire húmedo y a temperaturas elevadas. El metal tiene propiedades magnéticas inusuales. Aún se han encontrado pocos usos para el elemento. El elemento, al igual que otras tierras raras, parece tener un grado de toxicidad bajo. El holmio natural está formado por el isótopo ^{165}Ho , que no es radiactivo. El holmio tiene otros 49 isótopos conocidos, todos los cuales son radiactivos. El precio del holmio metálico del 99,9 % es alrededor de \$ 20/g.

Indio – (por la brillante línea de color índigo en su espectro), In, A = 114,818 (3), Z = 49; p.f. 156,60°C, p.e. 2072°C; densidad 7,31 (20°C); valencias 1, 2, y 3.

Descubierto por Reich y Richter, quien posteriormente aisló el metal. El indio se asocia frecuentemente con minerales de cinc, y es a partir de éstos como se obtiene actualmente el indio comercial; sin embargo, también se encuentra en minerales de hierro, de plomo, y de cobre. Hasta 1924, la oferta mundial de este elemento en forma aislada solía ser de un gramo. Probablemente, es tan abundante como la plata. Actualmente se producen en el mundo libre cerca de 4 millones de onzas troy de indio. Canadá produce actualmente más de 1.000.000 de onzas troy por año. El precio actual del indio es de \$ 2 a \$ 10/g, dependiendo de la cantidad y la pureza. También está disponible en forma ultrapura. El indio es un metal muy blando, de color blanco plateado con brillo metálico. El metal puro parece dar un grito agudo cuando se dobla. Moja el vidrio, al igual que el galio. Se ha encontrado una aplicación en la fabricación de aleaciones de bajo punto de fusión; una aleación de 24 % de indio y 76 % de galio es líquida a temperatura ambiente. El indio se utiliza en la fabricación de aleaciones para rodamientos, transistores de germanio, rectificadores, termistores, pantallas de cristal líquido, televisión de alta definición, baterías y fotoconductores. Puede usarse para platear metales y evaporarse sobre el vidrio formando un espejo tan bueno como el hecho con plata, pero con más resistencia a la corrosión atmosférica. Hay pruebas de que el indio tiene un bajo índice de toxicidad; sin embargo, se debe tener cuidado hasta que se disponga de más información. Actualmente se le conocen 70 isótopos (más que para cualquier otro elemento). El indio natural contiene dos isótopos. Uno de ellos es estable. El otro, ^{115}In , que comprende el 95,71 % del indio natural, es ligeramente radiactivo con una vida media muy larga.

Iridio – (L. *iris*, arco iris), Ir, A = 192,217 (3), Z = 77; p.f. 2446°C; p.e. 4428°C; densidad 22,42 (17°C); valencias 3 o 4.

Descubierto en 1803 por Tennant en el residuo que queda cuando se disuelve el platino sin refinar en agua regia. El nombre de iridio es apropiado, porque sus sales son muy coloreados. El iridio es un metal de la familia del platino, de color blanco, similar al platino, pero con un ligero tono amarillento. Es muy duro y frágil, por lo que es muy difícil de mecanizar, dar forma, o trabajar. Es el metal conocido más resistente a la corrosión, y fue utilizado en la fabricación de la barra del metro patrón de París, que contiene un 10 % de platino y un 90 % de iridio. Esta barra de metro fue reemplazada en 1960 como unidad fundamental de longitud (véase en Kriptón). El iridio no es atacado por ningún ácido, ni por agua regia, pero es atacado por sales fundidas, tales como NaCl y NaCN. El iridio existe en la naturaleza en estado nativo en depósitos aluviales, junto con platino y otros metales de esta familia. Se recupera como un subproducto de la industria de la extracción de níquel. Las mayores reservas y producción del grupo de los metales del platino, que incluyen al iridio, se encuentran en Sudáfrica, seguido por Rusia y Canadá. Los EE.UU. tienen sólo una mina activa, situada en Nye, Minnesota. Se ha utilizado recientemente la presencia de iridio para establecer la separación entre el Cretácico y el Terciario (KT). Los meteoritos contienen pequeñas cantidades de iridio. Debido a que el iridio se encuentra ampliamente distribuido en el límite KT, se ha sugerido que un gran meteorito o asteroide chocó con la Tierra, exterminando a los dinosaurios, y creando una gran nube de polvo y un cráter. Se ha sugerido que el lugar del impacto está en la península de Yucatán, conocido como Chicxulub. El iridio ha encontrado uso en la fabricación de crisoles y aparatos para su uso a altas temperaturas. También se utiliza para contactos eléctricos. Su uso principal es como agente endurecedor del platino. Forma una aleación con osmio que se utiliza para las plumas estilográficas, y también para los rodamientos de las brújulas. La densidad del iridio es tan sólo

ligeramente inferior a la de osmio, que ha sido generalmente acreditado como el elemento más denso conocido. Los cálculos de las densidades de iridio y osmio en el espacio dan valores de 22,65 y 22,61 g/mL, respectivamente. Estos valores pueden ser más fiables que las mediciones físicas reales. En la actualidad, por lo tanto, sabemos que o el iridio o el osmio es el elemento más denso conocido, pero los datos todavía no permiten la selección entre los dos. El iridio natural contiene dos isótopos estables. Se conocen actualmente otros 45 isótopos, todos radiactivos. El iridio (99,9 %) cuesta alrededor de \$ 100/g.

Iterbio – (Ytterby, ciudad en Suecia), Yb, A = 173,04 (3), Z = 70; p.f. 819°C; p.e. 1196°C; densidad (α) 6,903; (β) 6,966; valencias 2 y 3.

En 1878 Marignac descubrió un nuevo componente en la tierra que entonces se conocía como *erbia*, al que llamó *iterbia*. En 1907, Urbain separó la *iterbia* en dos componentes, a las que él llamó *neoytterbia* y *lutecia*. Actualmente los elementos de estas tierras se conocen como iterbio y lutecio, respectivamente. Estos elementos son idénticos con el aldebaranio y el casiopeo, descubiertos de forma independiente y casi al mismo tiempo por von Welsbach. El iterbio se encuentra junto con otras tierras raras en diferentes minerales raros. Se recupera comercialmente principalmente de la arena *monacita*, que contiene aproximadamente 0,03 %. Nuevas técnicas de extracción por intercambio iónico y por extracción con disolvente desarrolladas en los últimos años han simplificado en gran medida la separación de las tierras raras una de otra. El elemento fue preparado por primera vez por Klemm y Bonner en 1937 mediante la reducción de tricloruro de iterbio con potasio. Sin embargo, el metal estaba mezclado con KCl. Daane, Dennison y Spedding lo prepararon mucho más puro en 1953, de modo que se pudieron determinar las propiedades químicas y físicas del elemento. El iterbio tiene un brillo plateado brillante, es blando, maleable, y bastante dúctil. Si bien el elemento es bastante estable, debe guardarse en recipientes cerrados para protegerlo del aire y de la humedad. El iterbio es atacado fácilmente y se disuelve en ácidos minerales diluidos y concentrados y reacciona lentamente con el agua. El iterbio tiene tres formas alotrópicas con puntos de transformación a -13° y 795°C. La forma beta se encuentra a temperatura ambiente y es cúbica centrada en las caras, mientras que la forma gamma solo existe a alta temperatura y es una forma cúbica centrada en el cuerpo. Se ha encontrado recientemente otra fase cúbica centrada en el cuerpo que es estable a altas presiones y a temperatura ambiente. La forma beta ordinaria tiene conductividad de tipo metálico, pero se convierte en un semiconductor cuando la presión se incrementa por encima de 16.000 atm. La resistencia eléctrica aumenta diez veces cuando la presión es de 39.000 atm y baja a aproximadamente el 80 % de su resistividad en condiciones normales a una presión de 40.000 atm. El iterbio natural es una mezcla de 7 isótopos estables. Se conocen otros 26 isótopos inestables. El iterbio metálico tiene un posible uso en la mejora del refinamiento del grano, la fuerza y otras propiedades mecánicas del acero inoxidable. Se ha informado que un isótopo se ha utilizado como fuente de radiación como sustituto en una máquina portátil de rayos X en lugares en los que la electricidad no está disponible. Se han encontrado otros pocos usos. El iterbio metálico está disponible con una pureza de aproximadamente 99,9 % por alrededor de \$ 10/g. El iterbio tiene una clasificación de toxicidad baja, pero puede representar un riesgo cancerígeno.

Itrio – (Ytterby, ciudad en Suecia, cerca Vauxholm), Y, A = 88,90585 (2), Z = 39; p.f. 1522°C, p.e. 3345°C; densidad 4,469 (25°C); valencia 3.

Fue descubierto por Gadolin en 1794 en la *itria*, que es una tierra que contiene itrio. Ytterby es el lugar de una mina que produjo muchos minerales inusuales que contienen tierras raras y otros ele-

mentos. Esta pequeña ciudad, cerca de Estocolmo, tiene el honor de dar nombres a erbio, terbio e iterbio, así como al itrio. En 1843 Mosander mostró que la *itria* se podría separar en los óxidos (o tierras) de tres elementos. El nombre de *itria* estaba reservado para el elemento más básico, los otros fueron nombrados *erbia* y *terbia*. El itrio aparece en casi todos los minerales de tierras raras. Un análisis de muestras de rocas lunares obtenidas durante las misiones Apolo mostraron un contenido relativamente alto de itrio. Se recupera comercialmente de arena de *monacita*, que contiene alrededor de 3 %, y de la *bastnasita*, que contiene aproximadamente 0,2 %. Wohler obtuvo el elemento impuro en 1828 por reducción del cloruro anhidro con potasio. Actualmente el metal se produce comercialmente por reducción del fluoruro con calcio metálico. También se puede preparar por otras técnicas. El itrio tiene un brillo metálico plateado y es relativamente estable en el aire. Sin embargo, las limaduras del metal arden en el aire si la temperatura supera los 400°C; el itrio finamente dividido es muy inestable en el aire. El óxido de itrio es uno de los compuestos más importantes del itrio y es el que tiene más aplicaciones. Es ampliamente utilizado en la fabricación de fósforos de YVO_4 europio, y Y_2O_3 europio para dar el color rojo en los tubos de televisión en color. Actualmente muchos cientos de miles de libras se utilizan en esta aplicación. El óxido de itrio también se utiliza para producir granates de itrio-hierro, que son muy eficientes como filtros de microondas. Tienen propiedades magnéticas interesantes los granates de itrio con hierro, aluminio, y gadolinio, con fórmulas tales como $Y_3Fe_5O_{12}$ y $Y_3Al_5O_{12}$. El granate de itrio y hierro es también excepcionalmente eficiente como un transmisor y transductor de energía acústica. Ha encontrado uso el granate de itrio-aluminio, con una dureza de 8,5, como piedra de esmeril (diamante artificial). Se pueden utilizar pequeñas cantidades de itrio (0,1 a 0,2 %) para reducir el tamaño de grano en el cromo, el molibdeno, el zirconio y el titanio, y para aumentar la fuerza del aluminio y de las aleaciones de magnesio. Se pueden obtener aleaciones con otras propiedades útiles mediante el uso de itrio como aditivo. El metal se puede utilizar como desoxidante para metales no ferrosos como vanadio y otros. El metal tiene una sección transversal baja para la captura nuclear. El ^{90}Y está en equilibrio con su isótopo predecesor ^{90}Sr , un producto de las explosiones atómicas. Se ha pensado en el uso del itrio para la producción de hierro fundido nodular, en el que el grafito forma nódulos compactos en lugar de los copos habituales. Este tipo de hierro aumenta su ductilidad. El itrio también puede encontrar aplicación en sistemas de láser y como catalizador en la polimerización del etileno. También tiene uso potencial en la composición de la cerámica y del vidrio, ya que el óxido tiene un alto punto de fusión y aumenta las características de resistencia a los golpes y de baja expansión al vidrio. El itrio natural está formado por un sólo isótopo, ^{89}Y . Se han caracterizado otros 43 isótopos inestables. El itrio metálico del 99,9 % de pureza está disponible comercialmente a un precio de alrededor de \$ 5/g.

Kriptón – (Gr. *kryptos*, oculto), Kr, A = 83,80 (1), Z = 36; p.f. -157,36°C, p.e. -153,22 ± 0,10°C; t_c -63,74°C; densidad 3,733 g/L (0°C); valencia normalmente 0.

Fue descubierto en 1898 por Ramsay y Travers en el residuo que queda después de que el aire líquido casi se haya evaporado. El kriptón está presente en el aire en la proporción aproximada de 1 ppm. Se ha encontrado que la atmósfera de Marte contiene 0,3 ppm de kriptón. Es uno de los gases "nobles". Se caracteriza por sus líneas espectrales verde y naranja brillantes. El kriptón de origen natural contiene 6 isótopos estables. Se conocen actualmente otros 30 isótopos inestables. Se pueden observar fácilmente las líneas espectrales del kriptón, algunas de ellas muy afiladas. En 1960 se acordó internacionalmente que la unidad fundamental de longitud, el metro, debe ser definido en términos de la línea espectral de color rojo anaranjado del ^{86}Kr . Esto sustituye a la medida estándar

de París, que se define en términos de una barra hecha de una aleación de platino-iridio. En octubre de 1983, el metro, que en un principio se definió como la diez mil millonésima parte de un cuadrante polar de la circunferencia de la Tierra, fue nuevamente redefinido por la Oficina Internacional de Pesas y Medidas como la longitud de la trayectoria recorrida por la luz en el vacío durante un intervalo de tiempo de $1/299.792.458$ de un segundo. El kriptón sólido es una sustancia cristalina blanca con una estructura cúbica centrada en las caras que es común a todos los "gases nobles". Mientras que el kriptón se considera generalmente como un gas raro que normalmente no se combina con otros elementos para formar compuestos, actualmente parece que se ha establecido la existencia de algunos compuestos de kriptón. El difluoruro de kriptón se ha preparado en cantidades de gramos y puede ser sintetizado por varios métodos. También se ha informado de un fluoruro de kriptón superior y de una sal de un oxiácido de kriptón. Se han identificado e investigado iones moleculares tipo ArKr^+ y KrH^+ , y hay evidencias de la formación de KrXe o KrXe^+ . Se han preparado clatratos de kriptón con hidroquinona y fenol. El ^{85}Kr ha encontrado reciente aplicación en el análisis químico. Por absorción del isótopo en varios sólidos, se forman *kriptonatos*. La actividad de estos *kriptonatos* es sensible a las reacciones químicas en superficie. Por lo tanto, se hacen posibles de esta manera estimaciones de la concentración de los reactivos. El kriptón se utiliza en ciertas lámparas de flash fotográficos para la fotografía de alta velocidad. Su utilidad hasta ahora es limitada debido a su alto precio. El kriptón gas actualmente cuesta alrededor de \$ 690/100 L.

Lantano – (Gr. *lanthano*, permanecer escondido), La, A = 138,9055 (2), Z = 57; p.f. 918°C, p.e. 3464°C; densidad 6,145 (25°C); valencia 3.

En 1839 Mosander obtuvo una nueva tierra *lantana*, de un nitrato de cerio impuro, y reconoció el nuevo elemento. El lantano se encuentra en los minerales de las tierras raras como *cerita*, *monacita*, *allanita* y *bastnasita*. La *monacita* y la *bastnasita* son los principales minerales en los que hay lantano, en porcentajes de hasta 25 y 38 %, respectivamente. El metal Misch, usado en la fabricación de vidrios ligeros, contiene aproximadamente 25 % de lantano. El lantano se aisló en forma relativamente puro en 1923. Nuevas técnicas de extracción con disolventes y de intercambio de iones han dado lugar a una extracción mucho más fácil de los denominados "elementos de las tierras raras". La disponibilidad de lantano y otras tierras raras ha mejorado mucho en los últimos años. El metal puede ser producido mediante la reducción del fluoruro anhidro con calcio. El lantano es de color blanco plateado, maleable, dúctil, y lo suficientemente blando para poder ser cortado con un cuchillo. Es uno de los metales más reactivos de las tierras raras. Se oxida rápidamente cuando se expone al aire. El agua fría ataca al lantano lentamente, y el agua caliente lo ataca con mucha más rapidez. El metal reacciona directamente con carbono elemental, nitrógeno, boro, selenio, silicio, fósforo, azufre y con los halógenos. A 310°C, el lantano cambia de una estructura hexagonal a otra cúbica centrada en las caras, y a 865°C se transforma de nuevo en una estructura cúbica centrada en el cuerpo. El lantano natural es una mezcla de dos isótopos, uno de los cuales es estable y el otro es radiactivo con una vida media muy larga. Se conocen otros 30 isótopos radiactivos. Los compuestos de las tierras raras que contienen lantano se utilizan ampliamente en aplicaciones de iluminación de carbono, especialmente en la industria del cine para el estudio de iluminación y proyección. Esta aplicación consume alrededor del 25 % de los compuestos producidos de las tierras raras. El La_2O_3 mejora la resistencia del vidrio a los álcalis, y se utiliza en la fabricación de vidrios ópticos especiales. Se pueden utilizar pequeñas cantidades de lantano, como aditivo, para producir fundición nodular. Existe un interés actual en la absorción de hidrógeno en aleaciones que contienen lantano. Estas aleaciones absorben hasta 400 veces su propio volumen de gas de hidrógeno, y el proceso es rever-

sible. La energía térmica se desprende cada vez que se absorbe; por lo que estas aleaciones tienen posibilidades en los sistemas de conservación de energía. El lantano y sus compuestos tienen una evaluación entre baja y moderada respecto a su toxicidad; por lo tanto, se debe tener cuidado en su manejo. El precio del metal es de alrededor de \$ 2/g (99,9 %).

Lawrencio – (Ernest O. Lawrence [1901/58], inventor del ciclotrón), Lr, A = [262], Z = 103; valencia 3(?).

Este metal es un miembro de los elementos de transición 5f (serie de los actínidos). Fue descubierto en marzo 1961 por A. Ghiorso, T. Sikkeland, A.E. Larsh, y R.M. Latimer. Una cantidad de 3 µg de californio, que consistía en una mezcla de isótopos de masas atómicas 249, 250, 251, y 252, fue bombardeada con los isótopos ^{10}B o ^{11}B . Los núcleos producidos cargados eléctricamente y en una atmósfera de helio, se recogieron en una delgada cinta de cobre transportadora, que entonces trasladó los átomos recogidos para colocarlos frente una serie de detectores de estado sólido. El isótopo del elemento 103 producido de este modo se descompuso mediante la emisión de una partícula alfa de 8,6 MeV de energía, con una vida media de 8 s. En 1967, Flerov y sus colaboradores del Laboratorio de Dubna informaron que fueron incapaces de detectar un emisor alfa con una vida media de 8 s, que el grupo de Berkeley lo asignó a $^{257}103$. Esta asignación se ha cambiado a ^{258}Lr o ^{259}Lr . En 1965, los investigadores de Dubna encontraron una vida más larga (35 s) para el isótopo ^{256}Lr . En 1968, Ghiorso y sus colaboradores en Berkeley fueron capaces de utilizar unos pocos átomos de este isótopo para estudiar el comportamiento de oxidación del lawrencio. Con el uso de técnicas de extracción con disolventes y de un trabajo muy rápido, se pudieron extraer los iones lawrencio a partir de una solución acuosa tamponada en un disolvente orgánico, y se completó cada extracción en aproximadamente 30 s. Se encontró que el lawrencio se comporta de manera diferente que el nobelio dipositivo y más como los elementos tripositivos de los actínidos anteriores. Se conocen 10 isótopos de lawrencio.

Litio – (Gr. *litos*, piedra), Li, A = 6,941 (2), Z = 3; p.f. 180,5°C; p.e. 1342°C; densidad 0,534 (20°C); valencia 1.

Fue descubierto por Arfvedson en 1817. El litio es el más ligero de todos los metales, con una densidad de sólo aproximadamente la mitad que la del agua. No se encuentra libre en la naturaleza, aunque sí combinado en pequeñas cantidades en casi todas las rocas ígneas y en las aguas de varios manantiales de aguas minerales. Los minerales más importantes que lo contienen son la *lepidolita*, el *espodumeno*, la *petalita* y la *amblygonita*. Actualmente se está recuperando el litio de las salmueras de Searles Lake, en California, y de Nevada, Chile y Argentina. Hay grandes depósitos de *espodumeno* en Carolina del Norte. El metal se obtiene electrolíticamente a partir del cloruro fundido. El litio tiene apariencia plateada, al igual que el Na y el K, otros miembros de la serie de metales alcalinos. Reacciona con el agua, pero no tan vigorosamente como sodio. El litio da un hermoso color carmesí a la llama, pero cuando el metal arde con fuerza la llama es de un blanco deslumbrante. A partir de la Segunda Guerra Mundial, se ha incrementado en gran medida la producción de litio metálico y sus compuestos. Debido a que el metal tiene el calor específico más alto de cualquier elemento sólido, ha encontrado uso en aplicaciones de transferencia de calor; sin embargo, es corrosivo y requiere un tratamiento especial. El metal se ha utilizado como un agente de aleación, es de interés en la síntesis de compuestos orgánicos, y en aplicaciones nucleares. Está considerado como uno de los principales candidatos como material del ánodo de las baterías, ya que tiene un alto potencial electroquímico. El litio se utiliza en vidrios y cerámicas especiales. El vidrio del telescopio

óptico de 200 pulgadas del Monte Palomar contiene litio como un ingrediente menor. El cloruro de litio es uno de los materiales más higroscópicos conocidos, y al igual que el bromuro de litio, se utiliza en sistemas de secado industriales de aire acondicionado. El estearato de litio se utiliza como lubricante de alta temperatura para múltiples usos. Otros compuestos de litio se utilizan en las pilas secas y pilas de almacenamiento. Se conocen 7 isótopos de litio. El litio natural está formado por 2 isótopos. El metal tiene un precio de alrededor de \$ 1,50/g 99,9 %).

Livermorio – (Laboratorio Nacional Lawrence Livermore, en los EE.UU.) Lv; A = [293]; Z = 116. Se han producido cuatro isótopos de este elemento con números de masa entre 290 y 293. El isótopo 293 es el que tiene una vida media más larga de 61 milisegundos. Hubo varios intentos para sintetizar el elemento 116, pero no tuvieron éxito hasta 2000, cuando lo consiguieron los investigadores del Centro Común de Investigación Internacional Nuclear (ICIN) en Rusia, dirigido por Yuri Oganessian, Vladimir Utyonkov y Kenton Moody. Debido a que el descubrimiento fue hecho usando el material objetivo esencial suministrado por el Laboratorio Nacional Lawrence Livermore (LLNL) en los EE.UU., se decidió ponerle el nombre de esa instalación.

Lutecio – (*Lutetia*, antiguo nombre de París), Lu, A = 174,967 (1), Z = 71; p.f. 1663°C, p.e. 3402°C; densidad 9,841 (25°C); valencia 3.

