Una estructura molecular tridimensional de un nanotubo de carbono, representada como una red hexagonal de átomos de carbono conectados por enlaces covalentes. Los átomos están coloreados en tonos de rojo, naranja, amarillo y verde, y los enlaces en tonos de rojo y naranja. La estructura se extiende horizontalmente a lo largo del centro de la portada.

LOS ELEMENTOS QUÍMICOS:

Un manual extenso

ANTONIO L. DOADRIO

Editor y autor: Antonio L. Doadrio Villarejo

Edita: Real Academia Nacional de Farmacia. Instituto de España.

ISBN: 978-84-944103-7-6

Madrid (España) 2016

Publicación subvencionada por el Ministerio de Educación, Cultura y Deporte.

Imagen de portada: Nanotubo de carbono.

A ROSA

Hija mía, asómate al mundo y asómbrales tal como eres, no escondas nada de ti porque eres la mejor persona que el mundo pueda anhelar. Eres la luz que alumbró mis días, mi gran felicidad, mi mayor regocijo. Tú alegría es la mía. Tus penas son las mías. ¡Te quiero! Tú eres mi tesoro más precioso.



Antonio L. Doadrio Villarejo, se licenció en Farmacia por la Universidad Complutense con Premio Extraordinario y se doctoró *cum laude* en Farmacia, obteniendo el Premio Extraordinario de doctorado. Es Catedrático acreditado de Universidad. Ejerce su docencia e investigación en el Departamento de Química Inorgánica y Bioinorgánica de la Facultad de Farmacia de la Universidad Complutense de Madrid. Ha sido Profesor de las Escuelas de Medicina Legal y Medicina del Trabajo de la Universidad Complutense. Ha impartido o imparte –entre otras- docencia en las asignaturas de Química General, Química Inorgánica y Química Bioinorgánica del grado en Farmacia de la UCM, así como diversos másteres en contaminación ambiental y en toxicología y títulos de experto. Autor de más de un centenar de trabajos de investigación, ha dirigido tesinas de licenciatura y tesis doctorales. Es académico de número de la Real Academia Nacional de Farmacia del Instituto de España, de la Real Academia de Doctores de España y de otras autonómicas. Es full member de la Academia de Ciencias Naturales de Rusia y académico correspondiente de la Academia de Ciencias Farmacéuticas de Chile. Fue Bibliotecario y Secretario General de la Real Academia Nacional de Farmacia, de la que actualmente es su Director de publicaciones y presidente de la sección tercera de Tecnologías Farmacéuticas. También, es presidente de la sección de Farmacia de la Real Academia de Doctores de España. Está en posesión de la medalla de honor de la Facultad de Farmacia de la Universidad Complutense y de otras condecoraciones. Pertenece a diversas asociaciones científicas nacionales e internacionales de prestigio, como la Cofradía Internacional de Investigadores Santo Cristo de la Oliva de Toledo. Es caballero de la Orden del Monasterio de Yuste y de la Orden de María de Hungría. Ha escrito y editado diversos libros, entre ellos el de “Química Inorgánica Descriptiva”, que es de referencia en la asignatura de Química Inorgánica de primer curso del grado de Farmacia en la UCM y “El universo, el Sistema Solar y los elementos químicos: Un viaje cósmico”, en los que se inspira parte de la presente obra.

PRÓLOGO

A un químico inorgánico como el que suscribe, el título autoimpuesto en esta obra: “Los elementos químicos: Un manual extenso”, le obliga, por lógica, a contemplar el acometer una exhaustiva descripción de todos ellos. Y así ha sido. Se detallarán en esta obra, todas las características y propiedades físicas y químicas de cada elemento de la tabla periódica, así como, sus peculiaridades bioinorgánicas, desde el punto de vista de la esencialidad, toxicología o iatroquímica, es decir, sus características biológicas en el ser humano y su uso eventual como medicamento. También, se tratará de su descubridor, etimología, estado natural y de sus minerales más relevantes. Asimismo, se verán sus aplicaciones más importantes y algunas curiosidades.

Esta obra, pretende no solo servir como material de consulta para los interesados en esta materia, sino también como un estudio divulgativo de los elementos químicos. Es por ello, que además, vamos a realizar un “viaje cósmico” desde el propio origen de nuestro universo, relatado según la teoría del Big Bang, para ver el nacimiento de las partículas elementales y subatómicas que constituirán el átomo, la formación del primer átomo y la fabricación de los elementos químicos en las estrellas actuales, la denominada nucleosíntesis estelar.

Llegado a este punto, hay una pregunta que nos interesa contestar: ¿Qué es un elemento químico?

La definición de elemento químico actualmente más sencilla y aceptada es la de: “un tipo de materia constituida por átomos de la misma clase”. Y que nos obliga a su vez, a definir qué es el átomo y qué es la materia. El átomo, es “una sustancia que tiene características físicas únicas y no puede ser descompuesto por una reacción química en otras sustancias más simples”. La materia, tal como la concebimos en química, es algo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa. Desde otros campos de la ciencia, también se

puede agregar que esa sustancia tenga energía, esté sujeta a cambios en el tiempo e incluso, que interaccione con instrumentos de medida. Y, considerando el punto de vista filosófico, la materia, es una realidad que puede ser percibida de la misma manera por distintos individuos.