En 1907, Urbain describe un proceso por el cual el iterbio de Marignac (1879) se puede separar en dos elementos, iterbio (*neoytterbium*) y lutecio. Estos elementos eran idénticos al *aldebaranio* y *casiopeo*, descubiertos independientemente por von Welsbach aproximadamente al mismo tiempo. Charles James de la Universidad de New Hampshire también preparó en esa época de forma independiente el óxido muy puro, *lutecia*. El lutecio se encuentra en cantidades muy pequeñas en casi todos los minerales que contienen itrio, y está presente en la *monacita* en aproximadamente el 0,003 %, la cual es una fuente comercial. El metal puro se aisló sólo en los últimos años y es uno de los más difíciles de preparar. Se puede preparar por la reducción de LuCl_3 anhidro o LuF_3 por medio de un metal alcalino o alcalinotérreo. El metal es blanco plateado y relativamente estable en el aire. A pesar de que se han desarrollado nuevas técnicas, incluyendo reacciones de intercambio iónico, para separar los diversos elementos de las tierras raras, el lutecio es todavía el más costoso de todos ellos. Su precio es de alrededor de \$ 100/g (99,9 %). El ^{176}Lu existe de forma natural (97,41 %) con el ^{175}Lu (2,59 %), que es radiactivo con una vida media muy larga, de alrededor de 4×10^{10} años. Se conocen 50 isótopos del lutecio. Se pueden utilizar como catalizadores en el craqueo, la alquilación, la hidrogenación y la polimerización los núcleos estables del lutecio, que emiten radiación beta pura después de la activación con neutrones térmicos. Prácticamente no se han encontrado otras aplicaciones comerciales para lutecio. Se piensa que el lutecio, como otros metales de las tierras raras, tiene un grado bajo de toxicidad; de todos modos, debe ser manejado con cuidado hasta que haya más información disponible.

Magnesio – (*Magnesia*, en el distrito de Tesalia) Mg; A = 24,3050 (6), Z = 12; p.f. 650°C; p.e. 1090°C; densidad 1,738 (20°C); valencia 2.

Hace tiempo que se conocen compuestos de magnesio. Black reconoció el magnesio como un elemento en 1755. Fue aislado por Davy en 1808, y Bussy lo preparó en forma coherente en 1831. El magnesio es el octavo elemento más abundante en la corteza terrestre. No se encuentra en estado elemental, pero sí en grandes depósitos en forma de *magnesita*, *dolomita* y otros minerales. Actualmente el metal se obtiene principalmente en los EE.UU. por la electrólisis del cloruro de mag-

nesio fundido que proviene de las salmueras, pozos, y agua de mar. El magnesio es un metal ligero, de color blanco plateado, y bastante resistente. Se empaña un poco en el aire, y finamente dividido se inflama fácilmente por calentamiento y arde en aire con una llama blanca y deslumbrante. Se utiliza en los flashes en fotografía, luces de bengala y fuegos artificiales, incluyendo bombas incendiarias. Es un tercio más ligero que el aluminio, y es esencial en aleaciones para la industria aeroespacial y para la construcción de misiles. El metal mejora las características de fabricación, mecánicas y de soldadura del aluminio cuando se usa como un agente de aleación. El magnesio se utiliza en la producción de grafito nodular de hierro fundido, y también como un aditivo para agentes propulsores convencionales. También se utiliza como agente reductor en la producción de uranio puro y otros metales a partir de sus sales. El hidróxido (leche de magnesia), el cloruro, el sulfato (sales de Epsom), y el citrato se utilizan en la medicina. La magnesita totalmente calcinada se emplea para fabricar ladrillos refractarios para los revestimientos de hornos y convertidores. La magnesia calcinada también se utiliza para el tratamiento del agua y en la fabricación del caucho, del papel, etc. También son importantes los compuestos orgánicos de magnesio (reactivos de Grignard). El magnesio es un elemento importante en la vida vegetal y animal. Las clorofilas son porfirinas con un átomo de magnesio en el centro. El requerimiento adulto diario de magnesio es aproximadamente 300 mg/día, pero esto se ve afectado por diversos factores. Se debe tener mucho cuidado al manejar el magnesio metálico, especialmente en el estado finamente dividido, ya que puede provocar graves incendios. No se debe utilizar el agua para apagar fuegos de magnesio. El magnesio natural contiene tres isótopos. Se conocen otros 12 isótopos más. El precio del magnesio metálico es de alrededor de \$ 100/kg (99,8 %).

Manganeso – (L. *Magnes*, magneto, con las propiedades magnéticas de la pirolusita; It. *manganese* forma corrupta de la *magnesia*.), Mn, A = 54,938049 (9), Z = 25; p.f. 1246°C; p.e. 2061°C; densidad 7,21 a 7,44, dependiendo de la forma alotrópica; valencias 1, 2, 3, 4, 6, y 7.

Fue reconocido por Scheele, Bergman y otros como un elemento, y aislado por Gahn en 1774 por la reducción de su dióxido con carbono. Los minerales de manganeso se encuentran ampliamente distribuidos; los más comunes son óxidos, silicatos y carbonatos. Es muy prometedor el descubrimiento de grandes cantidades de nódulos de manganeso en el suelo de los océanos como fuente de manganeso. Estos nódulos contienen alrededor de 24 % de manganeso, junto con otros muchos elementos en menor concentración. Actualmente, la mayoría de manganeso se obtiene a partir de minerales que se encuentran en Ucrania, Brasil, Australia, República Sudafricana, Gabón, China e India. La *pirolusita* (MnO₂) y la *rodocrosita* (MnCO₃) se encuentran entre los minerales de manganeso más comunes. El metal se obtiene por reducción del dióxido con sodio, magnesio, aluminio, o por electrólisis. Es de color gris blanquecino, se asemeja al hierro, pero es más duro y muy frágil. El metal es químicamente reactivo, y se descompone lentamente en agua fría. El manganeso se utiliza para formar muchas aleaciones importantes. En el acero, el manganeso mejora las cualidades de rodadura y forjando, fuerza, dureza, rigidez, resistencia al desgaste, dureza y endurecimiento. Con aluminio y antimonio, especialmente con pequeñas cantidades de cobre, forma aleaciones altamente ferromagnéticas. El manganeso metálico es ferromagnético sólo después de un tratamiento especial. El metal puro existe en cuatro formas alotrópicas. La forma alfa es estable a temperatura ordinaria; el manganeso gamma, que cambia a alfa a temperaturas ordinarias, es flexible, blando, fácil de cortar, y capaz de ser doblado. El dióxido (pirolusita) se utiliza como despolarizador en las pilas secas, y se usa para "decolorar" el vidrio que es de color verde por las impurezas de hierro. El manganeso por sí mismo colorea el vidrio de color amatista, y es el responsable del color de la verdadera ama-

tista. El dióxido también se utiliza en la preparación de oxígeno y de cloro, y en el secado de pinturas negras. El permanganato es un poderoso agente oxidante y se utiliza en el análisis cuantitativo y en la medicina. El manganeso está ampliamente distribuido en todo el reino animal. Es un oligoelemento importante y puede ser esencial para la asimilación de la vitamina B1. Se le conocen 27 isótopos. El manganeso metálico (99,95 %) tiene un precio de alrededor de \$ 800/kg. El metal de 99,6 % de pureza tiene un precio de alrededor de \$ 80/kg.

Meitnerio – (llamado así por Lise Meitner [1878-1968], física y matemática austríaca), Mt, A = [266], Z = 109.

El 29 de agosto de 1992, se sintetizó e identificó el Elemento 109 por los físicos del Laboratorio de Investigación de Iones Pesados (GSI), en Darmstadt, Alemania, bombardeando un blanco de ^{209}Bi con núcleos acelerados de ^{58}Fe . La cantidad obtenida del elemento 109 fue extremadamente pequeña. Se tardó una semana de bombardeo del objetivo (10^{11} encuentros nucleares) para producir un solo átomo del 109. Oganessian y su equipo en Dubna en 1994 repitieron el experimento de Darmstadt utilizando una dosis diez veces mayor de irradiación. Se observó un evento de fisión con 7 desintegraciones alfa del 109, lo que confirmó indirectamente la existencia del isótopo $^{266}109$. En agosto de 1997, la IUPAC adoptó el nombre meitnerio para este elemento, en honor a L. Meitner. Actualmente se conocen 4 isótopos del meitnerio.

Mendelevio – (Dmitri Mendeleev [1834-1907]), Md, A = [258], Z = 101; p.f. 827°C; valencias 2 y 3.

El mendelevio fue el noveno elemento transuránico de la serie de los actínidos en ser descubierto; fue identificado por primera vez por Ghiorso, Harvey, Choppin, Thompson, y Seaborg a principios de 1955, como resultado del bombardeo del isótopo ^{253}Es con iones de helio en el ciclotrón de 60 pulgadas de Berkeley. El isótopo producido fue el ^{256}Md , que tiene una vida media de 78 min. Esta primera identificación fue notable porque ^{256}Md se sintetizó en la forma de un átomo cada vez. Se conocen actualmente 19 isótopos. El ^{258}Md tiene una vida media de 51,5 días. Actualmente parece posible que con tiempo suficiente se puede producir una cantidad apreciable de ^{258}Md que permita determinar algunas de sus propiedades físicas. ^{256}Md se ha utilizado para averiguar alguna propiedad química del mendelevio en solución acuosa. Los experimentos parecen indicar que el elemento posee un estado de oxidación (II) moderadamente estable, además del estado de oxidación (III), que es característico de los elementos actínidos.

Mercurio – (Planeta Mercurio; L. *hydrargyrum*, plata líquida), Hg, A = 200,59 (2), Z = 80; p.f. -38,83°C, p.e. 356,73°C; *tc* 1447 °C; densidad 13,546 (20°C); valencia 1 o 2.

Era conocido por los antiguos chinos e hindúes, se ha encontrado mercurio en tumbas egipcias del 1500 a.C. El mercurio es el único metal líquido común a temperaturas ordinarias. Sólo rara vez se encuentra libre en la naturaleza. El principal mineral es el cinabrio (HgS). España y China producen el 75 % del mercado mundial del metal. La unidad comercial para el manejo de mercurio es el "flask", que equivale a 76 libras (34,46 kg). El metal se obtiene por calentamiento del cinabrio en una corriente de aire, y mediante la condensación del vapor. Es un metal pesado, de color blanco plateado, bastante mal conductor de calor en comparación con otros metales, y un razonable conductor de la electricidad. Fácilmente forma aleaciones con muchos metales, como el oro, plata y estaño, que se llaman *amalgamas*. Su facilidad en amalgamar con oro se usa en la recuperación de oro a partir de sus minerales. El metal es ampliamente utilizado en el trabajo de laboratorio para

fabricar termómetros, barómetros, bombas de difusión, y muchos otros instrumentos. Se utiliza en la fabricación de lámparas de vapor de mercurio y carteles publicitarios, etc.; también se utiliza en los interruptores de mercurio y otros aparatos eléctricos; y en la fabricación de pesticidas, en las células de mercurio para la producción de sosa cáustica y cloro, en preparaciones para odontología, pintura antivandálica, baterías y catalizadores. Las sales más importantes son el cloruro de mercurio (II) HgCl_2 (sublimado corrosivo - un veneno violento), cloruro de mercurio (I) Hg_2Cl_2 (calomelanos, de vez en cuando todavía se utiliza en la medicina), fulminato de mercurio $\text{Hg}(\text{ONC})_2$ (un detonador ampliamente utilizado en explosivos), y sulfuro de mercurio (II) HgS (bermellón, un pigmento de pintura de alto grado). También son importantes los compuestos orgánicos de mercurio. Se ha encontrado que una descarga eléctrica hace que el vapor de mercurio se combine con neón, argón, criptón y xenón. Estos productos, apoyados por las fuerzas de van der Waals, corresponden a HgNe , HgAr , HgKr y HgXe . El mercurio es un veneno virulento y se absorbe fácilmente a través del tracto respiratorio, el tracto gastrointestinal o a través de la piel desnuda. Actúa como un veneno acumulativo y fácilmente hay niveles peligrosos contenidos en el aire. El aire saturado con vapor de mercurio a 20°C contiene una concentración que excede muchas veces el límite tóxico. El peligro aumenta a temperaturas más altas. *Por eso es importante que el mercurio se maneje con cuidado.* Los contenedores de mercurio deben estar bien tapados y se debe evitar su derrame. Si es necesario calentar mercurio o compuestos de mercurio, se debe hacer en una campana bien ventilada. El metilmercurio es un contaminante peligroso y actualmente se encuentra ampliamente distribuido en el agua y en los arroyos. El punto triple del mercurio, -38.8344°C , es un punto fijo en la Escala de Temperatura Internacional (SU-90). El mercurio (99,98 %) tiene un precio de alrededor de \$ 110/kg. El mercurio metálico contiene 7 isótopos. Se conocen otros 36 isótopos.

Molibdeno – (Gr. *molybdos*, plomo), Mo, A = 95,94 (1), Z = 42; p.f. 2623°C , p.e. 4639°C ; densidad 10,22 (20°C); valencias 2, 3, 4?, 5?, o 6.

En 1778 Scheele reconoció la *molibdenita* como un mineral distinto de un elemento nuevo, que se había confundido con el grafito y el mineral del plomo. En 1782 Hjelm preparó el metal impuro. El molibdeno no se encuentra en la naturaleza en forma metálica, y se obtiene principalmente a partir de la *molibdenita* (MoS_2). La *wulfenita* (PbMoO_4) y la *powellita* ($\text{Ca}(\text{MoW})\text{O}_4$) son también minerales comerciales menores. El molibdeno también se recupera como un subproducto en las operaciones de la minería del cobre y del wolframio. Los EE.UU., Canadá, Chile y China producen la mayor parte de los minerales de molibdeno del mundo. El metal en polvo se prepara a partir del trióxido de molibdeno o del molibdato de amonio reducidos con hidrógeno purificado. El metal es blanco plateado, muy duro, pero es más blando y dúctil que el wolframio. Tiene un alto módulo de elasticidad, y sólo el wolframio y el tantalio, de los metales más fácilmente disponibles, tienen puntos de fusión superiores. Es un valioso agente de aleación, ya que contribuye a la capacidad de endurecimiento de los aceros templados y revenidos. También mejora la resistencia del acero a altas temperaturas. Se utiliza en ciertas aleaciones a base de níquel, tales como los "Hastelloys®", que son resistentes al calor y a la corrosión de las soluciones químicas. El molibdeno se oxida a altas temperaturas. Recientemente el metal ha encontrado aplicación como electrodos para hornos y crisoles de vidrio calentados eléctricamente. El metal también se utiliza en aplicaciones en la energía nuclear y en los misiles y en piezas de aeronaves. El molibdeno es valioso como catalizador en el refinado de petróleo. Ha encontrado aplicación como material de filamento en aplicaciones electrónicas y eléctricas. El molibdeno es un elemento traza esencial en la nutrición vegetal. Algunas tierras son estériles por falta de este elemento en el suelo. El sulfuro de molibdeno es útil como lubricante,

especialmente a altas temperaturas donde los aceites se descompondrían. Casi todos los aceros de ultra alta resistencia con un punto mínimo de ruptura de hasta 300.000 psi (lb/pulg²) contienen molibdeno en cantidades de 0,25 a 8 %. El molibdeno natural contiene 7 isótopos. Se conocen otros 30 isótopos, todos los cuales son radiactivos. El precio del molibdeno metálico es de alrededor de \$ 1/g (99,999 % de pureza). El molibdeno comercial (99,9 %) cuesta alrededor de \$ 160/kg.

Neodimio – (Gr. *neos*, nuevo y *didymos*, gemelo), Nd, A = 144,24 (3), Z = 60; p.f. 1021°C; p.e. 3074°C; densidad 7,008 (25°C); valencia 3.

En 1841, Mosander, extrajo de la *cerita* un nuevo óxido de color rosa, que él creía que contenía un nuevo elemento. Nombró al elemento Didimio, ya que era *un hermano gemelo inseparable de lantano*. En 1885 von Welsbach separó el didimio en dos nuevos componentes elementales, *neodimio* y *praseodimio*, por fraccionamiento repetido de nitrato de amonio y didimio. Mientras que el metal libre está en el metal de Misch (una aleación de elementos de tierras raras en diferentes proporciones), que se conoce desde hace tiempo y se usa como una aleación pirofórica para piedras de encendedores, el elemento no se aisló en forma relativamente pura hasta 1925. El neodimio está presente en el metal de Misch en una proporción aproximada del 18 %. También está presente en los minerales *monacita* y *bastnasita*, que son las principales fuentes de los metales de las tierras raras. El elemento se puede obtener mediante la separación de las sales de neodimio de otras tierras raras mediante técnicas de extracción con disolvente o por intercambio iónico, y mediante la reducción de los haluros anhidros, tal como NdF₃ con calcio metálico. Existen otras técnicas de obtención. El metal presenta un brillo metálico plateado. El neodimio es uno de los metales de las tierras raras más reactivos, y rápidamente empaña en el aire, formando un óxido que forma escamas y expone a la oxidación el resto del metal. Por lo tanto el metal debe ser guardado en aceite mineral ligero o sellado en un material plástico. El neodimio existe en dos formas alotrópicas, con una transformación de una estructura doble hexagonal a cúbica centrada en el cuerpo, que tiene lugar a 863°C. El neodimio natural es una mezcla de 7 isótopos, uno de los cuales tiene una vida media muy larga. Se conocen otros 27 isótopos radiactivos. El didimio, en el que el neodimio es uno de los componentes, se utiliza para la coloración de vidrio para hacer gafas de soldador. Por sí mismo, los colores del cristal con neodimio tienen delicados matices que van desde el violeta puro pasando por el rojo vino y el gris cálido. La luz transmitida a través de dicho cristal muestra fuertes e inusuales bandas de absorción. Este vidrio se ha utilizado en trabajo astronómico para producir bandas afiladas por la que pueden ser calibradas las líneas espectrales. El vidrio que contiene neodimio puede ser utilizado como un material láser para producir luz coherente. Las sales de neodimio también se utilizan como colorantes para esmaltes. El elemento también se está utilizando junto con el hierro y el boro para producir imanes extremadamente fuertes que tienen densidades de campo tan altas como de 27 a 35 millones de gauss oersteds. Estos son los imanes más compactos disponibles comercialmente. El precio del metal es de aproximadamente \$ 4/g. El neodimio tiene una clasificación de toxicidad de baja a moderada. Al igual que otras tierras raras, el neodimio debe manejarse con cuidado.

Neón – (Gr. *neos*, nuevo), Ne, A = 20,1797 (6), Z = 10; p.f. -248,59°C, p.e. -246,08°C; *tc* -228,7°C (1 atm); densidad del gas 0,89990 g/L (1 atm, 0°C); densidad del líquido en el p.e. 1,207 g/mL; valencia 0.

Fue descubierto por Ramsay y Travers en 1898. El neón es un elemento gaseoso raro presente en la atmósfera en la proporción de 1 en 65.000 partes de aire. Se obtiene mediante la licuefacción del aire y posterior separación de los otros gases por destilación fraccionada. El neón natural es una

mezcla de 3 isótopos. Se conocen otros 14 isótopos inestables. Es elemento muy inerte; sin embargo, se cree que forma un compuesto con flúor. Todavía es cuestionable si existen verdaderos compuestos de neón, pero la evidencia está aumentando a favor de su existencia. Se conocen los siguientes iones a partir de estudios de espectrometría óptica y de masas: Ne^+ , $(\text{NeAr})^+$, $(\text{NeH})^+$ y $(\text{HeNe})^+$. El neón también forma un hidrato inestable. En un tubo de descarga de vacío, el neón se ilumina de color rojo anaranjado. De todos los gases nobles, el voltaje de descarga del neón es el mayor. El neón se utiliza en la fabricación de carteles publicitarios de neón comunes, lo que explica su mayor uso. También se utiliza para hacer indicadores de alta tensión, pararrayos, tubos de ondas métricas, y tubos de TV. El neón y el helio se utilizan en la fabricación de láseres de gas. El neón líquido ya está disponible comercialmente y tiene importante aplicación como un refrigerante criogénico económico. Tiene 40 veces más capacidad de refrigeración por unidad de volumen que el helio líquido y más de 3 veces la del hidrógeno líquido. Es compacto, inerte, y es menos costoso que el helio cuando se cumple con los requisitos de refrigeración. El precio del neón es de alrededor de \$ 353/m³.

Neptunio – (Planeta Neptuno), Np, A = (237), Z = 93; p.f. 644°C; densidad 20,25 (20°C); valencia 3, 4, 5, y 6.

El neptunio fue el primer elemento transuránico sintético descubierto de la serie de los actínidos; el isótopo ²³⁹Np fue producido por McMillan y Abelson en 1940 en Berkeley, California, como resultado de bombardear uranio con neutrones producidos en el ciclotrón. El isótopo ²³⁷Np (vida media de 2,14×10⁶ años) se obtiene actualmente en cantidades de gramos como un subproducto de los reactores nucleares que producen plutonio (reactores nodriza). Actualmente se conocen 23 isótopos de neptunio. Realmente hay trazas del elemento en la naturaleza debido a las reacciones de transmutación en los minerales del uranio, producidas por los neutrones que están presentes. El neptunio se prepara mediante la reducción de NpF₃ con vapor de bario o de litio a 1200°C aproximadamente. El neptunio metálico tiene un aspecto plateado, es químicamente reactivo, y existe en al menos tres modificaciones estructurales: α-neptunio, ortorrómbica, con una densidad de 20,25 g/mL; β-neptunio (por encima de 280°C), tetragonal, de densidad 19,36 g/mL (313°C); γ-neptunio (por encima de 577°C), cúbico, de densidad 18,0 g/mL (600°C). El neptunio tiene cuatro estados de oxidación iónicos en disolución: Np³⁺ (púrpura pálido), de forma análoga a otros iones de las tierras raras como el Pm³⁺; Np⁴⁺ (verde amarillo); NpO⁺ (verde azul) y NpO²⁺ (rosa pálido). Estas últimas especies oxigenadas están en contraste con otras tierras raras que sólo presentan los iones simples de estados de oxidación (II), (III) y (IV) en solución acuosa. El elemento de forma tri y tetrahaluros tales como NpF₃, NpF₄, NpCl₄, NpBr₃, NpI₃ y óxidos de diversas composiciones tales como se encuentran en el sistema uranio-oxígeno, incluyendo Np₃O₈ y NpO₂.

Niobio – (*Niobe*, hija de Tantalio), Nb, A = 92,90638 (2), Z = 41; p.f. 2477°C; p.e. 4744°C, densidad 8,57 (20°C); valencias 2, 3, 4?, 5.

Fue descubierto en 1801 por Hatchett en un mineral enviado a Inglaterra hacía más de un siglo por John Winthrop el Joven, primer gobernador de Connecticut. El metal se preparó en 1864 por primera vez por Blomstrand, que redujo el cloruro al calentarlo en una atmósfera de hidrógeno. El nombre de niobio fue adoptado por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada en 1950 después de 100 años de controversia. Muchas sociedades químicas líderes y organizaciones gubernamentales se refieren a él con este nombre. La mayoría de los metalúrgicos, sociedades de metal líderes, y todos menos uno de los productores comerciales más importantes de Estados Unidos, sin embargo,

todavía se refieren al metal como "columbio". El elemento se encuentra en la *niobita* (o *columbita*), *niobita-tantalita*, *pirocloro* y *euxenita*. Se han encontrado grandes depósitos de niobio asociados con *carbonatitas* (rocas de silicato y carbono), como un constituyente de *pirocloro*. Hay extensas reservas de mineral en Canadá, Brasil, Congo-Kinshasa, Ruanda y Australia. El metal puede ser aislado del tantalio, y preparado de varias maneras. Es un metal brillante, blanco, blando, y dúctil, que adquiere un tono azulado cuando se exponen al aire a temperatura ambiente por un largo tiempo. El metal comienza a oxidarse en el aire a 200°C, y cuando se procesa a temperaturas moderadas debe ser colocado incluso en una atmósfera protectora. Se utiliza en varillas de soldadura por arco para estabilizar los grados del acero inoxidable. Se han utilizado miles de kilos de niobio en sistemas de estructuras aéreas avanzadas, tales como los utilizados en el programa espacial Géminis. También se ha encontrado su uso en superaleaciones para aplicaciones como componentes de motores de jet, subconjuntos de cohetes y equipo resistente al calor. El elemento tiene propiedades superconductoras; se han hecho imanes superconductores con alambre de Nb-Zr, que conservan su superconductividad en intensos campos magnéticos. Este tipo de aplicaciones ofrecen esperanzas para la generación directa de energía eléctrica a gran escala. El niobio natural se compone de un único isótopo, ⁹³Nb. Actualmente se conocen otros 47 isótopos de niobio. El niobio metálico (99,9 % de pureza) tiene un precio de alrededor de 50 ¢/g.

Níquel – (En alemán *Nickel*, Satanás o el Viejo Nick; y de *kupfernickel*, Diablo del cobre), Ni; A = 58,6934 (2), Z = 28; p.f. 1455°C; p.e. 2913°C; densidad 8,902 (25°C); valencias 0, 1, 2, 3.

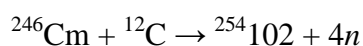
Fue descubierto en 1751 por Cronstedt en el *kupfernickel* (niquelita). El níquel se encuentra como un constituyente de la mayoría de los meteoritos y, a menudo sirve como uno de los criterios para distinguir un meteorito de otros minerales. Los meteoritos de hierro, o sideritas, pueden contener hierro aleado con níquel entre un 5 y un 20 % de níquel. El níquel se obtiene comercialmente de la *pentlandita* y la *pirrotita* de la región de Sudbury, en Ontario, un distrito que produce gran parte de níquel del mundo. Actualmente se cree que el depósito de Sudbury es el resultado de un impacto de un antiguo meteorito. Se han encontrado recientemente grandes depósitos de níquel, cobalto y cobre en la Bahía de Voisey, en el Labrador. Otros depósitos de níquel se encuentran en Rusia, Nueva Caledonia, Australia, Cuba, Indonesia y otros países. El níquel es blanco plateado y produce un buen pulido. Es duro, maleable, dúctil, algo ferromagnético, y un conductor razonable del calor y la electricidad. Pertenece al grupo de los metales del hierro-cobalto y es principalmente valioso por las aleaciones que forma. Se utiliza ampliamente para la fabricación de acero inoxidable y otras aleaciones resistentes a la corrosión tales como Invar®, Monel®, Inconel® y Hastelloys®. Se utilizan ampliamente tubos hechos de aleación de cobre-níquel en las de plantas de desalinización para convertir el agua de mar en agua dulce. Actualmente también se utiliza el níquel ampliamente en la acuñación de monedas y en la fabricación de acero inoxidable para blindajes y para cajas fuerte a prueba de robo, y es un componente de Nichrome®, Permalloy® y constantán. Níquel añadido al vidrio le da a éste un color verde. El chapado en níquel se utiliza a menudo para proporcionar un revestimiento de protección para otros metales, y el níquel finamente dividido es un catalizador para la hidrogenación de aceites vegetales. También se utiliza en cerámica, en la fabricación de imanes de Alnico, y en la batería de almacenamiento Edison®. Son compuestos más importantes son el sulfato y los óxidos. El níquel natural es una mezcla de 5 isótopos estables; se conocen otros 25 isótopos inestables. Se cree que los vapores y el polvo de sulfuro de níquel tienen un alto potencial cancerígeno. El níquel metálico (99,9 %) tiene un precio de alrededor de \$ 2/g o menos, en grandes cantidades.

Nitrógeno – (L. *nitrum*, Gr *nitron*, sosa natural; Gr *genes*, generar,) N, A = 14,00674 (7), Z = 7; p.f. -210,00°C; p.e. -198,79°C; *tc* -146,94°C, densidad 1,2506 g/L, densidad del líquido 0,808 (-195,8°C), sólido 1,026 (-252°C), valencias 3 o 5.

Lo descubrió Daniel Rutherford en 1772, pero Scheele, Cavendish, Priestley y otros de la misma época estudiaron "el aire quemado o deflogistizado", como se llamaba entonces el aire sin oxígeno. El nitrógeno constituye el 78 % en volumen del aire. La atmósfera de Marte, por comparación, tiene el 2,6 % de nitrógeno. La cantidad estimada de este elemento en la atmósfera es más de 4000 billones de toneladas. Se puede obtener de esta fuente inagotable por licuefacción y posterior destilación fraccionada. Las moléculas de nitrógeno dan a las auroras boreales los tonos rojo-anaranjados, azul-verdoso, azul-violeta y el violeta profundo. El elemento es tan inerte que Lavoisier lo llamó *azote*, es decir, sin vida; sin embargo, sus compuestos son tan activos como los más importantes en los alimentos, venenos, fertilizantes y explosivos. El nitrógeno también puede prepararse fácilmente por calentamiento de una solución acuosa de nitrito de amonio. El nitrógeno es un gas incoloro, inodoro, y generalmente un elemento inerte. En estado líquido también es incoloro e inodoro, y es similar en apariencia al agua. Existen dos formas alotrópicas de nitrógeno sólido, teniendo lugar la transición de la forma α a la β a -237°C. Cuando el nitrógeno se calienta, se combina directamente con el magnesio, litio o calcio; cuando se mezcla con oxígeno y se somete a chispas eléctricas, se forma primero el monóxido de nitrógeno (NO) y a continuación, el dióxido (NO₂); cuando se calienta con hidrógeno bajo presión y con un catalizador, se forma amoníaco (proceso de Haber). El amoníaco así formado es de la mayor importancia, ya que se utiliza para fabricar fertilizantes, y se puede oxidar a ácido nítrico (proceso Ostwald). Las industrias del amoníaco son las mayores consumidoras de nitrógeno. Se utilizan también grandes cantidades de gas en la industria de la electrónica, que utiliza el gas como medio de protección durante la producción de componentes tales como transistores, diodos, etc. Se utilizan grandes cantidades de nitrógeno en el recocido del acero inoxidable y otros productos de acero. También utiliza grandes cantidades la industria farmacéutica. El nitrógeno se utiliza como refrigerante tanto para la congelación por inmersión de productos alimenticios como para el transporte de alimentos. El nitrógeno líquido también se utiliza en la fabricación de misiles como purga para los componentes, aisladores para cámaras espaciales, etc.; y por la industria del petróleo para crear presiones elevadas en los pozos de petróleo crudo para poder extraerlo. Los nitratos de sodio y de potasio se forman por descomposición de la materia orgánica con compuestos metálicos. En ciertas áreas secas del mundo estos nitritos se encuentran en cantidad. Algunos de sus compuestos más importantes son el amoníaco, el ácido nítrico, los nitratos, los cinco óxidos (N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, y N₂O₅), TNT, los cianuros, etc. Los precios del nitrógeno gas varían de 7 ¢ a \$ 10 por cada 10 m³, dependiendo de la pureza, etc. La producción de nitrógeno elemental en los EE.UU. es de más de 8 millones de toneladas por año. El nitrógeno natural contiene dos isótopos, ¹⁴N y ¹⁵N. Se conocen otros diez isótopos.

Nobelio – (Alfred Nobel, descubridor de la dinamita), No, A = [259], Z = 102; valencia 2 y 3.

El nobelio fue inequívocamente descubierto e identificado en abril de 1958 en Berkeley por A. Ghiorso, T. Sikkeland, J.R. Walton y G.T. Seaborg, quienes utilizaron una nueva técnica de doble retroceso. Se utilizó un acelerador lineal de iones pesados (HILAC) para bombardear un objetivo delgada de curio (95 % ²⁴⁴Cm y 4,5 % ²⁴⁶Cm) con iones de ¹²C para producir ²⁵⁴102 según la reacción:



A principios de 1957 investigadores de los EE.UU., Gran Bretaña y Suecia anunciaron el descubrimiento de un isótopo del elemento 102 con una vida media de 10 minutos con cerca de 8,5 MeV, como resultado del bombardeo de ^{244}Cm con núcleos de ^{13}C . Sobre la base de este experimento fue asignado y aceptado el nombre de Nobelio por la Comisión de Pesos Atómicos de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada. Fue prematura la aceptación del nombre, debido a los esfuerzos realizados por los rusos y los estadounidenses para descartar por completo la posibilidad de cualquier isótopo del elemento 102 con una vida media de 10 minutos y cerca de 8,5 MeV. Los primeros trabajos en 1957 en la búsqueda de este elemento, en Rusia, en el Instituto Kurchatov, se vieron empañados por la asignación de $8,9 \pm 0,4$ MeV de radiación alfa con una vida media de 2 a 40 segundos, que era demasiado indefinida para apoyar la afirmación del descubrimiento. Los experimentos confirmatorios en Berkeley en 1966 demostraron la existencia de $^{254}102$ con una vida media de 55 s, $^{252}102$ con una vida media de 2,3 s, y $^{257}102$ con una vida media de 25 s. Actualmente se conocen 12 isótopos, uno de los cuales, el $^{255}102$ tiene una vida media de 3,1 min. A la vista de este descubrimiento fundamental, el grupo de Berkeley, en 1967, sugirió que se mantuviera el nombre dado de nobelio, así como su símbolo, No.

Oro – (sánscrito *Jval*, L. *aurum*.), Au, A = 196,96654 (3), Z = 79; p.f. 1064,18°C, p.e. 2856°C; densidad ~ 19,3 (20°C); valencias 1 y 3.

El oro es conocido y muy valorado desde tiempos remotos; se encuentra en la naturaleza en forma de metal libre y en forma de telururos; está muy ampliamente distribuido y casi siempre está asociado con cuarzo o piritita. Se produce en las venas y en depósitos aluviales, y con frecuencia se separa de las rocas y otros minerales por operaciones de baldeo y decantación. Alrededor del 25 % de la producción mundial de oro proviene de Sudáfrica, y cerca de dos tercios de la producción total de EE.UU. proviene de Dakota del Sur y Nevada. El metal se recupera de sus minerales por cianuración, amalgama y procesos de fundición. El refinado también se suele realizar por electrólisis. El oro se encuentra en el agua de mar en la concentración 0,1 a 2 mg/tonelada, dependiendo de la ubicación en la que se tome la muestra. Hasta el momento, no se ha encontrado ningún método rentable para la recuperación de oro del agua de mar. Se estima que todo el oro refinado en el mundo hasta ahora podría ocupar un cubo de 18 metros de lado. De todos los elementos, el oro en su estado puro es sin duda el más hermoso. Cuando se encuentra en cantidad eEl metal tiene un color amarillo, pero cuando está finamente dividido puede ser negro, rubí o morado. La Púrpura de Casio es una delicada prueba para el oro áurico. Es el metal más maleable y dúctil que existe: 30 g de oro pueden ser laminados hasta 28 m². Es un metal blando y se suele alea para darle más fuerza. Es un buen conductor del calor y de la electricidad, y no se ve afectado por el aire ni por la mayoría de los reactivos. Se utiliza en la acuñación de monedas y es un estándar para los sistemas monetarios en muchos países. También se utiliza ampliamente en joyería, decoración, trabajo dental, y para el plating. Se utiliza como recubrimiento de ciertos satélites espaciales, ya que es un buen reflector de los rayos infrarrojos y además es inerte. Al igual que otros metales preciosos, el oro se mide en peso troy; cuando está aleado con otros metales, se utiliza el término *quilate* para expresar la cantidad de oro presente: 24 quilates es oro puro. Durante muchos años el valor del oro fue establecido por los EE.UU. en \$ 20,67/onza troy; en 1934 este valor se fijó por ley en \$ 35,00/onza troy, de 9/10 de calidad. El 17 de marzo de 1968, debido a la crisis del oro, se estableció un sistema de precios de dos niveles mediante el cual se sigue utilizando oro para liquidar las cuentas internacionales con el antiguo precio de \$ 35,00/onza troy, mientras que el precio del oro en el mercado privado se le per-

mitió fluctuar. Desde este momento, el precio del oro en el mercado libre ha fluctuado ampliamente. El precio del oro en el mercado libre alcanzó un precio de \$ 620/onza troy en enero de 1980. Más recientemente, el Reino Unido y otros países, incluido el FMI ha vendido o ha amenazado con vender una parte importante de sus reservas de oro. Esto ha causado grandes fluctuaciones en el precio del oro. Debido a esto, se ha dañado la economía de algunos países, y se ha declarado una moratoria de un par de años. Esto ha tendido a estabilizar temporalmente el precio del oro. Los compuestos de oro más comunes son el cloruro de oro (III) (AuCl_3) y el ácido cloroáurico (HAuCl_4); este último se utiliza en fotografía para reforzar la imagen de plata. El oro tiene 48 isótopos reconocidos; el ^{198}Au , con una vida media de 2,7 días, se utiliza para tratar el cáncer y otras enfermedades. El aurotiomalato disódico se administra por vía intramuscular como tratamiento para la artritis. Una mezcla de una parte de ácido nítrico con tres de ácido clorhídrico se llama *agua regia* (porque disuelve el oro, el rey de los metales). El oro está disponible comercialmente con una pureza de 99,999+ %. Durante muchos años la temperatura asignada al punto de congelación del oro ha sido 1063,0°C, lo que ha servido como punto de calibración para las Escalas Internacionales de temperatura (ITS-27 y ITS-48) y la Escala Internacional de Temperaturas Prácticas (IPTS-48). En 1968, se adoptó una nueva Escala Internacional de Temperaturas Prácticas (IPTS-68), que exigía que el punto de congelación del oro cambiara a 1064,43°C. En 1990 se aprobó una nueva escala de temperatura Internacional (ITS-90) en la que el *tp* (punto triple) de H_2O (T_{90} (°C)) era 0,01°C y el punto de congelación de oro 1064,18°C. La densidad del oro varía considerablemente dependiendo de la temperatura, cómo se precipita el metal y su trabajado en frío. En diciembre de 2001, el oro se cotizaba a alrededor de \$ 275/onza troy (\$ 8,50/g).

Osmio – (Gr. *osme*, olor), Os, A = 190,23 (3), Z = 76; p.f. 3033°C, p.e. 5012°C; densidad 22,57; valencias 0-8, más habituales 3, 4, 6, y 8.

Fue descubierto en 1803 por Tennant en el residuo que queda cuando el platino en bruto se disuelve en agua regia. El osmio está presente en la *iridosmina* y en las arenas fluviales junto con platino de los Urales, América del Norte y América del Sur. También se encuentra en los minerales que contienen níquel de Sudbury, Ontario, que aparece junto con otros metales del grupo del platino. Mientras que la cantidad de metales del grupo del platino en estos minerales es muy pequeña, las grandes cantidades de minerales de níquel procesados hacen posible su recuperación comercial. El metal tiene un brillo azul blanquecino, muy duro y frágil, incluso a altas temperaturas. Tiene el mayor punto de fusión y la menor presión de vapor de los metales del grupo de platino. El metal es muy difícil de obtener, pero el polvo se puede sinterizar en una atmósfera de hidrógeno a una temperatura de 2000°C. El metal sólido no se ve afectado por el aire a temperatura ambiente, pero el metal en polvo o esponjoso produce lentamente tetróxido de osmio, que es un agente oxidante poderoso y tiene un fuerte olor. El tetróxido es altamente tóxico, y hierve a 130°C (760 mm). Una concentración en el aire tan baja como 7-10 g/m^3 pueden causar congestión pulmonar, daños en la piel o lesiones oculares. El tetróxido se ha utilizado para detectar huellas digitales y para teñir el tejido graso para portaobjetos. El metal se utiliza casi en su totalidad para producir aleaciones muy duras, con otros metales del grupo del platino, para la bola de la punta del bolígrafo, pivotes de instrumentos, agujas de fonógrafo y contactos eléctricos. El precio del polvo de 99,9 % de osmio puro –la forma en que generalmente se suministra comercialmente– es de aproximadamente \$ 100/g, dependiendo de la cantidad y del proveedor. El osmio natural contiene 7 isótopos, uno de los cuales, ^{186}Os , es radiactivo con una vida media muy larga. Se conocen otros 34 isótopos, todos ellos radiactivos. Las densidades medidas de iridio y osmio parecen indicar que el osmio es ligeramente más denso que el

iridio; generalmente está acreditado el osmio como el elemento más pesado conocido. Sin embargo, los cálculos de la densidad de la red espacial, que para estos elementos pueden ser más fiables que las mediciones reales, dan una densidad de 22,65 para el iridio en comparación con 22,61 para osmio. En la actualidad, por lo tanto, sabemos con seguridad que iridio u osmio es el elemento más pesado, pero los datos no permiten la selección entre uno de los dos.

Oxígeno – (Gr. *oxys*, agudo, ácido, y *genes*, formación, formador de ácidos), O, A = 15,9994 (3), Z = 8; p.f. $-218,79^{\circ}\text{C}$; *tc* $-118,56^{\circ}\text{C}$; valencia 2.

Durante muchos siglos, los científicos de vez en cuando se daban cuenta de que el aire tenía más de un componente. El conocimiento de que el oxígeno y el nitrógeno eran los componentes del aire condujo al abandono de la teoría del flogisto de la combustión, la cual capturó la mente de los químicos durante un siglo. El oxígeno fue producido por varios investigadores, como Bayen y Borch, pero no sabían cómo atraparlo, no estudiaron sus propiedades y no lo reconocieron como una sustancia elemental. Priestley se acredita generalmente como su descubridor, aunque Scheele también lo descubrió de modo independiente. El oxígeno es el tercer elemento más abundante en el Sol, y desempeña un papel fundamental en el ciclo del carbono-nitrógeno, un proceso por el cual producen su energía el Sol y las estrellas. El oxígeno en forma excitada es responsable de los colores rojo y amarillo-verde brillante de la aurora boreal. El oxígeno, como elemento gaseoso, forma el 21 % en volumen de la atmósfera a partir de la cual se puede obtener por licuefacción y posterior destilación fraccionada. La atmósfera de Marte contiene aproximadamente 0,15 % de oxígeno. El elemento y sus compuestos constituyen el 49,2 % en peso, de la corteza terrestre. Alrededor de dos tercios del cuerpo humano y nueve décimas partes del agua es oxígeno. En el laboratorio se puede preparar por la electrólisis del agua o por calentamiento de clorato de potasio con dióxido de manganeso como catalizador. El gas es incoloro, inodoro e insípido. Las formas líquidas y sólidas son de color azul pálido, y es fuertemente paramagnético. El ozono (O_3), un compuesto altamente reactivo, se forma por la acción de una descarga eléctrica o por la luz ultravioleta sobre el oxígeno. La presencia de ozono en la atmósfera (que es al equivalente a una capa de 3 mm de espesor a presiones y temperaturas normales) es de vital importancia para prevenir que lleguen a la superficie de la Tierra los dañinos rayos ultravioleta del Sol. No ha sido hasta recientemente la preocupación porque los contaminantes en la atmósfera pudieran tener un efecto perjudicial sobre esta capa de ozono. El ozono es tóxico y la exposición no debe ser superior a $0,2 \text{ mg/m}^3$ (8 horas de tiempo ponderado promedio - 40 horas a la semana). El ozono diluido tiene un color azulado. El ozono líquido es de color negro azulado, y el ozono sólido es negro-violeta. El oxígeno es muy reactivo y es capaz de combinarse con la mayoría de los elementos. Es un componente de cientos de miles de compuestos orgánicos. Es esencial para la respiración de todas las plantas y animales y para la práctica totalidad de las combustiones. En los hospitales se utiliza con frecuencia para ayudar a la respiración de los pacientes. Su peso atómico fue utilizado como un estándar de comparación para el resto de los elementos hasta 1961, cuando la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada adoptó el carbono-12 como la nueva referencia. El oxígeno tiene 13 isótopos conocidos. El oxígeno natural es una mezcla de 3 isótopos. El oxígeno-18 se produce naturalmente, es estable, y está disponible comercialmente. El agua (H_2O con 1,5 % de ^{18}O) también está disponible. El consumo de oxígeno comercial en los EE.UU. se estima en 18 millones de toneladas por año y se espera que la demanda aumente sustancialmente en los próximos años. El aire enriquecido con oxígeno usado en los altos hornos de acero representa el mayor uso del gas. También se utilizan grandes cantidades como gas de síntesis en la fabricación del amoníaco y metanol, óxido de etileno, y para la soldadura de oxiacetileno. Las plan-

tas de separación de aire producen alrededor del 99 % del gas; las plantas de electrólisis aproximadamente el 1 %. El gas cuesta \$ 1,75/m³ en pequeñas cantidades.

Paladio – (Nombre del asteroide *Pallas*, descubierto al mismo tiempo; Gr. *Pallas*, diosa de la sabiduría.), Pd. A = 106,42 (1), Z = 46; p.f. 1554,9°C, p.e. 2963°C; densidad 12,02 (20°C); valencias 2, 3 o 4.

Fue descubierto en 1803 por Wollaston. El paladio se encuentra junto con el platino y otros metales del grupo del platino en los depósitos de Rusia, Sudáfrica, Canadá (Ontario) y en otros lugares. El paladio natural está formado por 6 isótopos estables. Se conocen otros 29 isótopos, todos ellos radiactivos. Con frecuencia se encuentra asociado con depósitos de níquel-cobre, tales como los que se encuentran en Ontario. Su separación de los metales del platino depende del tipo de mineral en el que se encuentre. Es un metal blanco acerado, no se empaña al aire, y es el menos denso y el de temperatura de fusión más baja de los metales del grupo del platino. Cuando ha sido recocido, es blando y dúctil; trabajado en frío aumenta considerablemente su resistencia y dureza. El paladio es atacado por los ácidos nítrico y sulfúrico. A temperatura ambiente el metal tiene la inusual propiedad de absorber hasta 900 veces su propio volumen de hidrógeno, formando posiblemente Pd₂H. Aún no está claro si este compuesto es verdadero. El hidrógeno se difunde fácilmente a través de paladio calentado, y esto proporciona un medio para purificar el gas. El paladio finamente dividido es un buen catalizador y se utiliza para reacciones de hidrogenación y deshidrogenación. Forma aleaciones que se utilizan en trabajos de joyería. El oro blanco es una aleación de oro que se decolora por la adición de paladio. Al igual que el oro, el paladio puede ser laminado en hojas tan finas como 0,1 micras. El metal se utiliza en odontología, relojería, en la fabricación de instrumentos quirúrgicos y en contactos eléctricos. Recientemente el paladio ha sustituido al platino por su mayor precio en los catalizadores de algunas compañías de automóviles. Esto ha causado un gran aumento en el precio del paladio. El precio de los dos metales en 2002 era aproximadamente el mismo. Sin embargo el paladio es menos resistente que el platino al envenenamiento por azufre y plomo, pero puede resultar útil en el control de las emisiones de los vehículos diesel. El metal se vende por alrededor de \$ 350/tr. onza (\$ 11/g).

Plata – (L. argentum), Ag, A = 107,8682 (2), Z = 47; p.f. 961,78°C, p.e. 2162°C; densidad 10,50 (20°C); valencias 1 y 2.

La plata es conocida desde la antigüedad. Se menciona en el Génesis. Se han encontrado vertederos de escoria en Asia Menor y en las islas del mar Egeo que indican que el hombre aprendió a separar la plata del plomo desde el 3000 a.C. La plata se encuentra en forma nativa y también en minerales como la *argentita* (Ag₂S) y la *clorargirita* (AgCl); su fuente principal son los minerales de plomo, plomo-cinc, cobre, oro y cobre-níquel. Los principales productores de plata en el continente americano son México, Canadá, Perú y los EE.UU. También se recupera plata durante el refinado electrolítico del cobre. La plata fina comercial contiene al menos un 99,9 % de plata. También está disponible comercialmente plata del 99,999+ % de pureza. La plata pura tiene un brillo metálico blanco. Es un poco más dura que el oro y es muy dúctil y maleable, siendo superada sólo por el oro y tal vez por el paladio. La plata pura tiene la conductividad eléctrica y térmica más alta de todos los metales, y posee la resistencia de contacto más baja. Es estable al aire puro y el agua, pero se empaña cuando se expone al ozono, sulfuro de hidrógeno, o aire que contiene azufre. Son importantes las aleaciones de plata. La plata de ley se utiliza en joyería, platería, etc., donde el aspecto es lo más importante. Esta aleación contiene 92,5 % de plata, siendo el resto cobre o algún otro metal. La pla-

ta es de suma importancia en fotografía: alrededor del 30 % de su consumo industrial de EE.UU. se dedica a esta aplicación. Se utiliza para aleaciones dentales. La plata se usa en la fabricación de aleaciones de soldadura fuerte, contactos eléctricos, y para fabricar baterías de alta capacidad de plata-cinc y de plata-cadmio. Las pinturas de plata se utilizan en la fabricación de circuitos impresos. Se utiliza en la producción de espejos ya que puede ser depositado sobre el vidrio o metales por deposición química, electrodeposición o por evaporación. Cuando está recién depositada, es el mejor reflector de la luz visible conocido, pero se empaña rápidamente y pierde gran parte de su poder reflector. Es mal reflector de la radiación ultravioleta. El fulminato de plata ($\text{Ag}_2\text{C}_2\text{N}_2\text{O}_2$), es un potente explosivo, que se forma a veces durante el proceso de plateado. El yoduro de plata se utiliza en la siembra de nubes para producir lluvia. El cloruro de plata tiene propiedades ópticas interesantes, ya que puede ser transparente y además puede ser un cemento de vidrio. El nitrato de plata o lunar cáustico, es el compuesto de plata más importante: se utiliza extensamente en fotografía. Mientras que la plata sí misma no se considera que sea tóxica, la mayor parte de sus sales son venenosas. La plata natural contiene dos isótopos estables. Se conocen otros 56 isótopos radiactivos. Los compuestos de plata pueden ser absorbidos por el sistema circulatorio y la plata reducida se puede depositar en diversos tejidos del cuerpo. Una enfermedad conocida como *argiria*, es el resultado de una pigmentación grisácea de la piel y de las membranas mucosas. La plata tiene efectos germicidas y mata muchos organismos inferiores de forma eficaz sin daño a los animales superiores. Durante siglos la plata se ha utilizado tradicionalmente para fabricar monedas en muchos países del mundo. Sin embargo, en los últimos tiempos a veces el consumo de plata sobrepasa ampliamente su producción. En 1939, el precio de la plata fue fijado por el Tesoro de EE.UU. a 71 ¢/troy oz, y en 90,5 ¢/troy oz en el año 1946. En noviembre de 1961, el Tesoro de EE.UU. suspendió las ventas de plata no monetizada, y el precio se estabilizó durante un tiempo en alrededor de 1,29 dólares, el valor de la plata fundida de las monedas de plata de Estados Unidos. La Ley de la moneda de 1.965 autorizó un cambio en la composición metálica de las tres denominaciones subsidiarias de Estados Unidos a las monedas cubiertas o compuestas de plata. Este fue el primer cambio en la moneda de EE.UU. desde que se estableció el sistema monetario en 1792. Las monedas de 10 y de 25 centavos están hechas de una capa exterior de 75 % de Cu y 25 % de Ni junto con un núcleo central de Cu puro. La composición de las piezas de 1 y 5 centavos se mantiene sin cambios: las de un centavo contiene un 95 % de cobre y 5 % de cinc; las de 5 centavos contienen 75 % de cobre y 25 % de níquel. Los antiguos dólares de plata contenían un 90 % de plata y un 10 % de cobre. Otras antiguas monedas fraccionarias con la misma composición se retiraron de la circulación (Ley de Gresham), ya que actualmente el valor de la plata es mayor que su valor al cambio. Las monedas de plata de otros países también han sido reemplazadas por monedas hechas con otros metales. El 24 de junio de 1968, el Gobierno de los EE.UU. dejó de tasar oficialmente la plata. Desde ese momento, el precio de la plata ha fluctuado ampliamente. En enero de 2002, el precio de la plata era de US \$ 4,10/troy oz (13 ¢/g); sin embargo el precio ha fluctuado considerablemente debido a la inestabilidad del mercado. El precio de la plata en 2001 era de alrededor de cuatro veces el precio del metal hace unos 150 años. Esto ha provocado que los bancos centrales se deshicieran de algunas de sus reservas de plata y el desarrollo de minas de plata más productivas con mejores métodos de refinación. Además, la plata ha sido desplazada por otros metales o procesos, como por ejemplo, la fotografía digital.

Platino – (It. *platina*, plata), Pt, A = 195,078 (2), Z = 78; p.f. 1768,4°C, p.e. 3825°C; densidad 21,45 (20°C); valencias 1?, 2, 3 o 4.

Fue descubierto en América del Sur por Ulloa en 1735 y por Wood en 1741. El metal era utilizado por los indios precolombinos. Hay platino metálico en la naturaleza, acompañado por pequeñas cantidades de iridio, osmio, paladio, rutenio y rodio, todos ellos pertenecientes al mismo grupo de metales. Estos se encuentran en los depósitos aluviales de los montes Urales y en Colombia. La *esperrilita* (PtAs_2), acompaña a los depósitos que contienen níquel de Sudbury, Ontario, y es una fuente de una cantidad considerable del metal. La gran producción de níquel compensa que sólo haya una parte de platino metálico por cada dos millones de mineral. Actualmente, el mayor proveedor de los metales del grupo del platino es Sudáfrica, seguido por Rusia y Canadá. El platino es un metal precioso de color blanco metálico, cuando es puro, y es maleable y dúctil. Tiene un coeficiente de dilatación prácticamente igual al del vidrio de sosa-cal-sílice, y por lo tanto se utiliza para fabricar sistemas de electrodos sellados en vidrio. El metal no se oxida en el aire a cualquier temperatura, pero se corroe por halógenos, cianuros, azufre y álcalis cáusticos. Es insoluble en ácido clorhídrico y nítrico, pero se disuelve en agua regia, con la formación de ácido cloroplatínico (H_2PtCl_6), un compuesto importante. El platino natural tiene 6 isótopos, uno de los cuales, ^{190}Pt , es radiactivo con una vida media larga. Se conocen otros 37 isótopos radiactivos. El metal es ampliamente utilizado en joyería, cables y vasos para uso en laboratorio, y en muchos instrumentos valiosos, incluyendo termopares. También se utiliza para contactos eléctricos, aparatos resistentes a la corrosión, y en odontología. Las aleaciones de platino-cobalto tienen propiedades magnéticas. Uno de tales aleación hecha de 76,7 % de Pt y 23,3 % de Co es un potente imán que ofrece una B-H (máx) casi el doble de la de Alnico V. Se utilizan cables de resistencia hechos con platino para la construcción de hornos eléctricos de altas temperaturas. El metal se utiliza para el recubrimiento de la punta de los conos de los misiles, boquillas de combustible de motores a reacción, etc., que deben funcionar de manera fiable durante largos períodos de tiempo a altas temperaturas. Al igual que el paladio, el platino absorbe grandes volúmenes de hidrógeno, que retiene a temperaturas ordinarias pero que expulsa cuando se pone al rojo. El platino finamente dividido es un excelente catalizador, y se ha utilizado durante mucho tiempo en el método de contacto para la producción de ácido sulfúrico. También se utiliza como catalizador en el craqueo de productos derivados del petróleo. Actualmente también tiene mucho interés el uso del platino como catalizador en las células de combustible y su uso como dispositivos no contaminantes para automóviles. Los ánodos de platino se utilizan ampliamente en los sistemas de protección catódica para grandes buques y embarcaciones en alta mar, tuberías, muelles de acero, etc. Un alambre de platino puro se pondrá al rojo vivo cuando se coloca en vapor de alcohol metílico; aquél actúa como catalizador, convirtiendo el alcohol en formaldehído. Este fenómeno se ha usado comercialmente para producir encendedores de cigarrillos y calentadores de mano. El hidrógeno y el oxígeno explotan en presencia de platino. El precio del platino ha variado ampliamente; hace más de un siglo fue utilizado para adulterar oro. En 1920 era casi ocho veces más valioso que el oro. El precio en enero de 2002 era de aproximadamente \$ 430/troy oz (\$ 15/g), mayor que el precio del oro.

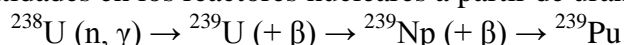
Plomo – (L. *Plumbum*), Pb, A = 207,2 (1), Z = 82; p.f. 327,46°C, p.e. 1749°C; densidad 11,35 (20°C); valencias 2 o 4.

Se conoce desde hace tiempo, y ya se menciona en el Éxodo. Los alquimistas creían que era el metal más antiguo y lo asociaban con el planeta Saturno. El plomo metálico raramente existe en la naturaleza. El plomo se obtiene principalmente a partir de la *galena* (PbS) por un proceso de tostación. Otros minerales comunes de plomo son la *anglesita* (PbSO_4), la *cerusita* (PbCO_3) y el *minio* (Pb_3O_4). El plomo es un metal de color blanco azulado de aspecto brillante, es muy blando, alta-

mente maleable, dúctil, y un mal conductor de la electricidad. Es muy resistente a la corrosión; están todavía en servicio las tuberías de plomo con la insignia de los emperadores romanos, utilizadas como desagües de los baños. Se utiliza en recipientes para líquidos corrosivos (tales como el ácido sulfúrico) y puede ser endurecido mediante la adición de un pequeño porcentaje de antimonio u otros metales. El plomo natural es una mezcla de cuatro isótopos estables: ^{204}Pb (1,4 %), ^{206}Pb (24,1 %), ^{207}Pb (22,1 %), y ^{208}Pb (52,4 %). Los isótopos de plomo son los productos finales de cada una de las tres series radiactivas de origen natural: ^{206}Pb para la serie de uranio, ^{207}Pb para la serie de actinio y ^{208}Pb para la serie de torio. Se conocen otros 43 isótopos de plomo, todos ellos radiactivos. Sus aleaciones se utilizan en soldadura, metal tipográfico y diversos metales antifricción. Se usan grandes cantidades de plomo, tanto en forma metálica como de dióxido, en las baterías de almacenamiento de energía eléctrica. El plomo también se utiliza para cable de cubierta, plomería y municiones. El metal es muy eficaz como absorbente de sonido; se utiliza como escudo de radiación alrededor de los equipos de rayos X y en los reactores nucleares, y se utiliza para absorber la vibración. El plomo aleado con estaño, se utiliza en la fabricación de tubos de órgano. Los compuestos de plomo son ampliamente utilizados en las pinturas, tales como el blanco de plomo, el carbonato básico, el blanco de plomo sublimado, (PbSO_4), el amarillo de cromo (PbCrO_4), el plomo rojo (Pb_3O_4) y otros, aunque en los últimos años el uso de plomo en las pinturas se ha reducido drásticamente para eliminar o reducir los riesgos para la salud. El óxido de plomo se utiliza en la producción de "vidrio cristal" o bien de "cristal de roca" de un alto índice de refracción para las lentes acromáticas. El nitrato y el acetato son sales solubles. Las sales de plomo como el arseniato de plomo han sido utilizadas como insecticidas, pero su uso ha sido prácticamente eliminado en los últimos años en favor de compuestos orgánicos menos perjudiciales. Se debe tener cuidado en la manipulación de plomo, ya que es un veneno acumulativo. La preocupación ambiental por el envenenamiento por plomo se ha traducido en un programa nacional para eliminar el tetraetilo de plomo de la gasolina. La Administración de Salud de EE.UU. y Seguridad Ocupacional (OSHA) ha recomendado que las industrias limiten el plomo en el aire a unos $50 \mu\text{g}/\text{m}^3$. El plomo tiene un precio de alrededor de 90 ¢/kg (99,9 %).

Plutonio – (Planeta Plutón), Pu, A = (244), Z = 94; densidad (forma α) 19,84 (25°C); p.f. 640°C; p.e. 3228°C; valencias 3, 4, 5 o 6.

El plutonio fue el segundo elemento transuránico del grupo de los actínidos en ser descubierto. El isótopo ^{238}Pu fue producido en 1940 por Seaborg, McMillan, Kennedy y Wahl bombardeando uranio con núcleos de deuterio acelerados en el ciclotrón de 60 pulgadas en Berkeley, California. El plutonio también existe en pequeñas cantidades en los minerales de uranio natural. Se forma de la misma manera que el neptunio: por irradiación del uranio natural con los neutrones que están presentes. Con mucho, el isótopo de mayor importancia es ^{239}Pu , con una vida media de 24.100 años, producido en grandes cantidades en los reactores nucleares a partir de uranio natural:



Actualmente se conocen 19 isótopos de plutonio. El plutonio ha asumido una posición de importancia dominante entre los elementos transuránicos, por ser un componente esencial en las armas nucleares y el lugar que ocupa como un material clave en el desarrollo del uso industrial de la energía nuclear. Un kilogramo equivale a unos 22 millones de kilovatios-hora de energía térmica. La detonación completa de un kilogramo de plutonio produce una explosión similar a 20.000 toneladas de explosivo químico. Debe su importancia a la propiedad que tiene que fácilmente se produce su fisión nuclear con neutrones y su disponibilidad en cantidad. Los reactores de energía nuclear del

mundo están produciendo alrededor de 20.000 kg de plutonio/año. En 1982 se estimaba que se habían acumulado alrededor de 300.000 kg. Son bien conocidas las diversas aplicaciones nucleares de plutonio. El ^{238}Pu se ha utilizado en las misiones lunares Apolo para la energía sísmica y otros equipos en la superficie lunar. Al igual que con el neptunio y el uranio, el plutonio metálico se puede preparar por reducción del trifluoruro con metales alcalinotérreos. El metal tiene una apariencia plateada y adquiere una pigmentación amarilla si está un poco oxidado. Es químicamente reactivo. Un pedazo relativamente grande de plutonio está caliente al tacto debido a la energía que se desprende por la desintegración alfa. Las piezas más grandes producen suficiente calor para hervir el agua. El metal se disuelve fácilmente en ácido clorhídrico concentrado, ácido yodhídrico y ácido perclórico con la formación de iones Pu^{3+} . El metal presenta seis modificaciones alotrópicas que tienen diversas estructuras cristalinas. Las densidades de éstos varían de 16,00 a 19,86 g/mL. El plutonio también presenta cuatro estados de oxidación en soluciones acuosas: Pu^{3+} (azul lavanda), Pu^{4+} (marrón amarillo), PuO^+ (rosa?) y PuO^{2+} (rosa naranja). El ion PuO^+ es inestable en soluciones acuosas, con desproporción en Pu^{4+} y PuO^{2+} . Sin embargo, el Pu^{4+} así formado, oxida el PuO^+ a PuO^{2+} , reduciéndose él mismo a Pu^{3+} , produciendo finalmente Pu^{3+} y PuO^{2+} :



El plutonio forma compuestos binarios con oxígeno: PuO , PuO_2 y óxidos intermedios de composición variable; con los halógenos: PuF_3 , PuF_4 , PuCl_3 , PuBr_3 , PuI_3 ; con carbono, nitrógeno y silicio: PuC , PuN y PuSi_2 , respectivamente. También son bien conocidos oxihalogenuros: PuOCl , PuOBr , PuOI . Debido a la alta tasa de emisión de partículas alfa y a ser absorbido el elemento específicamente por la médula ósea, el plutonio, así como todos los otros elementos transuránicos, excepto neptunio, son venenos radiológicos y deben ser manejados con equipos y precauciones muy especiales. El riesgo radiológico del plutonio es un muy elevado. Deben ser tomadas precauciones para prevenir la formación no intencionada de una masa crítica. Es más probable que el plutonio en solución líquida llegue a la masa crítica que el plutonio sólido. También se debe considerar la forma de la masa cuando se trata de la masa crítica. El plutonio-239 se encuentra disponible para los usuarios autorizados en la ORNL a un precio de alrededor de \$ 4,80/mg (99,9 %) más gastos de embalaje.

Polonio – (Polonia, país donde nació Mme. Curie [1867-1934]), Po, A = (209), Z = 84; p.f. 254°C; p.e. 962°C; densidad (forma alfa) 9,32; valencias -2, 0, 2, 3(?), 4 y 6.

El polonio fue el primer elemento descubierto por Mme. Curie en 1898, mientras que buscaba la causa de la radioactividad de la pechblenda procedente de Joachimsthal, Bohemia. El electroscopio demostró la separación con el bismuto. Al polonio también se le ha llamado Radium F. El polonio es un elemento natural muy raro. Los minerales de uranio contienen tan sólo alrededor de 100 mg del elemento por tonelada. Su abundancia es de sólo 0,2 % de la del radio. En 1934, se encontró que cuando el bismuto natural (^{209}Bi) era bombardeado con neutrones, se obtenía ^{210}Bi , el precursor del polonio. Actualmente se pueden preparar de esta manera cantidades de miligramos de polonio, mediante el uso de altos flujos de neutrones procedentes de los reactores nucleares. El polonio-210 tiene un bajo punto de fusión, es un metal bastante volátil: se vaporiza el 50 % en el aire en 45 horas a 55°C. Es un emisor alfa con una vida media de 138,39 días. Un miligramo emite tantas partículas alfa como 5 g de radio. La energía liberada por su radiactividad es tan elevada (140 W/g) que una cápsula que contenga aproximadamente medio gramo alcanza una temperatura por encima de 500°C. La cápsula también presenta una tasa de dosis de rayos gamma de contacto de 0,012 Gy/h. Unos pocos curies (1 curie = $3,7 \times 10^{10}$ Bq) de polonio exhiben un resplandor azul, causado por la excitación del gas circundante. Debido a que casi toda la radiación alfa se detiene en la fuente sólida

y su recipiente, cediendo su energía, el polonio ha atraído la atención para su uso como una fuente de calor ligero como energía termoeléctrica en satélites espaciales. Se conocen 38 isótopos de polonio, con masas atómicas que van desde 192 hasta 218. Todos son radiactivos. El polonio-210 es el más fácilmente disponible. Los isótopos de masa 209 (vida media de 102 años) y de masa 208 (vida media de 2,9 años) se pueden preparar por bombardeo de partículas alfa, protones o deuterones sobre un blanco de plomo o bismuto en un ciclotrón, pero son caros de producir. El polonio metálico ha sido preparado a partir de hidróxido de polonio y de algunos otros compuestos polonio en presencia de amoníaco acuoso concentrado o del líquido anhidro. Se sabe que existen dos modificaciones alotrópicas. El polonio se disuelve fácilmente en ácidos diluidos, pero sólo es ligeramente soluble en álcalis. Las sales de ácidos orgánicos del polonio se carbonizan rápidamente; las haluro aminas se reducen al metal. El polonio puede ser aleado con berilio para proporcionar una fuente de neutrones. Se ha utilizado en dispositivos para la eliminación de cargas estáticas en las industrias textiles, etc.; sin embargo, las fuentes de rayos beta son utilizadas más frecuentemente y son menos peligrosas. También se utiliza en los cepillos para eliminar el polvo de las películas fotográficas. Para ello, se sella el polonio y se controla cuidadosamente, minimizando los riesgos para el usuario. El polonio-210 es muy peligroso de manejar, incluso en cantidades de miligramos o microgramos, y es necesario utilizar un equipo especial y un estricto control. El daño surge por la completa absorción de la energía de las partículas alfa en el tejido. El peso máximo permitido para el polonio ingerido por una persona es sólo 0,03 Ci, lo que representa el peso de una partícula de sólo $6,8 \times 10^{-12}$ g. A igualdad de peso, es aproximadamente $2,5 \times 10^{11}$ veces más tóxico que el ácido cianhídrico. La concentración máxima permisible para los compuestos solubles de polonio en el aire es de aproximadamente 2×10^{11} $\mu\text{Ci/mL}$. El polonio-209 se encuentra disponible bajo pedido especial del Laboratorio Nacional de Oak Ridge, a un precio de \$ 3600/ μCi más gastos de embalaje.

Potasio – (*L. kalium*, árabe *qali*, álcali), K, A = 39,0983 (1), Z = 19; p.f. 63,38°C, p.e. 759°C; densidad 0,862 (20°C); valencia 1.

Fue descubierto por Davy en 1807, quien lo obtuvo de la potasa cáustica (KOH); fue el primer metal aislado por electrólisis. El metal es el séptimo más abundante y representa aproximadamente el 2,4 % en masa de la corteza terrestre. La mayoría de los minerales de potasio son insolubles y el metal se obtiene a partir de ellos con gran dificultad. Sin embargo, algunos de los minerales, como *silvinita*, *carnalita*, *langbeinita*, y *polihalita* se encuentran en antiguos lagos y fondos marinos y forman extensos depósitos de los que se pueden obtener fácilmente las sales de potasio. La potasa se extrae en Alemania, Nuevo México, California, Utah y en otros lugares. Grandes depósitos de potasa, que se encuentra a una profundidad de unos 1000 m en Saskatchewan, prometen ser importantes en los próximos años. El potasio también está presente en el agua de mar, pero sólo en cantidades relativamente pequeñas, en comparación con el sodio. La mayor demanda de potasa es para su uso en fertilizantes. El potasio es un constituyente esencial del crecimiento vegetal y se encuentra en la mayoría de los suelos. El potasio no se encuentra libre en la naturaleza, sino que se obtiene por electrólisis del hidróxido, más o menos de la misma manera que lo preparó Davy. También se utilizan comúnmente los métodos térmicos para producir potasio (por ejemplo, por reducción de compuestos de potasio con CaC_2 , C, Si o Na). Es uno de los metales más reactivos y electropositivos. Excepto el litio, es el metal más ligero conocido. Es blando, fácil de cortar con un cuchillo, y es plateado en apariencia inmediatamente después de que su superficie fresca está expuesta. Se oxida rápidamente en el aire y debe ser conservado bajo aceite mineral. Al igual que otros metales del grupo de los alcalinos, reacciona con el agua con desprendimiento de hidrógeno, que se incendia

espontáneamente. El potasio y sus sales dan a la llama un color violeta. Se conocen 21 isótopos. El potasio ordinario se compone de tres isótopos, uno de los cuales es ^{40}K (0,0117 %), un isótopo radiactivo con una vida media de $1,26 \times 10^9$ años. Su radiactividad presenta un apreciable peligro. Se utiliza una aleación de sodio y potasio (NaK) como medio de transferencia de calor. Muchas sales de potasio son de suma importancia, incluyendo el hidróxido, nitrato, carbonato, cloruro, clorato, bromuro, yoduro, cianuro, sulfato, cromato y dicromato. El potasio metálico está disponible en el mercado por alrededor de \$ 1200/kg (98 % de pureza) o \$ 75/g (99,95 % de pureza).

Praseodimio – (Gr. *prasios*, verde y *didymos*, gemelo), Pr; A = 140,90765 (2), Z = 59, p.f. 931°C; p.e. 3520°C; densidad 6,773; valencia 3.

En 1841 Mosander extrajo la tierra rara *didymia* de la *lantana*. En 1879 Lecoq de Boisbaudran aisló una nueva tierra, *samarita*, a partir de la *didymia* obtenida del mineral *samariskita*. Seis años más tarde, en 1885, von Welsbach separó *didymia* en otros dos, *praseodimia* y *neodimia*, que dio sales de diferentes colores. Al igual que con otras tierras raras, los compuestos de estos elementos en solución tienen bandas de absorción espectrales distintivas afiladas o líneas, algunas de las cuales tienen una amplitud de sólo unas pocas decenas de nanómetros. El elemento aparece junto con otros elementos de las tierras raras en una variedad de minerales. La *monacita* y la *bastnasita* son las dos principales fuentes comerciales de los metales de las tierras raras. Mediante un aislamiento mucho más fácil de las tierras raras, como las técnicas de intercambio iónico y de extracción con disolvente han dado lugar que el precio se haya reducido en gran medida en los últimos años. Se conocen actualmente 37 isótopos. El praseodimio se puede preparar por varios métodos, tales como la reducción del cloruro o del fluoruro anhidro por medio de calcio. El metal Misch, usado en la fabricación de las piedras de los encendedores de cigarrillos, contiene aproximadamente 5 % de praseodimio metálico. El praseodimio es blando, plateado, maleable y dúctil. Se preparó en forma relativamente pura en 1931. Es un poco más resistente a la corrosión en el aire que el europio, lantano, cerio o neodimio, pero desarrolla un recubrimiento de óxido verde que forma astillas cuando se expone al aire. Al igual que otros metales de las tierras raras, debe ser guardado bajo un aceite mineral ligero o sellado en plástico. Los óxidos de las tierras raras, incluyendo Pr_2O_3 , se encuentran entre las sustancias más refractarias conocidas. Se utiliza ampliamente junto con otras tierras raras, como material del núcleo para los arcos de carbono utilizados por la industria del cine para los estudios de iluminación y proyección. Las sales de praseodimio se utilizan para fabricar vidrios de colores y esmaltes; cuando se mezcla con otros materiales, el praseodimio produce un vidrio de color amarillo intenso y excepcionalmente limpio. El vidrio Didymium, en el cual el praseodimio es un componente, es un colorante para las gafas de soldador. El metal (99,9 % de pureza) tiene un precio de alrededor de \$ 4/g.

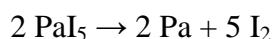
Prometio – (Prometeo, que, según la mitología, robó el fuego del cielo), Pm, A = (145), Z = 61; p.f. 1042°C; p.e. 3000°C (est.); densidad 7,264 (25°C); valencia 3.

En 1902 Branner predijo la existencia de un elemento entre neodimio y samario, y esto fue confirmado por Moseley en 1914. Durante más de dos décadas las búsquedas de este elemento predicho no tuvieron éxito, y varios investigadores propusieron para este elemento los nombres de "illinio", "florentio", y "cyclonio". En 1941, los investigadores de la Universidad Estatal de Ohio irradiaron neodimio y praseodimio con neutrones, deuterones y partículas alfa, y produjeron diversos núcleos radiactivos nuevos, que probablemente eran los del elemento 61. Wu y Segre, y Bethe, en 1942, confirmaron su aislamiento; sin embargo, la prueba química de la producción del elemento 61 era

deficiente debido a la dificultad que tenía en ese momento la separación de los elementos que componían las tierras raras. En 1945, Mariinski, Glendenin y Coryell hicieron la primera identificación química mediante el uso de cromatografía de intercambio iónico. Su trabajo fue realizado mediante la fisión del uranio y por el bombardeo con neutrones del neodimio. Estos investigadores le pusieron el nombre al elemento recién descubierto. Ha sido infructuosa la búsqueda del elemento en la corteza terrestre, y actualmente se cree que el prometio está completamente ausente. Sin embargo, se ha informado de la presencia del prometio en el espectro de la estrella HR465 de Andrómeda. Se está formando recientemente este elemento cerca de la superficie de la estrella, a pesar de que ningún isótopo conocido del prometio tiene una vida media mayor de 17,7 años. Se conocen actualmente 35 isótopos de prometio, con masas atómicas comprendidas entre 130 y 158. El prometio-145, con una vida media de 17,7 años, es el más corriente. El prometio-145 tiene una actividad específica de 940 Ci/g. Es un débil emisor beta; aunque no emite rayos gamma, puede generar radiación de rayos X cuando las partículas beta inciden en elementos de un alto número atómico, y se debe tener mucho cuidado en su manipulación. Las sales del prometio son luminiscentes en la oscuridad con un brillo azul pálido o verdoso, debido a su elevada radiactividad. Los métodos de intercambio iónico condujeron a la preparación de alrededor de 10 g de prometio a partir de desechos del procesamiento del combustible de los reactores atómicos a principios de 1963. Poco se sabe todavía en general sobre las propiedades del prometio metálico. Existen dos modificaciones alotrópicas. El elemento tiene aplicaciones como fuente de rayos beta para medidores de espesor, y puede ser absorbida por el fósforo para producir luz. La luz producida de esta manera se puede utilizar para detectar signos o señales que requieren una operación fiable; puede ser utilizado como una batería de propulsión nuclear mediante la captura de la luz en células fotoeléctricas que convierten en corriente eléctrica. Tal batería, utilizando ^{147}Pm , tendría una vida útil de aproximadamente 5 años. Se utiliza para los cebadores de iluminación fluorescente y recubrimientos para las agujas de los relojes auto-luminosos. El prometio podría usarse como una fuente portátil de rayos X, y puede llegar a ser útil como una fuente de calor para proporcionar energía auxiliar para sondas espaciales y satélites. Se han preparado más de 30 compuestos de prometio. La mayoría son coloreadas. El prometio-147 está disponible bajo pedido especial en el Laboratorio de Ingeniería Nacional de Idaho, Idaho Falls, ID, o en la West-Westinghouse Hanford Co., Richland, WA.

Protactinio – (Gr. *protos*, primero), Pa, A = 231,03588 (2), Z = 91; p.f. 1572°C; densidad 15,37 (calc.); valencias 4 o 5.

El primer isótopo del elemento 91 en ser descubierto fue ^{234}Pa , también conocido como UX2, un miembro de corta duración de la serie de desintegración del ^{238}U de origen natural. Fue identificado por K. Fajans y OH Gohring en 1913 y nombrado *brevium* al nuevo elemento. Cuando el isótopo de vida más larga ^{231}Pa fue identificado por Hahn y Meitner en 1918, se adoptó el nombre protoactinio como más coherente con las características del isótopo más abundante. Soddy, Cranson y Fleck también fueron activos en este trabajo. El nombre fue acertado de protoactinio a protactinio en 1949. En 1927, Grosse preparó 2 mg de un polvo blanco, que era Pa_2O_5 . Más tarde, en 1934, a partir de 0,1 g de Pa_2O_5 puro se aisló el elemento por dos métodos, uno de los cuales era mediante la conversión del óxido en yoduro y posterior "cracking" en alto vacío por medio de un filamento calentado eléctricamente, por la reacción



El protactinio tiene un brillo metálico que se conserva durante algún tiempo en el aire. El elemento aparece en la *pecblenda* en la proporción de aproximadamente 1 parte de ^{231}Pa por cada 10 millones

de mineral. Los minerales de Congo-Kinshasa tienen alrededor de 3 ppm. El protactinio tiene 28 isótopos, el más común de los cuales es ^{231}Pr con una vida media de 32,500 años. Se conocen bastantes compuestos de protactinio, algunos de los cuales son coloreados. El elemento es superconductor por debajo de 1,4 K. El elemento es tóxico y peligroso, y requiere precauciones similares a las utilizadas en la manipulación de plutonio. En 1959 y 1961, se anunció que la Autoridad de Energía Atómica de Gran Bretaña extrajo mediante un proceso de 12 etapas 125 g de 99,9 % protactinium, cantidad suficiente para su uso en todo el mundo durante muchos años. La extracción se hizo a partir de 60 toneladas de material de desecho a un precio de alrededor de \$ 500.000. El protactinio es uno de los elementos más raros y más caros que se encuentran en la naturaleza.

Radio – (L. *radius*, rayos), Ra, A = (226), Z = 88; p.f. 700°C; densidad 5; valencia 2.

El radio fue descubierto en 1898 por M. y Mme. Curie en la *pechblenda* o *uraninita* procedente del norte de Bohemia (República Checa). Hay alrededor de 1 g de radio en 7 toneladas de *pechblenda*. El elemento fue aislado en 1911 por Mme. Curie y Debierne mediante la electrólisis de una solución de cloruro de radio puro, empleando un cátodo de mercurio; en la destilación de esta amalgama en atmósfera de hidrógeno se obtiene el metal puro. Originalmente, el radio se obtuvo de los ricos minerales de *pechblenda* encontrada en Joachimsthal, Bohemia. Las arenas *carnotita* de Colorado proporcionan alguna cantidad de radio, pero los minerales más ricos se encuentran en la República del Congo-Kinshasa y en la región del Gran Lago del Oso, en Canadá. El radio está presente en todos los minerales de uranio, y se puede extraer, si así se desea, a partir de las grandes cantidades del procesamiento de uranio. Hay grandes depósitos de uranio en Ontario, Nuevo Mexico, Utah, Australia y otros países. El radio se obtiene comercialmente como bromuro o cloruro; es dudoso que actualmente exista cualquier cantidad apreciable del elemento aislado. El metal puro es blanco brillante cuando está recién preparado, pero se ennegrece en la exposición al aire, probablemente debido a la formación del nitruro. Produce luminiscencia, al igual que sus sales; se descompone en agua y es algo más volátil que el bario. Es un miembro del grupo de los metales alcalino-térreos. El radio da un color rojo carmín a la llama. El radio emite radiación alfa, beta y gamma y cuando se mezcla con berilio producen neutrones. Un gramo de ^{226}Ra produce $3,7 \times 10^{10}$ desintegraciones por s. El curie (Ci) se define como la cantidad de radioactividad que tiene la misma velocidad de desintegración que 1 g de ^{226}Ra . Se conocen actualmente 36 isótopos; el isótopo más común es ^{226}Ra , con una vida media de 1.599 años. Un gramo de radio produce aproximadamente 0,0001 mL de emanación de gas radón en c.n., por día. Este gas se bombea desde el radio y se sella en pequeños tubos, que se utilizan en el tratamiento de cáncer y otras enfermedades. Un gramo de radio produce alrededor de 4186 kJ por año. El radio se utiliza en la producción de pinturas auto-luminosas, en fuentes de neutrones, y en medicina para el tratamiento de enfermedades. Algunos de los radioisótopos más descubiertos recientemente, como ^{60}Co , se están utilizando actualmente en lugar del radio. Algunas de estas fuentes son mucho más potentes, y otros isótopos son más seguros de usar. El radio pierde alrededor de 1 % de su actividad en 25 años, al transformarse en elementos de menor masa atómica. El plomo es el producto final de la desintegración. Los almacenes de radio deben estar ventilados para evitar la acumulación de radón. La inhalación, inyección, o la exposición del cuerpo al radio pueden causar cáncer y otros trastornos. La carga máxima admisible total del cuerpo de ^{226}Ra es de 7400 becquerel.

Radón – (de radio, llamado *niton* al principio, L. *nitens*, brillante), Rn, A = (222), Z = 86; p.f. -71°C ; p.e. $-61,7^{\circ}\text{C}$; *tc* 104°C ; densidad del gas 9,73 g/L; densidad del líquido 4,4 (-62°C), densidad del sólido 4, valencia general 0.

El elemento fue descubierto en 1900 por Dorn, que lo llamó emanación del radio. En 1908 Ramsay y Gray, quienes lo nombraron nitón, aislaron el elemento y determinaron su densidad, encontrando que es el gas más pesado conocido. Es esencialmente inerte y ocupa el último lugar en el grupo de los gases nobles en la Tabla Periódica. Desde 1923, se ha llamado radón. Se conocen 37 isótopos. El radón-222, procedente de radio, tiene una vida media de 3,823 días y es un emisor alfa. El radón-220, que emana naturalmente del torio y es llamado torón, tiene una vida media de 55,6 s y también es un emisor alfa. El radón-219 emana de actinio y se llama actinon, tiene una vida media de 3,9 s y es también un emisor alfa. Se estima que cada kilómetro cuadrado de tierra a una profundidad de 6 centímetros contiene alrededor de 0,4 g de radio, que libera radón en pequeñas cantidades a la atmósfera. El radón está presente en algunas aguas de manantial, como las que hay en Hot Springs, Arkansas. En promedio, hay una parte del radón en 10^{21} partes del aire. A temperaturas ordinarias el radón es un gas incoloro; cuando se enfría por debajo del punto de congelación, el radón exhibe una brillante fosforescencia que se convierte en amarillo cuando se baja la temperatura y es rojo anaranjado a la temperatura del aire líquido. Se ha informado que el flúor reacciona con el radón, con la formación de fluoruro de radón. También han sido anunciados clatratos de radón. El radón todavía se produce en unos pocos hospitales para uso terapéutico por bombeo de una fuente de radio y sellándolo en tubos diminutos, llamados semillas o agujas, para su aplicación a los pacientes. Esta práctica no ha continuado debido a que los hospitales pueden pedir las semillas directamente a los proveedores, que las fabrican con la actividad deseada para el uso del día. Se debe tener cuidado en el manejo de radón, al igual que con otros materiales radiactivos. El principal peligro proviene de la inhalación del elemento y los átomos sólidos producidos en su desintegración, que se recogen en el polvo en el aire. Debe haber una buena ventilación en los lugares donde se almacena radio, torio o actinio para evitar la acumulación de este elemento. En las minas de uranio debe tenerse en cuenta el radón emitido en relación con la salud. Recientemente, la acumulación de radón en los hogares ha sido motivo de preocupación. Muchas de las muertes por cáncer de pulmón son causadas por la exposición al radón. En los EE.UU. se recomienda que se tomen medidas correctivas si el aire en los hogares contiene radón en más de 4 pCi/L.

Renio – (L. *Rhenus*, Renania), Re, A = 186,207 (1), Z = 75; p.f. 3186°C ; p.e. 5596°C ; densidad 21,02 (20°C); valencias -1, 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7.

Generalmente se atribuye a Noddack, Tacke y Berg el descubrimiento del renio, que anunciaron en 1925 que habían detectado el elemento en menas del platino y en la *columbita*. También se encontró el elemento en *gadolinita* y *molibdenita*. En 1928, al trabajar con 660 kg de *molibdenita* pudieron extraer 1 g de renio. El precio en 1928 era de \$ 10.000/g. El renio no se encuentra libre en la naturaleza sino como compuesto en distintos minerales. Está muy extendido en toda la corteza terrestre en aproximadamente 0,001 ppm. Hoy en día el renio comercial en los EE.UU. se obtiene de la *molibdenita*, de las cenizas obtenidas a partir de minerales de sulfuro de cobre en las minas cercanas a Miami, Arizona, y en Arizona y Utah entre otros lugares. Algunas molibdenitas contienen de 0,002 a 0,2 % de renio. Se estima que en 1999 se producían alrededor de 16.000 kg de renio. Las reservas mundiales estimadas totales de renio son de 11.000.000 kg. La reserva total estimada en el mundo libre de renio metálico es 3.500 toneladas. El renio natural es una mezcla de dos isótopos, uno de los cuales tiene una vida media muy larga. Se conocen otros 39 isótopos inestables. El renio metáli-

co se prepara mediante la reducción de perrenato de amonio con hidrógeno a temperaturas elevadas. El elemento es de color blanco plateado con un brillo metálico; su densidad sólo es superada por la del platino, iridio y osmio, y su punto de fusión sólo es superado por el del wolframio y carbono. Tiene otras propiedades útiles. La forma comercial habitual del elemento es en polvo, pero puede ser consolidado por prensado y resistencia-sinterización en vacío o en atmósfera de hidrógeno. Esto produce una forma compacta con una densidad del 90 % de la del metal. El renio recocido es muy dúctil, y puede ser doblado o enrollado. El renio se utiliza como un aditivo al wolframio y molibdeno para fabricar aleaciones con propiedades útiles. Es ampliamente utilizado para fabricar los filamentos para espectrógrafos de masas y calibres de iones. Las aleaciones de renio-molibdeno son superconductoras a 10 K. El renio también se utiliza como material de contacto eléctrico, ya que tiene alta resistencia al desgaste y es resistente a la corrosión de arco. Los termopares hechos de Re-W se utilizan para medir temperaturas de hasta 2200°C, y el alambre de renio se ha utilizado en lámparas de destellos para fotografía. Los catalizadores hechos de renio son excepcionalmente resistentes al envenenamiento por nitrógeno, azufre, y fósforo, y se utilizan para la hidrogenación de productos químicos finos, hidrocraqueo, reformado, y desproporción de olefinas. El renio se ha convertido recientemente especialmente importante como catalizador para refino de petróleo y en la fabricación de superaleaciones para motores a reacción. El renio cuesta alrededor de \$ 16/g (99,99 % de pureza). Poco se sabe de su toxicidad, por lo que debe ser manejado con cuidado hasta que se disponga de más datos.

Rodio – (Gr. *rhodon*, rosa), Rh, A = 102,90550 (3), Z = 45; p.f. 1964°C, p.e. 3695°C; densidad 12,41 (20°C); valencias 2, 3, 4, 5, y 6.

Wollaston descubrió el rodio en 1803/4 en el mineral crudo de platino que es de suponer que lo obtuvo de América del Sur. El rodio se encuentra en estado nativo junto con otros metales del grupo del platino en las arenas de los ríos de los Urales y de América del Norte y del Sur. También se encuentra con otros metales de platino en los minerales de sulfuro de cobre-níquel en Sudbury, de la región de Ontario. Aunque la concentración en éstos es muy pequeña, las grandes cantidades producidas de níquel hacen factible su recuperación comercial. La producción mundial anual de rodio en 1999 era de unos 9.000 kg. El metal es blanco plateado y al rojo vivo reacciona lentamente con el aire produciendo el sesquióxido; a mayores temperaturas se vuelve a convertir en el elemento. El rodio tiene un punto de fusión más alto y menor densidad que el platino. Su uso principal es como agente de aleación para endurecer el platino y el paladio. Estas aleaciones se usan para bobinas de hornos, elementos termoeléctricos, bujes para la producción de fibra de vidrio, electrodos para bujías de encendido de aeronaves y crisoles de laboratorio. Es útil como material de contacto eléctrico, ya que tiene una baja resistencia eléctrica, una resistencia de contacto baja y estable, y es altamente resistente a la corrosión. Es excepcionalmente difícil El chapado de rodio, producido por galvanoplastia o evaporación que se utiliza en instrumentos ópticos. Tiene una alta reflectancia y es duro y duradero. El rodio también se utiliza en joyería, para la decoración, y como catalizador. Actualmente se conocen 52 isótopos. El rodio metálico (polvo) cuesta alrededor de \$ 180/g (99,9 %).

Roentgenio – (Wilhelm Conrad Roentgen, [185-1923] físico alemán) Rg; A = [280]; Z = 111.

El 20 de diciembre de 1994, los científicos de GSI de Darmstadt en Alemania anunciaron que habían detectado tres átomos de un nuevo elemento con 111 protones y 161 neutrones. Este elemento se produjo mediante el bombardeo con ^{28}Ni en láminas delgadas de ^{83}Bi . Las señales del elemento 111 duraron menos de 0,002 segundos, y luego se desintegró en elementos más ligeros, incluyendo

los elementos $^{268}_{109}$ y $^{264}_{107}$. Anteriormente no se habían observado estos isótopos. Se espera que el elemento 111 tenga propiedades similares al oro. Véase también el elemento 115.

Rubidio – (*L. rubidus*, rojo profundo), Rb, A = 85,4678 (3), Z = 37; p.f. 39,31°C, p.e. 688°C; densidad (sólido) 1,532 (20°C); (líquido) 1,475 (39°C); valencias 1, 2, 3 y 4.

Fue descubierto en 1861 por Bunsen y Kirchoff en el mineral *lepidolita* mediante el uso del espectroscopio. El elemento es mucho más abundante de lo que se pensaba hace unos años. En la actualidad se considera que es el 16 elemento más abundante en la corteza terrestre. El rubidio se encuentra en la *polucita*, la *carnalita*, la *leucita* y la *zinnwaldita*, que contiene trazas de hasta 1 %, en forma de óxido. Se encuentra en la *lepidolita* en una concentración de alrededor de 1,5 %, y se recupera comercialmente a partir de esta fuente. También contienen el elemento y son fuentes comerciales algunos minerales de potasio, tales como los que se encuentran en Searles Lake, California, y el cloruro de potasio recuperado a partir de las salmueras en Michigan. También se encuentra junto con el cesio en los extensos depósitos de *polucita* en Bernic Lake, Manitoba. El rubidio puede ser líquido a temperatura ambiente. Es un elemento metálico del grupo de los metales alcalinos blando, blanco plateado y es el segundo elemento más electropositivo y más alcalino. Se inflama espontáneamente en el aire y reacciona violentamente con agua, incendiando el hidrógeno liberado. Al igual que otros metales alcalinos, forma amalgamas con mercurio y aleaciones con oro, cesio, sodio, y potasio. Tiene un color violeta amarillento a la llama. El rubidio metálico se puede preparar mediante la reducción de cloruro de rubidio con calcio y por otros muchos métodos. Se debe guardar bajo aceite mineral seco, al vacío o en atmósfera inerte. Se conocen 35 isótopos de rubidio. El rubidio de origen natural se compone de dos isótopos, ^{85}Rb y ^{87}Rb . El rubidio-87 está presente en un 27,83 % del rubidio natural y es un emisor beta con una vida media de $4,9 \times 10^{10}$ años. El rubidio natural es suficientemente radiactivo para revelar una película fotográfica en alrededor de 30 a 60 días. El rubidio forma cuatro óxidos: Rb_2O , Rb_2O_2 , Rb_2O_3 y Rb_2O_4 . Debido a que el rubidio se ioniza fácilmente, se ha considerado su uso en "motores de iones" de vehículos espaciales; sin embargo, el cesio es algo más eficiente para este propósito. También se ha propuesto su uso como fluido de trabajo para las turbinas de vapor y para su uso en un generador termoeléctrico utilizando el principio magnetohidrodinámico donde los iones de rubidio se forman por el calor a alta temperatura y se pasan a través de un campo magnético. Éstos conducen la electricidad y actúan como el inducido del generador, produciendo de ese modo una corriente eléctrica. El rubidio se utiliza como captador en tubos de vacío y como un componente fotocelular. Se ha utilizado en la fabricación de vidrios especiales. RbAg_4I_5 es importante, ya que tiene el valor más alto de conductividad de cualquier cristal iónico conocido. A 20°C su conductividad es aproximadamente la misma que la del ácido sulfúrico diluido. Esto sugiere poderlo utilizar en baterías de película delgada y otras aplicaciones. El precio actual en pequeñas cantidades es de aproximadamente \$ 50/g (99,8 % de pureza).

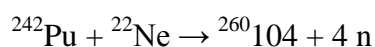
Rutenio – (*L. Rutenia*, Rusia), Ru, A = 101,07 (2), Z = 44, p.f. 2334°C, p.e. 4150°C; densidad 12,41 (20°C); valencias 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 y 8.

En 1827 Berzelius y Osann examinaron los residuos que quedan después de la disolución de platino crudo de los Urales en agua regia. Mientras que Berzelius no encontró metales extraños, Osann pensó que había encontrado tres nuevos metales, uno de los cuales llamó rutenio. En 1844 Klaus, generalmente reconocido como su descubridor, mostró que el óxido de rutenio de Osann era muy impuro y que contenía un nuevo metal. Klaus obtuvo 6 g de rutenio a partir de la porción de platino crudo que es insoluble en agua regia. El rutenio es un miembro del grupo de metales del platino, y

existe en forma nativa junto con otros miembros del grupo en minerales que se encuentran en los montes Urales y en América del Norte y del Sur. También se encuentra junto con otros metales del grupo del platino en pequeñas cantidades en la *pentlandita*, de la región minera del níquel en Sudbury, Ontario, y en los yacimientos de *piroxinita* en Sudáfrica. El rutenio natural contiene 7 isótopos. Se conocen otros 28 isótopos, todos los cuales son radiactivos. El metal se produce comercialmente en polvo por un proceso químico complejo, cuya etapa final consiste en la reducción con hidrógeno del cloruro de rutenio y amonio. El polvo se consolida por medio de técnicas de metalurgia de polvos o de soldadura con arco de argón. El rutenio es un metal blanco duro y tiene cuatro modificaciones cristalinas. No se deslustra a temperatura ambiente, pero se oxida en el aire a unos 800°C. El metal no es atacado por ácidos en caliente o en frío o por agua regia; pero cuando se añade clorato de potasio a la solución, se oxida explosivamente. Es atacado por halógenos, hidróxidos, etc. El rutenio puede ser plateado por electrodeposición o por métodos de descomposición térmica. El metal es uno de los endurecedores más eficaces para el platino y el paladio, y es aleado con estos metales para hacer contactos eléctricos por su resistencia al desgaste severo. Una aleación de rutenio y molibdeno es superconductora a 10,6 K. La resistencia a la corrosión del titanio se mejora el ciento por ciento por la adición de 0,1 % de rutenio. Es un catalizador versátil. El sulfuro de hidrógeno se puede dividir catalíticamente por la luz usando una suspensión acuosa de partículas de CdS cargadas con dióxido de rutenio. Se piensa que esto puede tener aplicación en la eliminación del H₂S en el refinado del petróleo y otros procesos industriales. Se han encontrado compuestos en al menos ocho estados de oxidación, pero de éstos, los estados 2, 3 y 4 son los más comunes. El tetróxido de rutenio, al igual que el tetróxido de osmio, es altamente tóxico. Además, puede explotar. Los compuestos de rutenio muestran una marcada similitud con los de osmio. El metal tiene un precio de alrededor de \$ 25/g (99,95 %).

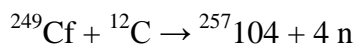
Rutherfordio – (Ernest Rutherford [1871-1937], físico de Nueva Zelanda, Canadá y Gran Bretaña); Rf; A = [261], Z = 104.

En 1964, los investigadores del complejo del Instituto de Investigación Nuclear de Dubna (Rusia) bombardearon plutonio con iones de neón acelerados entre 113 y 115 MeV. Mediante el análisis de las trazas de fisión en un vaso especial con un microscopio, detectaron un isótopo que se desintegraba por fisión espontánea. Sugirieron que este isótopo, que tiene una vida media de $0,3 \pm 0,1$ s, podría ser el ²⁶⁰104, producido por la siguiente reacción:

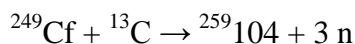


Se esperaba que el elemento 104, el primer elemento transactínido, tuviera propiedades químicas similares a las de hafnio. Se esperaba, por ejemplo, que formara un compuesto relativamente volátil con cloro (un tetracloruro). Los científicos soviéticos han realizado experimentos para su identificación química, y han tratado de demostrar que con su actividad de 0,3 s es más volátil que los tricloruros de los actínidos relativamente volátiles. Este experimento no cumple con la prueba de separar químicamente el nuevo elemento de todos los demás, sino que proporciona una prueba importante para la evaluación. Nuevos datos, informes emitidos por los científicos soviéticos, han reducido la vida media del isótopo con el que se trabajó de 0,3 a 0,15 s. Los científicos de Dubna sugirieron el nombre Kurchatovio y el símbolo Ku para el elemento 104, en honor a Igor Vasilevich Kurchatov (1903-1960), el último Jefe de Investigación Nuclear Soviética. El grupo de Dubna también ha propuesto el nombre de Dubnio al Elemento 104. En 1969, Ghiorso, Nurmia, Harris, K.A.Y. Eskola y P.L. Eskola, de la Universidad de California en Berkeley informaron que habían identificado positivamente dos, y posiblemente tres, isótopos del elemento 104. El grupo también señaló que después

de varios intentos, hasta ahora no habían sido capaces de producir el isótopo $^{260}104$ anunciado por los investigadores de Dubna en 1964. Los descubrimientos en Berkeley se hicieron mediante el bombardeo de un objetivo de ^{249}Cf con núcleos de ^{12}C de 71 MeV, y núcleos de ^{13}C a 69 MeV. La combinación de ^{12}C con ^{249}Cf seguido por la emisión instantánea de cuatro neutrones, produjo el Elemento $^{257}104$:



Este isótopo tiene una vida media de 4 a 5 s, que se desintegra en ^{253}No por la emisión de una partícula alfa con una vida media de 105 s. La misma reacción, excepto que con la emisión de tres neutrones, se cree que han producido $^{258}104$ con una vida media de alrededor de 1/100 s. El elemento $^{259}104$ está formado por la fusión de los núcleos de ^{13}C con un ^{249}Cf , seguido por la emisión de tres neutrones:



Este isótopo tiene una vida media de entre 3 y 4 s, y se desintegra mediante la emisión de una partícula alfa en ^{255}No , que tiene una vida media de 185 s. Se han detectado miles de átomos de $^{257}104$ y $^{259}104$. El grupo de Berkeley cree que su identificación de $^{258}104$ fue correcta. Hasta ahora se han identificado 11 isótopos del elemento 104. El grupo de Berkeley propuso para el nuevo elemento el nombre Rutherfordio (símbolo Rf), en honor a Ernest Rutherford. Este nombre fue adaptado formalmente por IUPAC en agosto de 1997.

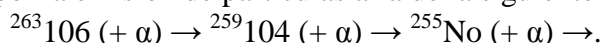
Samario – (*Samaraskita*, un mineral), Sm, A = 150,36 (3), Z = 62; p.f. 1074°C, p.e. 1794°C; densidad (α) 7,520 (25°C); valencias 2 o 3.

Fue descubierto en 1879 por espectroscopía por sus afiladas líneas de absorción por Lecoq de Boisbaudran en el mineral *samaraskita*, llamado así en honor a un oficial ruso de la mina, Coronel Samarski. El samario se encuentra junto con otros miembros de los elementos de las tierras raras en muchos minerales, como *monacita* y *bastnasita*, que son fuentes comerciales. Actualmente el mayor productor de minerales de tierras raras es China, seguido por los EE.UU., India y Rusia. Se obtiene de la *monacita* con una concentración del 2,8 %. El metal Misch contiene aproximadamente 1 % de metal de samario y ha sido utilizado durante mucho tiempo; el samario no ha sido aislado en forma relativamente pura hasta los últimos años. Recientemente se ha simplificado la separación de las tierras raras con técnicas de extracción con disolventes y de intercambio iónico; más recientemente se cree que hay un método más simple, rápido y altamente específico como es la deposición electroquímica, mediante el uso de una solución electrolítica de citrato de litio y un electrodo de mercurio,. El samario metálico puede ser producido mediante la reducción del óxido con bario o lantano. El samario tiene un brillo plateado y es bastante estable en el aire. Existen tres modificaciones cristalinas del metal, con las transformaciones en 734 y 922°C. El metal se inflama en el aire a aproximadamente 150°C. Actualmente se conocen 33 isótopos de samario. El samario natural es una mezcla de siete isótopos, tres de los cuales son inestables, aunque tienen vidas medias largas. El samario, junto con otras tierras raras, se utiliza para la iluminación de arco de carbono para la industria del cine. El sulfuro tiene una excelente estabilidad a alta temperatura y buenas eficiencias térmicas hasta los 1.100°C. SmCo_5 se ha utilizado en la fabricación de un nuevo material para imanes permanentes con la más alta resistencia a la desmagnetización que la de cualquier material conocido; se dice que tiene una fuerza coercitiva intrínseca de hasta 2.200 kA/m. El óxido de samario se ha utilizado en el vidrio óptico para absorber el infrarrojo. El samario se utiliza para dopar cristales de fluoruro de calcio para su uso en máseres ópticos o láseres. Los compuestos metálicos actúan como sensibilizadores de sustancias fluorescentes en el infrarrojo; el óxido exhibe propiedades ca-

talíticas en la deshidratación y deshidrogenación del alcohol etílico. También se utiliza como un absorbente de neutrones en reactores nucleares. El metal tiene un precio de alrededor de \$ 3,50/g (99,9 %). Poco se conoce de la toxicidad de samario, por lo que debe ser manejado con cuidado.

Seaborgio – (Glenn T. Seaborg [1912-1999], químico y físico nuclear estadounidense). Sg, A = [263], Z = 106.

El descubrimiento de Seaborgio tuvo lugar en 1974 casi simultáneamente en el Laboratorio Lawrence de Berkeley, y en el Instituto Central de Investigaciones Nuclear en Dubna, Rusia. El grupo de Berkeley, bajo la dirección de Ghiorso, utilizó el Acelerador Lineal de Iones Superpesados (Super HILAC) como fuente de iones pesados de ^{18}O para bombardear un objetivo de ^{259}g de ^{249}Cf . Esto dio lugar a la producción y la identificación positiva de $^{263}\text{106}$, que se descompuso con una vida media de $0,9 \pm 0,2$ s por la emisión de partículas alfa de la siguiente manera:



El equipo de Dubna, dirigida por Flerov y Organessian, produjo iones pesados de ^{54}Cr con su ciclotrón de iones pesados de 310 cm con los que al bombardear ^{207}Pb y ^{208}Pb encontraron un producto que se descompuso con una vida media de 7 ms. Se asignó $^{259}\text{106}$ a este isótopo. Actualmente se cree que se han identificado 7 isótopos del seaborgio. Se cree que dos de los isótopos tienen una vida media de unos 30 s. Lo más probable es que el seaborgio tenga propiedades parecidas al wolframio. La IUPAC adoptó el nombre de seaborgio en agosto de 1997. Normalmente, no se pone el nombre de un elemento hasta después de la muerte de la persona que da nombre al elemento; sin embargo, en este caso, fue nombrado mientras que el Dr. Seaborg estaba vivo.

Selenio – (Gr. *Selene*, la luna), Se; A = 78,96 (3); Z = 34; p.f. (gris) 221°C, p.e. (gris) 685°C; densidad (gris) 4,79, (vítreo) 4,28; valencias -2, 4 y 6.

Fue descubierto por Berzelius en 1817, quien lo encontró asociado con telurio, por el nombre de la tierra. El selenio se encuentra en algunos minerales raros, como la *crooksita* y la *claustalita*. En los últimos años se ha obtenido a partir de los polvos volantes resultantes del procesamiento de minerales de sulfuro de cobre, pero los lodos electrolíticos procedentes del ánodo de las refineras de cobre proporcionan actualmente la mayor parte del selenio del mundo. El selenio se recupera por tostación de los lodos con sosa o con ácido sulfúrico, o por su fundición con sosa y nitro. El selenio existe en varias formas alotrópicas. Tres de ellas son ampliamente conocidas, pero se cree que hay hasta 6. El selenio se puede preparar ya sea con estructura amorfa o cristalina. El color del selenio amorfo en forma de polvo es rojo, o negro en forma cristalina. La forma cristalina monoclinica del selenio es de un color rojo intenso; el selenio cristalino hexagonal, la variedad más estable, es de color gris metálico. El selenio natural contiene 6 isótopos estables; se han caracterizado otros 29. El elemento es un miembro de la familia del azufre y se asemeja a éste tanto por sus diversas formas como por sus compuestos. El selenio exhibe tanto la acción fotovoltaica, donde la luz se convierte directamente en electricidad, como la acción fotoconductor, donde la resistencia eléctrica disminuye con el aumento de la iluminación. Estas propiedades lo hacen útil para la producción de células fotoeléctricas y medidores de exposición para uso fotográfico, así como células solares. El selenio también es capaz de convertir la electricidad de corriente alterna en corriente continua, y se utiliza ampliamente en rectificadores. Por debajo de su punto de fusión el selenio es un semiconductor de tipo p y está encontrando muchos usos en aplicaciones electrónicas y de estado sólido. Se utiliza en la xerografía de reproducción y copia de documentos, cartas, etc.; pero recientemente su uso en esta aplicación ha ido disminuyendo a favor de ciertos compuestos orgánicos. Es utilizado por la indus-

tria del vidrio para decolorar vidrio y para hacer vidrios de color rubí y esmaltes. También se utiliza como tóner fotográfico, y como aditivo en el acero inoxidable. Se cree que el selenio elemental prácticamente no es tóxico y se considera que es un elemento traza esencial; sin embargo, los compuestos de selenio, tales como el seleniuro de hidrógeno y otros son extremadamente tóxicos, y se asemejan al arsénico en sus reacciones fisiológicas. El seleniuro de hidrógeno en una concentración de 1,5 ppm es intolerable para el hombre. El contenido en selenio de algunos suelos es suficiente para producir graves efectos en animales que se alimentan de plantas, tales como hierba loca, cultivada en dichos suelos. El selenio (99,5 %) tiene un precio de alrededor de \$ 250/kg. También está disponible en forma de alta pureza con un precio de alrededor de \$ 350/kg (99,999 %).

Silicio – (*L. silex, silicis*, pedernal), Si, A = 28,0855 (3), Z = 14; p.f. 1414°C; p.e. 3265°C; densidad 2,33 (25°C); valencia 4.

En 1800 Davy pensaba que la sílice era un compuesto y no un elemento; más tarde, en 1811, Gay Lussac y Thenard probablemente prepararon silicio amorfo impuro calentando potasio con tetrafluoruro de silicio. Generalmente se atribuye a Berzelius su descubrimiento en 1824 obteniendo el éxito en la preparación de silicio amorfo por el mismo procedimiento general que se utilizó anteriormente; pero él purificó el producto mediante la eliminación de los fluosilicatos mediante repetidos lavados. Deville en 1854 fue el primero en preparar silicio cristalino, la segunda forma alotrópica del elemento. El silicio está presente en el Sol y las estrellas y es un componente principal de una clase de meteoritos conocidos como "aerolitos". También es un componente de las *tektitas*, un vidrio natural de origen incierto. El silicio natural contiene 3 isótopos. Se conocen otros 24 isótopos radiactivos. La corteza terrestre contiene hasta un 25,7 % en masa de silicio, y es el segundo elemento más abundante, superado únicamente por el oxígeno. El silicio no se encuentra libre en la naturaleza, pero está principalmente en forma de óxido y de silicatos. Algunas de las formas en las que aparece el óxido son la arena, el cuarzo, el cristal de roca, la amatista, el ágata, el pedernal, el jaspe y el ópalo. Algunos de los numerosos minerales de silicato son el granito, la hornblenda, el asbesto, el feldespato, la mica, la arcilla, etc. El silicio se prepara comercialmente mediante el calentamiento de sílice y carbono dentro de un horno eléctrico, usando electrodos de carbono. Se pueden usar otros métodos diferentes para preparar el elemento. El silicio amorfo se puede preparar como un polvo de color marrón, que fácilmente se puede fundir o vaporizar. El silicio cristalino tiene un brillo metálico y color grisáceo. Para producir monocristales de silicio se suele utilizar el proceso Czochralski; estos monocristales son muy utilizados en los dispositivos de estado sólido o semiconductores. El silicio hiperpuro se puede preparar por la descomposición térmica de triclorosilano ultrapuro en una atmósfera de hidrógeno, y por un proceso de zona de flotación al vacío. Este producto puede ser dopado con boro, galio, fósforo o arsénico para producir silicio de uso en células solares, transistores, rectificadores, y otros dispositivos de estado sólido que se utilizan ampliamente en las industrias de la electrónica y de la era espacial. El silicio amorfo hidrogenado se ha mostrado prometedor para producir económicamente células para convertir la energía solar en electricidad. El silicio es un elemento relativamente inerte, pero puede ser atacado por los halógenos y diluirse en álcalis. No le afectan la mayoría de los ácidos, excepto el fluorhídrico. Las siliconas son productos importantes de silicio. Se pueden preparar por hidrólisis de un derivado clorado de un compuesto orgánico de silicio, tal como cloruro de dimetil silicona. La hidrólisis y la condensación de diversos clorosilanos sustituidos se pueden utilizar para producir un número muy grande de productos poliméricos, o siliconas, que van desde líquidos a sólidos duros, semejantes al vidrio y con muchas propiedades útiles. El silicio elemental transmite más del 95 % de todas las longitudes de

onda de infrarrojos, de 1,3 a 6,7 μm . El silicio es uno de los elementos más útiles para el hombre. En forma de arena y arcilla se utiliza para hacer hormigón y ladrillos; es un material refractario útil para trabajar a altas temperaturas; y en forma de silicatos se utiliza en la fabricación de esmaltes, cerámica, etc. La sílice en forma de arena es un ingrediente principal de vidrio, uno de los materiales más baratos y con excelentes propiedades mecánicas, ópticas, térmicas, y eléctricas. Se puede fabricar el vidrio con una gran variedad de formas, y se utiliza como recipientes, ventanas, aislantes, y miles de otros usos. El tetracloruro de silicio se puede utilizar para colorear el vidrio. El silicio es importante en la vida de las plantas y de los animales. Las diatomeas de agua dulce y salada extraen la sílice del agua para construir sus paredes celulares. La sílice está presente en las cenizas de las plantas y en el esqueleto humano. El silicio es un ingrediente importante en el acero; el carburo de silicio es uno de los abrasivos más importantes y se ha utilizado en los láseres para producir luz coherente de 456 nm. El Aerogel es un material extraordinario que se descubrió por primera vez en 1930; fue desarrollado y utilizado por la NASA en la misión Stardust, que se espera que se encuentre con el cometa Wild 2 en 2004, volviendo a la Tierra con polvo cometario interplanetario en 2006. El Aerogel es un material altamente aislante que tiene la densidad más baja que cualquier otro sólido conocido. Una forma de Aerogel contiene un 99,9 % de aire y un 0,1 % de SiO_2 , en volumen. Es 1.000 veces menos denso que el vidrio. Se le ha llamado "humo azul" o "humo sólido". Un bloque de Aerogel tan grande como una persona puede pesar menos de un kilo y sin embargo, soportar el peso de 455 kg. Se espera que este material atrape las partículas cometarias que viajan a una velocidad de 32 km/s. El Aerogel no ni es tóxico ni inflamable. Tiene altas cualidades de aislamiento térmico que se podrían utilizar en el aislamiento de las casas. Su peso ligero puede tener aplicaciones aeronáuticas. El silicio de grado regular (99,5 %) cuesta alrededor de \$ 160/kg. El silicio puro (99,9999 %) vale alrededor de \$ 200/kg; el silicio hiperpuro está disponible a un precio mayor. Los mineros, canteros y otros operarios que trabajan en lugares donde se respira el polvo silíceo en grandes cantidades a menudo desarrollan una enfermedad pulmonar grave conocida como silicosis.

Sodio – (Latín medieval, *sodanum*, remedio para el dolor de cabeza; L. *natrium*), Na, A = 22,989770 (2), Z = 11; p.f. 97,80°C, p.e. 883°C; densidad 0,971 (20°C); valencia 1.

Los compuestos de sodio son ampliamente conocidos. El sodio fue aislado por primera vez por Davy en 1807 por electrólisis de la sosa cáustica. El sodio está presente en abundancia en el Sol y en las estrellas. Las líneas D del sodio se encuentran entre las más destacadas del espectro solar. El sodio es el sexto elemento más abundante en la Tierra, que contiene aproximadamente 2,6 % de la corteza terrestre; además, es el más abundante de los metales del grupo de los alcalinos, del cual es un miembro. El compuesto más común es el cloruro de sodio, pero se encuentra en muchos otros minerales, tales como nitrato de sodio, *criolita*, *anfíboles*, *zeolita*, *sodalita*, etc. Es un elemento muy reactivo y nunca se encuentra libre en la naturaleza. Actualmente se obtiene comercialmente mediante la electrólisis de cloruro sódico fundido absolutamente seco. Este método es mucho más barato que el de la electrólisis del hidróxido de sodio, que se utilizó hace varios años. El sodio es un metal blando, brillante, plateado y que flota en el agua, descomponiéndola con la producción de hidrógeno y de hidróxido de sodio. Este hidrógeno puede o no incendiarse espontáneamente, dependiendo de la cantidad de metal expuesto al agua. Normalmente no se enciende en el aire a temperaturas por debajo de 115°C. El sodio debe ser manejado con prudencia, ya que puede ser peligroso cuando no se manipula adecuadamente. El sodio metálico es de vital importancia en la fabricación de sodamida y ésteres, y en la preparación de compuestos orgánicos. El metal puede ser utilizado para mejorar la estructura de ciertas aleaciones, para metal de descalcificación, para purificar

los metales fundidos, y como agente de intercambio de calor, como también lo es una aleación de sodio con potasio, NaK. Los compuestos de sodio son importantes para las industrias del papel, el vidrio, el jabón, los textiles, el petróleo, la industria química y las industrias metálicas. El jabón es generalmente una sal de sodio de ciertos ácidos grasos. La importancia de la sal común en la nutrición animal ha sido reconocida desde tiempos prehistóricos. Entre los muchos compuestos que son de la mayor importancia industrial son la sal común (NaCl), el carbonato de sodio (Na_2CO_3), el bicarbonato de sodio (NaHCO_3), la sosa cáustica (NaOH), el nitrato de Chile (NaNO_3), los di y trifosfatos de sodio, el tiosulfato de sodio (hipo, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) y el bórax ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). Se conocen 17 isótopos de sodio. El sodio metálico tiene un precio de alrededor de \$ 575/kg (99,95 %). En términos de volumen, es el más barato de todos los metales. El sodio metálico debe manejarse con mucho cuidado. Se debe guardar en una atmósfera inerte y se deben evitar el contacto con el agua y con otras sustancias con las que reacciona el sodio.

Talio – (Gr. *Thallos*, un brote verde o una rama), Tl, A = 204,3833 (2), Z = 81; p.f. 304°C, p.e. 1473°C; densidad 1,85 (20°C); valencia 1 y 3.

En 1861 Crookes descubrió el talio por espectroscopía. El elemento fue nombrado más tarde por la hermosa línea espectral verde, que identifica el elemento. El metal fue aislado en 1862 por Crookes y por Lamy, casi al mismo tiempo. El talio está presente en la *crooksita*, la *lorandita*, y la *hutchinsonita*. También está presente en las piritas y se recupera a partir de la calcinación de este mineral en relación con la producción de ácido sulfúrico. También se obtiene a partir de la fundición de minerales de plomo y cinc. La extracción es un tanto compleja y depende de la fuente del talio. Hay nódulos de manganeso que se encuentran en el suelo marino que contienen talio. Cuando se expone al aire recién cortado, el talio presenta un brillo metálico, pero pronto desarrolla un tinte gris azulado, parecido al aspecto del plomo. Si se deja en el aire se acumula un óxido pesado en su superficie, y en presencia de agua se forma el hidróxido. El metal es muy blando y maleable. Se puede cortar con un cuchillo. Se conocen 47 isótopos del talio, con masas atómicas que van desde 179 hasta 210. El talio natural es una mezcla de dos isótopos. El elemento y sus compuestos son tóxicos y deben manejarse con cuidado. El contacto del metal con la piel es peligroso, y cuando se funde el metal tiene que haber una ventilación adecuada. El talio es sospechoso de ser carcinógeno para el hombre. El sulfato de talio se ha utilizado ampliamente como veneno de roedores y de hormigas. Es inodoro e insípido, y no da aviso de su presencia. Sin embargo su uso ha sido prohibido en los EE.UU. desde 1975 en el hogar como insecticida y veneno de roedores. La conductividad eléctrica del sulfuro de talio cambia con la exposición a la luz infrarroja, y por eso este compuesto se utiliza en fotocélulas. Se han utilizado cristales de bromuro y de yoduro de talio como materiales ópticos infrarrojos. El talio se ha usado, con azufre o selenio y arsénico, para producir vidrios de bajo punto de fusión que se convierten en líquidos entre 125 y 150°C. Estos vidrios tienen propiedades a temperaturas ambientales similares a los vidrios ordinarios y se dice que son duraderos e insolubles en el agua. El óxido de talio se ha utilizado para producir cristales con un alto índice de refracción. El talio se ha usado en el tratamiento de la tiña y otras infecciones de la piel; sin embargo, su uso ha sido limitado debido al estrecho margen entre la toxicidad y los beneficios terapéuticos. Se ha informado que una aleación de mercurio y talio, que forma una mezcla eutéctica con el 8,5 % de talio, se congela a -60°C, unos 20 grados por debajo del punto de congelación del mercurio. El talio metálico (99,999 %) cuesta alrededor de \$ 2/g.

Tantalio – (Gr. *Tantalo*, personaje mitológico, padre de Niobe), Ta, A = 180,9479 (1), Z = 73; p.f. 3017°C, p.e. 5458°C; densidad 16,654; valencias 2?, 3, 4? o 5.

Fue descubierto en 1802 por Ekeberg; pero muchos químicos pensaban que el niobio y el tantalio eran el mismo elemento hasta que Rose, en 1844, y Marignac, en 1866, demostraron que los ácidos nióbico y tantálico eran dos ácidos diferentes. Los primeros investigadores sólo aislaron el metal impuro. El primer tantalio dúctil relativamente puro fue producido por von Bolton en 1903. El tantalio se obtiene principalmente a partir del mineral *columbita-tantalita* (Fe, Mn) (Nb, Ta)₂O₆. Los minerales de tantalio se encuentran en Australia, Brasil, Ruanda, Zimbabwe, Congo-Kinshasa, Nigeria y Canadá. La separación del tantalio y el niobio requiere varios pasos complicados. Se utilizan varios métodos para producir comercialmente el elemento, incluyendo la electrólisis del fluorotantalato de potasio fundido, la reducción de fluorotantalato de potasio con sodio, o por la reacción del carburo de tantalio con óxido de tantalio. Se sabe que existen 34 isótopos de tantalio. El tantalio natural contiene dos isótopos, uno de los cuales es radiactivo con una vida media muy larga. El tantalio es un metal gris, pesado y muy duro. Cuando es puro, es dúctil y puede ser convertido en alambre fino, que se utiliza como filamento para evaporar metales tales como el aluminio. El tantalio es casi completamente inmune al ataque químico a temperaturas inferiores a 150°C, y es atacado sólo por el ácido fluorhídrico, soluciones ácidas que contienen el ion fluoruro y el trióxido de azufre gaseoso. Los álcalis lo atacan lentamente. A altas temperaturas, el tantalio es mucho más reactivo. El elemento tiene un punto de fusión superado sólo por el wolframio y el renio. El tantalio se utiliza para hacer una gran variedad de aleaciones con propiedades deseables, tales como punto de fusión alto, de alta resistencia, buena ductilidad, etc. Los científicos de Los Álamos han producido un material compuesto de grafito y de carburo de tantalio, que se cree que es uno de los materiales más duros fabricados. El material tiene un punto de fusión de 3738°C. El tantalio tiene buena capacidad para eliminar impurezas a altas temperaturas, y las películas de óxido de tantalio son estables y tienen buenas propiedades dieléctricas y de rectificación. El tantalio se utiliza para hacer condensadores electrolíticos y piezas para hornos de vacío, que representan alrededor del 60 % de su uso. El metal también se utiliza ampliamente en la fabricación de equipos de procesos químicos, reactores nucleares y aviones y partes de misiles. El tantalio es completamente inmune a los líquidos corrosivos y es un metal no irritante. Por lo tanto, ha encontrado amplio uso en la fabricación de aparatos quirúrgicos. El óxido de tantalio se usa para fabricar un vidrio especial con alto índice de refracción para lentes de cámaras. El metal tiene muchos otros usos. El precio del tantalio (99,9 %) es de aproximadamente \$ 2/g.

Tecnecio – (Gr. *technetos*, artificial), Tc, A = (98), Z = 43; p.f. 2157°C, p.e. 4265°C; densidad 11,50 (calc.); valencias 0, 2, 4, 5, 6, y 7.

El elemento 43 se predijo sobre la base de la tabla periódica, y se informó erróneamente como si hubiera sido descubierto en 1925, momento en el que fue nombrado *masurio*. El elemento fue descubierto realmente por Perrier y Segrè en Italia en 1937. Se encontró en una muestra de molibdeno, que fue bombardeado por deuterones en el ciclotrón de Berkeley, y que E. Lawrence había enviado a estos investigadores. El tecnecio fue el primer elemento en ser producido artificialmente. Desde su descubrimiento, su búsqueda entre los materiales terrestres no ha tenido éxito. Si existe, la concentración debe ser muy pequeña. El tecnecio se ha encontrado en el espectro de las estrellas tipo S, M y N, y su presencia en la materia estelar está dando lugar a nuevas teorías sobre la producción de elementos pesados en las estrellas. Se conocen 43 isótopos del tecnecio, con masas atómicas que van desde 86 hasta 113. El ⁹⁷Tc tiene una vida media de 2,6×10⁶ años. El ⁹⁸Tc tiene una vida media

de $4,2 \times 10^6$ años. El isótopo ^{95}Tc , con una vida media de 61 días, es útil como trazador, ya que produce rayos gamma energéticos. Se ha producido tecnecio metálico en cantidades de kilogramos. El metal se preparó primero haciendo pasar gas hidrógeno a 1100°C sobre Tc_2S_7 . En la actualidad se prepara convenientemente por la reducción de pertecnetato de amonio con hidrógeno. El tecnecio es un metal de color gris plateado que se empaña lentamente en el aire húmedo. Hasta 1960, el tecnecio estaba disponible sólo en pequeñas cantidades y el precio era tan alto como \$ 2.800/g. El ^{99}Tc se encuentra disponible comercialmente para los titulares de ORNL permitidos a un precio de \$ 83/g, más gastos de embalaje. El ^{99}Tc está disponible a un precio de \$ 1,56/ μCi . Se cree que la química del tecnecio es similar a la del renio. El tecnecio se disuelve en ácido nítrico, agua regia, y ácido sulfúrico concentrado, pero no es soluble en ácido clorhídrico de cualquier concentración. El elemento es un notable inhibidor de la corrosión para el acero. Se informa que los aceros suaves al carbono pueden ser protegidos eficazmente con menos de 55 ppm de KTcO_4 en agua destilada aireada a temperaturas de hasta 250°C . Esta protección contra la corrosión se limita a los sistemas cerrados, ya que el tecnecio es radiactivo y debe limitarse su uso. El ^{99}Tc tiene una actividad específica de $6,2 \times 10^8$ Bq/g. No se debe permitir una actividad que sea mayor de este nivel. El ^{99}Tc es un riesgo de contaminación y debe ser manejado en una caja de guantes. El metal es un excelente superconductor por debajo de 11°K .

Telurio – (*L. tellus*, tierra), Te, A = 127,60 (3), Z = 52; p.f. $449,51^\circ\text{C}$, p.e. 988°C ; densidad 6,24 (20°C); valencia 2, 4, y 6.

Fue descubierto por Muller von Reichenstein en 1782, y nombrado por Klaproth, quien lo aisló en 1798. El telurio se encuentra ocasionalmente nativo, pero con mayor frecuencia está en la forma de telururo de oro (*calaverita*), y también combinado con otros metales. Se recupera comercialmente de los lodos del ánodo producidos durante el refinado electrolítico de la fabricación del cobre. Los mayores productores del mundo libre del elemento son los EE.UU., Canadá, Perú y Japón. El telurio cristalino tiene un aspecto plateado brillante, y cuando es puro exhibe un brillo metálico. Es frágil y fácilmente pulverizable. El telurio amorfo se forma por precipitación del telurio de una solución de ácido telúrico o teluroso. Es discutible si esta forma es verdaderamente amorfa, o está hecha de cristales diminutos. El telurio es un semiconductor tipo p, y muestra una mayor conductividad en ciertas direcciones, dependiendo de la alineación de sus átomos. Su conductividad aumenta ligeramente con la exposición a la luz. Puede ser dopado con plata, cobre, oro, estaño, u otros elementos. En el aire, el telurio arde con una llama de color azul verdoso, formando el dióxido de telurio. El telurio fundido corroe el hierro, el cobre y el acero inoxidable. El telurio y sus compuestos probablemente son tóxicos y deben manejarse con cuidado. Los trabajadores expuestos a tan sólo $0,01 \text{ mg/m}^3$ en el aire, o menos, desarrollan el "aliento telúrico", que tiene un olor similar al ajo. Se conocen 42 isótopos de telurio, con masas atómicas que van desde 106 hasta 138. El telurio natural consta de 8 isótopos, dos de los cuales son radiactivos con vidas medias muy largas. El telurio mejora el trabajo en máquina del cobre y del acero inoxidable, y su adición conduce a la disminución de la acción corrosiva del ácido sulfúrico sobre el plomo y mejora su resistencia y dureza. Los catalizadores de telurio se utilizan en la oxidación de compuestos orgánicos y se utilizan en las reacciones de hidrogenación y de halogenación. El telurio también se utiliza en dispositivos electrónicos y semiconductores. También se utiliza como un ingrediente básico de detonadores, y se añade a la fundición de hierro para el control del enfriamiento. El telurio se utiliza en la cerámica. El telururo de bismuto se ha utilizado en dispositivos termoeléctricos. El telurio cuesta alrededor de 50

¢/g, con una pureza de aproximadamente 99,5 %. El metal con una pureza del 99,9999 % cuesta alrededor de \$ 5/g.

Terbio – (Ytterby, ciudad de Suecia), Tb, A = 158,92534 (2), Z = 65, p.f. 1356°C; p.e. 3230°C; densidad 8,230; valencias 3 y 4.

Fue descubierto por Mosander en 1843. El terbio es un miembro del grupo de los elementos lantánidos o "tierras raras". Se encuentra junto con otras tierras raras en la *cerita*, la *gadolinita* y en otros minerales. Se recupera comercialmente de la *monacita* en la que está presente en una concentración de 0,03 %; y también a partir de la *xenotima*, y de la *euxenita*, un óxido complejo que contiene 1 % o más de terbio. El terbio se ha aislado sólo en los últimos años con el desarrollo de las técnicas de intercambio iónico para la separación de los elementos de las tierras raras. Al igual que con otras tierras raras, se puede producir al reducir el cloruro o el fluoruro anhidro con calcio metálico en un crisol de tantalio. Las impurezas de calcio y de tantalio se pueden eliminar mediante una segunda fusión al vacío. Son posibles otros métodos de aislamiento. El terbio es razonablemente estable en el aire. Es un metal de color gris plateado, es maleable, dúctil, y lo suficientemente blando para poder ser cortado con un cuchillo. Existen dos modificaciones cristalinas, con una temperatura de transformación de 1289°C. Se conocen 42 isótopos. El óxido es de color chocolate o marrón oscuro. El borato de terbio y de sodio se usa como un material de láser ya que emite luz coherente a 0,546 µm. El terbio se utiliza para dopar el fluoruro de calcio, wolframato de calcio y el molibdato de estroncio, que se utilizan en dispositivos de estado sólido. El óxido tiene una potencial aplicación como activador para los fósforos verdes usados en los tubos de televisión en color. Se puede utilizar junto con ZrO₂ como un estabilizador de cristal de las pilas de combustible que funcionan a temperatura elevada. Se han encontrado otros pocos usos. El elemento tiene un precio de alrededor de \$ 40/g (99,9 %). Se conoce poco de la posible toxicidad del terbio. Debe manejarse con cuidado, como con los otros elementos lantánidos.

Titanio – (L. *Titans*, los primeros hijos de la Tierra, un mito), Ti, A = 47,867 (1), Z = 22; p.f. 1668°C; p.e. 3287°C; densidad 4,54; valencias 2, 3 y 4.

Fue descubierto por Gregor en 1791, y nombrado por Klaproth en 1795. El titanio impuro lo prepararon Nilson y Pettersson en 1887; sin embargo, el metal puro (99,9 %) no lo obtuvo Hunter hasta 1910 al calentar TiCl₄ con sodio en una bomba de acero. El titanio está presente en los meteoritos y en el Sol. Las rocas obtenidas durante la misión lunar del Apolo 17 mostraron la presencia de 12,1 % de TiO₂. Los análisis de las rocas obtenidas durante las misiones Apolo anteriores muestran porcentajes más bajos. Las bandas de óxido de titanio son prominentes en los espectros de las estrellas de tipo M. El elemento es el noveno más abundante en la corteza terrestre. El titanio casi siempre está presente en las rocas ígneas y en los sedimentos derivados de ellas. Se obtiene de los minerales *rutilo*, *ilmenita* y *titanita*, en los que está presente en forma de titanatos, y en muchos minerales de hierro. Los depósitos de *ilmenita* y de *rutilo* se encuentran en Florida, California, Texas y Nueva York. También son grandes proveedores de minerales de titanio Australia, Noruega, Malasia, India, y China. El titanio está presente en las cenizas del carbón, en las plantas y en el cuerpo humano. El metal era una curiosidad de laboratorio hasta que en 1946 Kroll, mostró que el titanio podría ser producido comercialmente mediante la reducción de tetracloruro de titanio con magnesio. Este es el método que se utiliza hoy en día en gran medida para producir el metal. El metal se puede purificar por la descomposición del yoduro. El titanio, cuando es puro, es un metal blanco brillante. Tiene una baja densidad, una buena resistencia, se produce fácilmente, y tiene una excelente resistencia a

la corrosión. Es dúctil sólo cuando está libre de oxígeno. El metal arde en el aire y es el único elemento que se combina con nitrógeno. El titanio es resistente al ácido sulfúrico diluido y al ácido clorhídrico, a la mayoría de los ácidos orgánicos, al gas de cloro húmedo, y a soluciones de cloruro. El titanio natural consta de 5 isótopos con masas atómicas comprendidas entre 46 y 50. Todos son estables. Se conocen otros 18 isótopos inestables. El metal es dimórfico. La forma hexagonal α cambia a la forma cúbica β muy lentamente a temperaturas de alrededor de 880°C. El metal cuando está al rojo se combina con el oxígeno, y con cloro a 550°C. El titanio es importante como metal de aleación con aluminio, molibdeno, manganeso, hierro, y otros metales. Las aleaciones de titanio se utilizan principalmente para las aeronaves y los misiles, donde son importantes el peso ligero y la capacidad de soportar condiciones extremas de temperatura. El titanio es tan fuerte como el acero, pero 45 % más ligero. Es un 60 % más pesado que el aluminio, pero el doble de fuerte. El titanio tiene un uso potencial en plantas de desalinización para convertir agua de mar en agua dulce. El metal tiene una excelente resistencia al agua de mar y se utiliza para árboles de transmisión, aparejos y otras partes de los barcos expuestos al agua salada. Se ha usado un ánodo de titanio recubierto de platino para proporcionar una protección catódica contra la corrosión por el agua salada. Se considera que el titanio metálico es fisiológicamente inerte; sin embargo, el polvo de titanio puede tener un riesgo cancerígeno. Cuando es puro, el dióxido de titanio es bastante blanco y tiene un índice de refracción muy alto con una dispersión óptica más alta que la del diamante. Este óxido es producido artificialmente para su uso como piedra preciosa, pero es relativamente blando. Los zafiros estrella y los rubíes exhiben su asterismo como resultado de la presencia de TiO_2 . El dióxido de titanio se utiliza ampliamente tanto para la pintura doméstica como para la pintura artística, ya que proporciona un color permanente y tiene un buen poder de cubrición. El pigmento de óxido de titanio representa el mayor uso del elemento. La pintura de titanio es un excelente reflector de infrarrojos, y se utiliza ampliamente en los observatorios solares, donde el calor provoca condiciones pobres de visibilidad. El tetracloruro de titanio se utiliza para irisar el vidrio. Este compuesto produce muchos humos en contacto con el aire y se ha utilizado para producir pantallas de humo. El precio del metal de titanio (99,9 %) es de aproximadamente \$ 1100/kg.

Torio – (*Thor*, dios escandinavo de la guerra), Th, A = 232,0381 (1), Z = 90; p.f. 1750°C; p.e. 4788°C; densidad 11,72; valencias 2?, 3?, 4.

Fue descubierto por Berzelius en 1828. El torio se encuentra en la *torita* (ThSiO_4) y la *torianita* ($\text{ThO}_2 + \text{UO}_2$). Hay grandes depósitos de minerales de torio en Nueva Inglaterra y en otros lugares, pero estos otros aún no han sido explotados. Actualmente se piensa que el torio es cerca de tres veces más abundante que el uranio y casi tan abundante como el plomo o el molibdeno. El metal es una fuente de energía nuclear. Es probable que haya más energía disponible para su uso procedente de los minerales del torio de la corteza terrestre que la energía procedente del uranio y de los combustibles fósiles. Existe desde hace varios años una demanda considerable de torio como combustible nuclear que seguirá aumentando en el futuro. Se ha trabajado en el desarrollo de sistemas de reactores de conversión de ciclo del torio. Actualmente ya operan varios prototipos, incluyendo el HTGR (reactor de alta temperatura refrigerado por gas) y MSRE (reactor convertidor experimental refrigerado con sal fundida). A pesar de que los reactores HTGR son eficientes, no se espera que tengan importancia comercial durante muchos años debido a ciertas dificultades de funcionamiento. El torio se recupera comercialmente del mineral *monacita*, que contiene del 3 al 9 % de ThO_2 junto con otros metales de las tierras raras. Se ha atribuido al torio y al uranio gran parte del calor interno que produce la Tierra. Hay disponibles varios métodos para la producción de torio metálico: se pue-

de obtener mediante la reducción de óxido de torio con calcio, por electrólisis de cloruro de torio anhidro en una mezcla fundida de cloruros de sodio y de potasio, por reducción con calcio del tetracloruro de torio mezclado con cloruro de cinc anhidro, y por la reducción de tetracloruro de torio con un metal alcalino. Inicialmente el torio fue asignado al grupo 4 de la tabla periódica. Debido a su masa atómica, valencia, etc., actualmente se le considera como el segundo miembro de la serie de los elementos actínidos. En estado puro el torio es un metal de color blanco plateado que es estable al aire y conserva su brillo durante varios meses. Cuando se contamina con el óxido de torio se empaña lentamente en el aire, convirtiéndose en gris y finalmente negro. Las propiedades físicas del torio están muy influidas por el grado de contaminación con el óxido. Las muestras más puras contienen a menudo varias décimas por ciento del óxido. Se ha aislado torio de alta pureza. El torio puro es blando, muy dúctil, y puede ser laminado en frío, estampado y estirado. El torio es dimórfico, cambiando a 1400°C de una estructura cúbica a una estructura cúbica centrada en el cuerpo. El óxido de torio tiene un punto de fusión de 3300°C, que es el más alto de todos los óxidos. Sólo unos pocos elementos, tales como el wolframio, y unos pocos compuestos, tales como el carburo de tantalio, tienen puntos de fusión más elevados. El torio es atacado lentamente por el agua, pero no se disuelve fácilmente en la mayoría de los ácidos comunes, excepto en el ácido clorhídrico. El torio metálico en polvo suele ser pirofórico y debe manejarse con cuidado. Cuando se calienta el aire, las virutas de torio se encienden y arden brillantemente con una luz blanca. El uso principal del torio ha sido la preparación de las camisas Welsbach, que se utilizan en las luces de gas portátiles. Estas camisas contienen sobre el 1 % de óxido de torio y óxido de cerio, y otros ingredientes, y brillan con una luz deslumbrante cuando se calienta con una llama de gas. El torio es un elemento de aleación importante con el magnesio, ya que aporta alta resistencia y resistencia a la fluencia a temperaturas elevadas. Debido a que el torio se trabaja mal y que es un gran emisión de electrones, es utilizado como escudo del alambre de wolframio utilizado en equipos electrónicos. El óxido también se usa para controlar el tamaño de grano del wolframio utilizado para lámparas eléctricas, y también se utiliza para fabricar crisoles de laboratorio de alta temperatura. Los vidrios que contienen óxido de torio tienen un alto índice de refracción y baja dispersión. En consecuencia, se aplica en lentes de alta calidad para cámaras e instrumentos científicos. También ha encontrado uso el óxido de torio como catalizador en la conversión de amoníaco a ácido nítrico, en el craqueo de petróleo y en la producción de ácido sulfúrico. El torio no ha encontrado muchos usos debido a su naturaleza radiactiva, su difícil manejo y los problemas de su eliminación. Se conocen 30 isótopos de torio con masas atómicas que van desde 210 hasta 237. Todos son inestables. El ^{232}Th existe en la naturaleza y tiene una vida media de $1,4 \times 10^{10}$ años. Es un emisor alfa. Este núcleo de ^{232}Th se desintegra emitiendo sucesivamente 6 partículas alfa y 4 emisiones beta antes de convertirse en el isótopo estable ^{208}Pb . El ^{232}Th es suficientemente radiactivo para revelar en pocas horas una placa fotográfica. El torio se desintegra con la producción de "torón" (^{220}Rn), que es un emisor alfa y presenta peligro de radiación. Por lo tanto, es esencial una buena ventilación de las áreas donde se almacena o manipula el torio. El torio metálico (99,8 %) cuesta alrededor de \$ 25/g.

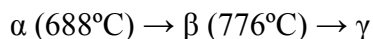
Tulio – (*Thule*, el antiguo nombre de Escandinavia), Tm, A = 168,93421 (3), Z = 69; p.f. 1545°C, p.e. 1950°C; densidad 9,321 (25°C); valencia 3.

Fue descubierto en 1879 por Cleve. El tulio se encuentra en pequeñas cantidades junto con otras tierras raras en una gran variedad de minerales. Se obtiene comercialmente a partir de *monacita*, que contiene alrededor de 0,007 % del elemento. El tulio es el menos abundante de los elementos de tierras raras, pero con nuevas fuentes descubiertas recientemente, actualmente se considera que es

casi tan raro como la plata, el oro o el cadmio. Las recientes técnicas de extracción por intercambio iónico y por extracción con disolvente permiten una mayor facilidad en la separación de las tierras raras, con un costo mucho menor. Hace sólo unos años, el tulio metálico no se podía obtener a ningún precio, y en 1996 el óxido costaba \$ 20/g. El tulio metálico en polvo ahora cuesta \$ 70/g (99,9 %). El tulio se puede aislar por reducción del óxido con lantano metálico o por reducción del fluoruro anhidro con calcio. El metal puro tiene un aspecto brillante y plateado. Es razonablemente estable en el aire, pero debe ser protegido de la humedad en un recipiente cerrado. El elemento es de color gris plateado, blando, maleable, dúctil y se puede cortar con un cuchillo. Se conocen 41 isótopos, con masas atómicas que van desde 146 hasta 176. El tulio natural es estable y contiene un 100 % de ^{169}Tm . Debido al precio relativamente alto del metal, el tulio no ha encontrado muchas aplicaciones prácticas. Al bombardear el ^{169}Tm en un reactor nuclear se puede utilizar como una fuente de radiación en un equipo portátil de Rayos X. El ^{171}Tm es potencialmente útil como fuente de energía. El tulio natural también tiene su posible uso en ferritas (materiales magnéticos de cerámica) que se utilizan en equipos de microondas. Al igual que otros lantánidos, el tulio tiene una clasificación de toxicidad de baja a moderada. Debe manejarse con cuidado.

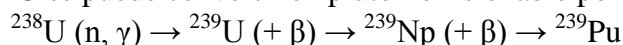
Uranio – (Planeta Urano), U, A = 238,0289 (1), Z = 92; p.f. 1135°C; p.e. 4131°C; densidad ~ 18,95; valencias 2, 3, 4, 5 y 6.

Ha sido encontrado cerca de Nápoles, Italia un vidrio de color amarillo, que contiene más del 1 % de óxido de uranio y que se remonta al 79 d.C. En 1789 Klaproth reconoció un elemento desconocido en la pechblenda y trató de aislar el metal. Al parecer el metal fue aislado por primera vez en 1841 por Peligot, que redujo el cloruro anhidro con potasio. El uranio no es tan raro como se pensaba. En la actualidad se considera que es más abundante que el mercurio, el antimonio, la plata o el cadmio, y es tan abundante como el molibdeno o el arsénico. Se presenta en numerosos minerales como la *pechblenda*, la *uraninita*, la *carnotita*, la *autunita*, el *uranofano*, la *dauidita* y la *tobernita*. También se encuentra en la roca de fosfato, en el lignito, en las arenas de *monacita*, y se puede recuperar comercialmente a partir de estas fuentes. Hay grandes depósitos de mineral de uranio en Utah, Colorado, Nuevo México, Canadá y otros países. El uranio se puede aislar mediante la reducción de sus haluros con metales alcalinos o alcalinotérreos o mediante la reducción de los óxidos de uranio con calcio, aluminio o carbono a altas temperaturas. El metal también puede ser producido por la electrólisis de KUF_5 o UF_4 , disueltos en una mezcla fundida de CaCl_2 y NaCl . El uranio de alta pureza se puede preparar por la descomposición térmica de haluros de uranio con un filamento caliente. El uranio tiene tres modificaciones cristalográficas de la siguiente manera:

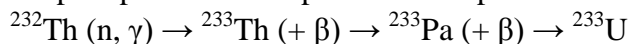


El uranio es un metal pesado, de color blanco plateado que es pirofórico cuando se encuentra finamente dividido. Es un poco más blando que el acero, y es atacado por el agua fría en estado finamente dividido. Es maleable, dúctil, y ligeramente paramagnético. En el aire, el metal se recubre con una capa de óxido. Los ácidos disuelven el metal, pero no se ve afectado por los álcalis. El uranio tiene 23 isótopos, todos ellos radiactivos. El uranio de origen natural contiene un 99,2745 % en masa de ^{238}U , 0,720 % de ^{235}U y 0,0055 % de ^{234}U . Los estudios demuestran que el porcentaje en masa de ^{235}U en el uranio natural puede llegar hasta un 0,1 %, dependiendo de su origen. El US-DOE ha adoptado el valor de 0,711 como su porcentaje "oficial" de ^{235}U en el uranio natural. El uranio natural es suficientemente radiactivo como para revelar una placa fotográfica en más o menos una hora. Se cree que la mayor parte del calor interno de la Tierra es atribuible a la presencia de uranio y de torio. El ^{238}U , con una vida media de $4,46 \times 10^9$ años, se ha utilizado para estimar la edad

de las rocas ígneas. El origen del uranio, el miembro más alto de los elementos presentes en la naturaleza —excepto tal vez por trazas de neptunio o de plutonio— no está claro, aunque se ha pensado que el uranio podría ser un producto de la desintegración de los elementos de mayor masa atómica, que puede que alguna vez estuvieran presentes en la Tierra o en otras partes del universo. Estos elementos originales se habrían formado como resultado de una "creación," primordial conocida como "big bang", en una supernova o en otros procesos estelares. El hecho de que estudios recientes muestran que la mayoría de los elementos transuránicos son extremadamente raros con vidas medias muy cortas, indica que puede ser necesaria encontrar una explicación alternativa para llegar a las grandes cantidades de uranio radiactivo que encontramos en la Tierra. Los estudios de meteoritos procedentes de otras partes del sistema solar muestran un contenido relativamente bajo en elementos radiactivos, en comparación con las rocas terrestres. El uranio es de gran importancia como combustible nuclear. El ^{238}U se puede convertir en plutonio fisionable por las siguientes reacciones:



Esta conversión nuclear puede llevarse a cabo en reactores "nodriza" donde es posible producir nuevo material fisionable en mayor cantidad que el material fisionable utilizado en el mantenimiento de la reacción en cadena. El ^{235}U es aún de mayor importancia, ya que es la clave del uso del uranio. El ^{235}U es sólo el 0,72 % del uranio natural; es fisionable con los neutrones lentos de una reacción de fisión en cadena autosostenida, que solo se puede producir en un reactor construido a partir de uranio natural y un moderador adecuado, tal como agua pesada o grafito. Si se desea, el ^{235}U se puede concentrar por difusión gaseosa y otros procesos físicos, y utilizarse directamente como un combustible nuclear, en lugar de uranio natural, o también como un explosivo. El uranio natural, ligeramente enriquecido con un pequeño porcentaje con ^{235}U se utiliza para alimentar los reactores de energía nuclear para la generación de electricidad. El torio natural puede ser irradiado con neutrones de la siguiente manera para producir el importante isótopo ^{233}U .



Mientras que el torio en sí no es fisionable, el ^{233}U sí lo es, y de esta manera se puede usar como combustible nuclear. Una libra de uranio completamente fisionado tiene una capacidad como combustible equivalente a más de 1.500 toneladas de carbón. Son muy conocidos los usos de los combustibles nucleares para generar energía eléctrica, producir isótopos con fines pacíficos, y también para fabricar explosivos. La producción mundial de electricidad estimada de los 437 reactores nucleares en funcionamiento en el año 1998 ascendió a cerca de 352.000 megavatios-hora. En 1998 los EE.UU. tenía unos 107 reactores comerciales con una producción de unos 100.000 megavatios-hora. Recientemente se han cerrado por motivos de seguridad algunas plantas de generación de energía eléctrica nuclear. También hay serios problemas con la eliminación de los residuos nucleares, que no han sido completamente resueltos. En los EE.UU. el uranio está controlado por la Comisión Reguladora Nuclear, dentro del Departamento de Energía. Se están encontrando aplicaciones a las grandes cantidades de uranio "empobrecido" que ya está disponible, donde la concentración del uranio-235 se ha reducido a alrededor de 0,2 %. El uranio empobrecido se ha utilizado para los dispositivos inerciales de orientación, giróscopos, contrapesos para las superficies de control del avión, lastre para vehículos de reentrada de misiles, como material de blindaje para tanques, etc. Sin embargo, hay preocupación por sus propiedades de baja radiactividad. El uranio metálico se utiliza en aparatos para la producción de rayos X de alta energía. El nitrato se ha utilizado como tóner fotográfico, y el acetato se utiliza en química analítica. Los cristales de nitrato de uranio son triboluminescentes. Las sales de uranio también se han utilizado para la producción de vidrios y esmaltes de color amarillo "vaselina". El uranio y sus compuestos son altamente tóxicos, tanto desde el punto

de vista químico como radiológico. El uranio metálico finamente dividido es pirofórico y presenta riesgo de incendio. La carga máxima corporal total admisible de uranio natural (basado en su radiotoxicidad) es de 0,2 Ci para los compuestos solubles. Recientemente, la presencia natural del uranio y del torio en muchos suelos preocupa a los propietarios de sus viviendas, debido a la generación de radón y los isótopos procedentes de su desintegración (véase el **radón**). El uranio metálico está disponible comercialmente a un precio de alrededor de \$ 6/g (99,7 %) en vidrio hermético en atmósfera de argón.

Vanadio – (*Vanadis*, diosa escandinava), V; A = 50,9415 (1), Z = 23; p.f. 1910°C; p.e. 3407°C; densidad 6,11 (18,7°C); valencias 2, 3, 4 y 5.

El vanadio fue descubierto por primera vez por Del Río, en 1801. Por desgracia, un químico francés declaró incorrectamente que el nuevo elemento de Del Río era cromo impuro; Del Río creyó que estaba equivocado y aceptó la declaración del químico francés. El elemento fue descubierto en 1830 por Sefström, que dio nombre al elemento en honor de la diosa escandinava *Vanadis* por sus bellos compuestos multicolores. Fue aislado en forma casi pura por Roscoe, en 1867, que redujo el cloruro por medio de hidrógeno. El vanadio de 99,3 a 99,8 % de pureza no se produjo hasta 1927. El vanadio se encuentra en cerca de 65 minerales diferentes entre los que están la *carnotita*, la *roscoelita*, la *vanadinita* y la *patronita* que son fuentes importantes del metal. El vanadio también se encuentra en la roca de fosfato y en ciertos minerales de hierro, y también está presente en algunos crudos de petróleo en forma de complejos orgánicos. También se encuentra en pequeños porcentajes en los meteoritos. La producción comercial de la ceniza de petróleo es una promesa como fuente importante del elemento. China, Sudáfrica y Rusia suministran la mayor parte de los minerales de vanadio en el mundo. El vanadio de alta pureza se puede obtener por reducción del tricloruro de vanadio con magnesio, o con mezclas de magnesio-sodio. Actualmente gran parte del vanadio metálico se produce por reducción con calcio del V_2O_5 en un recipiente a presión, una adaptación de un proceso desarrollado por McKechnie y Seybolt. El vanadio natural es una mezcla de dos isótopos, ^{50}V (0,25 %) y ^{51}V (99,75 %). El ^{50}V es ligeramente radiactivo, aunque tiene una vida media larga. Se conocen otros 20 isótopos inestables. El vanadio puro es un metal de color blanco brillante, suave y dúctil. Tiene buena resistencia a la corrosión por los álcalis, el ácido sulfúrico y clorhídrico, y el agua salada; pero se oxida fácilmente por encima de 660°C. El metal tiene buena resistencia estructural y una pequeña sección transversal de neutrones de fisión, por lo que es útil en aplicaciones nucleares. El vanadio se utiliza en la producción de piezas resistentes al óxido, muelles y aceros para herramientas de alta velocidad. Es un importante estabilizador de carburo en la fabricación de aceros. Actualmente alrededor del 80 % del vanadio producido se utiliza como ferrovanadio o como un aditivo del acero. Se utilizan láminas de vanadio como agentes de unión en el revestimiento del titanio con el acero. El pentóxido de vanadio se utiliza en cerámica y como catalizador. También se utiliza en la producción de imanes superconductores con campos magnéticos de 175.000 gauss. El vanadio y sus compuestos son tóxicos y deben manejarse con cuidado. El vanadio dúctil está disponible comercialmente. El vanadio metálico (99,7 %) cuesta alrededor de \$ 3/g.

Wolframio – (de la *wolframita*, llamada así por *wolf rahm* o *spumi lupi*, porque el mineral interfiere en la fundición del estaño y se suponía que devoraba el estaño), W; A = 183,84 (1), Z = 74; p.f. 3422°C; p.e. 5555°C; densidad 19,3 (20°C); valencias 2, 3, 4, 5 y 6.

En 1779 Peter Woulfe examinó el mineral actualmente conocido como *wolframita* y concluyó que debía contener una nueva sustancia. Scheele, en 1781, averiguó que se podía extraer un ácido nuevo

del *tung sten* (un nombre que se aplica primero alrededor de 1758 a un mineral ahora conocido como *scheelita*). Scheele y Berman sugirieron la posibilidad de obtener un nuevo metal mediante la reducción de este ácido. En 1783 Los hermanos De Elhuyar encontraron un ácido en la *wolframita* que era idéntica al ácido del wolframio (ácido wolfrámico) de Scheele, y en ese año tuvieron éxito en la obtención del elemento por la reducción de este ácido con carbón vegetal. El wolframio está presente en la *wolframita*, $(\text{Fe,Mn})\text{WO}_4$; la *scheelita*, CaWO_4 ; la *huebnerita*, MnWO_4 y la *ferberita*, FeWO_4 . Hay importantes yacimientos de wolframio en California, Colorado, Bolivia, Rusia y Portugal. China posee alrededor del 75 % de los recursos de wolframio en el mundo. El wolframio natural contiene 5 isótopos estables. Se conocen otros 32 isótopos inestables. El metal se obtiene comercialmente mediante la reducción del óxido de wolframio con hidrógeno o carbono. El wolframio puro es un metal de color de gris acero a estaño blanco. El wolframio muy puro se puede cortar con una sierra de arco, y puede ser forjado, hilado y extruido. El metal impuro es frágil y sólo se puede trabajar con dificultad. El wolframio tiene el punto de fusión más alto de todos los metales, y a temperaturas superiores a 1650°C tiene la mayor resistencia a la tracción. El metal se oxida en el aire y debe ser protegido a temperaturas elevadas. Tiene una excelente resistencia a la corrosión y sólo es atacado ligeramente por la mayoría de los ácidos minerales. La expansión térmica es aproximadamente la misma que el vidrio de borosilicato, lo que hace que el metal sea útil para los sellos de vidrio-a-metal. El wolframio y sus aleaciones se utilizan ampliamente en filamentos para lámparas eléctricas, electrónicas y tubos de televisión, y para el trabajo de evaporación de metal; para los puntos de contacto eléctrico en los distribuidores de los automóviles; los objetivos de rayos X; para bobinas y elementos de calefacción en hornos eléctricos, y para numerosas aplicaciones de diversas tareas de alta temperatura. Las aleaciones de wolframio se usan en aceros de herramientas de alta velocidad, Hastelloy®, Stellite® y muchas otras más. El carburo de wolframio es de gran importancia para el trabajo de los metales, la minería y las industrias de derivados del petróleo. Son ampliamente utilizados los wolfratos de calcio y de magnesio en la iluminación fluorescente; otras sales de wolframio se utilizan en las industrias químicas y de bronceado. El disulfuro de wolframio es un lubricante seco, de alta temperatura, estable a 500°C . Los bronce de wolframio y otros compuestos de wolframio se utilizan en pinturas. El wolfrato de circonio ha encontrado recientes aplicaciones (véase **circonio**). El wolframio en polvo (99,999 %) cuesta alrededor de \$ 2900/kg.

Xenón – (Gr. *xenon*, extraño), Xe, A = 131,29 (2), Z = 54; p.f. $-111,79^\circ\text{C}$, p.e. $-108,12^\circ\text{C}$; t_c $16,62^\circ\text{C}$; densidad (gas) $5,887 \pm 0,009$ g/L; densidad (líquido) 3,52 (-109°C); normalmente valencia 0.

Fue descubierto por Ramsay y Travers en 1898 en el residuo que queda después de la evaporación de los componentes del aire líquido. El xenón es un miembro de los llamados gases "inertes" o nobles. Está presente en la atmósfera en aproximadamente una parte en veinte millones. El xenón está presente en la atmósfera de Marte en 0,08 ppm. El elemento se encuentra en los gases que se desprenden de ciertas fuentes de agua mineral, y se obtiene comercialmente por la destilación del aire líquido. El xenón natural se compone de 9 isótopos estables. Además de estos, se han caracterizado 35 isótopos inestables. Por lo general, antes de 1962 se había asumido que el xenón y los otros gases nobles no eran capaces de formar compuestos. En los últimos años ha ido aumentando la evidencia de que el xenón, así como otros miembros de los elementos de valencia cero, forman compuestos. Entre los "compuestos" de xenón actualmente conocidos son hidrato de xenón, perxenato de sodio, deuterato de xenón, difluoruro, tetrafluoruro, hexafluoruro, y XePtF_6 y XeRhF_6 . Se ha preparado trióxido de xenón, que es muy explosivo. Se han sintetizado más de 80 compuestos de

xenón, con el xenón unido químicamente al flúor o al oxígeno. Algunos compuestos de xenón son coloreados. Se ha producido xenón metálico bajo varios cientos de kilobares de presión. En un tubo de vacío el xenón produce un hermoso brillo azul cuando es excitado por una descarga eléctrica. El gas se utiliza en la fabricación de tubos electrónicos, lámparas estroboscópicas, lámparas bactericidas y lámparas usadas para excitar láseres de rubí para generar luz coherente. El xenón se utiliza en el campo de la energía atómica en cámaras de burbujas, sondas, y otras aplicaciones donde se precisa su elevada masa atómica. Los perxenatos se utilizan en química analítica como agentes oxidantes. Los isótopos ^{133}Xe y ^{135}Xe se producen por irradiación de neutrones en reactores nucleares refrigerados por aire. El ^{133}Xe tiene aplicaciones útiles como radioisótopo. El elemento está disponible en envases de vidrio sellados por alrededor de \$ 20/L de gas a presión normal. El xenón no es tóxico, pero sus compuestos son altamente tóxicos debido a sus características fuertemente oxidantes.

Yodo – (Gr. *iodes*, violeta), I; A = 126,90447 (3), Z = 53; p.f. 113,7°C; p.e. 184,4°C; t_c 546°C; densidad del gas 11,27 g/L; densidad del sólido 4,93 (20°C); valencias 1, 3, 5 o 7.

Fue descubierto por Courtois en 1811. El yodo es un halógeno que se encuentra en una pequeña concentración en forma de yoduros en el agua de mar, de la que es asimilado por las algas; también en el salitre chileno y en tierras de nitrato, conocidos como *caliche*, en salmueras de viejos depósitos de mar, y en las aguas salobres de los pozos de petróleo y sal. El yodo ultrapuro se puede obtener a partir de la reacción del yoduro de potasio con sulfato de cobre (II). También se conocen otros métodos para aislar el elemento. El yodo es un sólido brillante de color negro azulado, que se volatiliza a temperatura ordinaria produciendo un gas de color azul-violeta con olor irritante; forma compuestos con otros muchos elementos, pero es menos activo que los otros halógenos, que lo desplazan desde los yoduros. El yodo exhibe algunas propiedades metálicas. Se disuelve fácilmente en cloroformo, tetracloruro de carbono, o disulfuro de carbono para formar hermosas disoluciones de color púrpura. Apenas es soluble en agua. Son importantes los compuestos de yodo en química orgánica y muy útiles en medicina. Se conocen 42 isótopos. Sólo hay un isótopo estable, ^{127}I , que es el que se encuentra en la naturaleza. El isótopo artificial ^{131}I con una vida media de 8 días, se ha utilizado en el tratamiento de la glándula tiroides. Sus compuestos más comunes son los yoduros de sodio y potasio (KI) y los yodatos (KIO_3). La falta de yodo es la causa de bocio. Los yoduros y la tiroxina, que contiene yodo, se utilizan en medicina interna, y una disolución de KI y yodo en alcohol se utiliza para curar heridas externas. El yoduro de potasio se emplea en fotografía. Es característico del elemento libre el color azul profundo en una disolución de almidón. Se debe tener cuidado en el manejo y el uso del yodo, ya que puede causar lesiones en contacto con la piel; el vapor de yodo es muy irritante para los ojos y las membranas mucosas. El precio del yodo elemental es aproximadamente 25 a 75 ¢/g dependiendo de la pureza y de la cantidad.

Actinio	Flerovio (114)	Paladio
Aluminio	Flúor	Plata
Americio	Fósforo	Platino
Antimonio	Francio	Plomo
Argón	Gadolinio	Plutonio
Arsénico	Galio	Polonio
Astato	Germanio	Potasio
Azufre	Hafnio	Praseodimio
Bario	Hassio (108)	Prometio
Berkelio	Helio	Protactinio
Berilio	Hidrógeno	Radio
Bismuto	Hierro	Radón
Bohrio (107)	Holmio	Renio
Boro	Indio	Rodio
Bromo	Iridio	Roentgenio (111)
Cadmio	Iterbio	Rubidio
Calcio	Itrio	Rutenio
Californio	Kriptón	Rutherfordio (104)
Carbono	Lantano	Samario
Cerio	Lawrencio	Seaborgio (106)
Cesio	Litio	Selenio
Cinc	Livermorio (116)	Silicio
Circonio	Lutecio	Sodio
Cloro	Magnesio	Talio
Cobalto	Manganeso	Tantalio
Cobre	Meitnerio (109)	Tecnecio
Cromo	Mendelevio	Telurio
Curio	Mercurio	Terbio
Copernicio (112)	Molibdeno	Titanio
Darmstadio (110)	Neodimio	Torio
Disproso	Neón	Tulio
Dubnio (105)	Neptunio	Ununtrio (113)
Einstenio	Niobio	Ununpentio (115)
Erbio	Níquel	Ununseptio (117)
Escandio	Nitrógeno	Uranio
Estaño	Nobelio	Vanadio
Estroncio	Oro	Wolframio
Europio	Osmio	Xenón
Fermio	Oxígeno	Yodo