Por otra parte, ¿qué supone la “constitución de la materia por átomos de la misma clase”? Pues, tiene que ver con el número atómico: cada átomo, tiene un número fijo de protones en su núcleo, y eso es lo que determina que pertenezca a una clase única que se clasifica con un número, el llamado número atómico (Z). Así, por ejemplo, al hidrógeno con átomos que contienen un solo protón nuclear, se le asigna el número atómico 1 y al hierro con 26 protones, el número atómico 26 y cada uno de ellos, tiene unas características que le hacen único. No pueden existir dos átomos de un mismo elemento con características diferentes.

Sin embargo, sí que existen átomos de un mismo elemento químico con el mismo número atómico, pero con un número másico distinto. A estos, se les conoce como a uno de sus isótopos.

Pero, por qué se llama “elemento”. ¿Tiene algo que ver con lo elemental, con lo básico, con lo simple? Sí, química, física y filosóficamente. Desde esos puntos de vista, elementalidad significa simplicidad, basicidad o indivisibilidad, es decir, ultimidad e independencia de todo lo demás. Esa fue la concepción primigenia de un elemento químico, según la teoría atómica de Dalton (1766-1844). Pero, el descubrimiento del electrón en 1897 por Thomson, como componente elemental del átomo, hizo dudar de la condición de “elemento” establecida desde 1803-07 por Dalton. Por entonces, a la Física no le interesaba este tema y, por ello, no se modificó la característica química de “elemento”. Cuando surgen las nuevas físicas a principios del s. XX y, en especial, la mecánica cuántica y las teorías de la relatividad, se continuó manteniendo la idea de elementalidad, por lo que también permaneció con la denominación de “elemento químico”, aunque perdiendo su carácter básico, ya que el átomo era una materia divisible. Posteriormente, en el primer tercio del s. XX, la Física desposeyó definitivamente del carácter “elemental” a los “elementos químicos” en favor de las “partículas elementales”: protón, neutrón y electrón, mientras que la Química, siguió manteniendo el término “elemento químico”, acuñado por Dalton, con el desarrollo de la tabla periódica de los elementos, durante el s. XIX. No es de extrañar, puesto que la Química ha sido y es siempre

muy fiel a sus tradiciones, y todavía seguimos llamando a los elementos del grupo 18 “gases nobles”, incluso cuando la mayoría de ellos perdió esa condición al sintetizarse combinaciones de esos elementos.

Por otra parte, de las tres partículas constitutivas del átomo, denominadas -en su día- “elementales” por la Física, actualmente, solo queda el electrón, al menos de momento, ya que se sabe que protones y neutrones están constituidos por otras partículas elementales: los quarks. Así que, la Física y también la Química, les ha desposeído de su título de “elemental” y han pasado a ser solo “partículas subatómicas”. Todas estas partículas y bastantes más, constituyen el complejo mundo de la todavía inconclusa “física de partículas”.

Actualmente, la Química reconoce, a través de la IUPAC, a 118 elementos químicos, todos ellos agrupados en la tabla periódica en 7 periodos y 18 grupos, con el hidrógeno por separado. Hay cuatro elementos que no tenían nombre definitivo: 113, 115, 117 y 118.

Los nombres de los elementos superpesados: 113, nihonio (Nh); 115, moscovio (Mc); 117, téneso (Ts) y 118, organesón (Og), fueron propuestos en junio de 2016 por sus descubridores y no poseían una denominación definitiva por parte de la IUPAC. Estuvieron nombrados provisionalmente de la manera establecida por la IUPAC: Uut (ununtrio) para el 113; Uup (ununpentio), 115; Uus (ununseptio), 117 y Uuo (ununoctio), para el 118, aludiendo a su número atómico. Así, **un** es 1 y puesto que hay dos serán **unun** (11) y **tri** de 3 (113), **pent** de 5 (115), **sept** de 7 (117) y **oct** de 8 (118), respectivamente. La terminación es, en español, de *io*, salvo que ya terminen en *i*, como el 113 (tri), entonces terminan solo en *o*. En inglés, la terminación es *ium* o solo *um*.

Sin embargo, en el momento de cierre de la edición de esta obra, nos llega la noticia de que la IUPAC (Unión Internacional de Química pura y aplicada) ha aprobado definitivamente los nombres propuestos.

Estos nuevos elementos superpesados, que son todos artificiales, radiactivos y muy inestables, han sido descubiertos en los siguientes centros de investigación: el 113 por el RIKEN Nishina Center for Accelerator-Based Science (Instituto Riken) de Japón; los elementos 115 y 117 por el Joint Institute for Nuclear Research (Instituto Central de Investigaciones Nucleares) de Dubna, Rusia, el Lawrence Livermore National Laboratory (Laboratorio Nacional Lawrence Livermore) de Berkeley, California, Estados Unidos, y el Oak Ridge National Laboratory (Laboratorio Nacional Oak Ridge) de la Universidad de

Vanderbilt, Tennessee, Estados Unidos, y el 118, por el Instituto Central de Investigaciones Nucleares de Dubna y el Laboratorio Nacional Lawrence Livermore de Berkeley.

Así que la tabla periódica de los elementos químicos, en la fecha de edición de esta obra, queda definitivamente constituida de la siguiente manera:

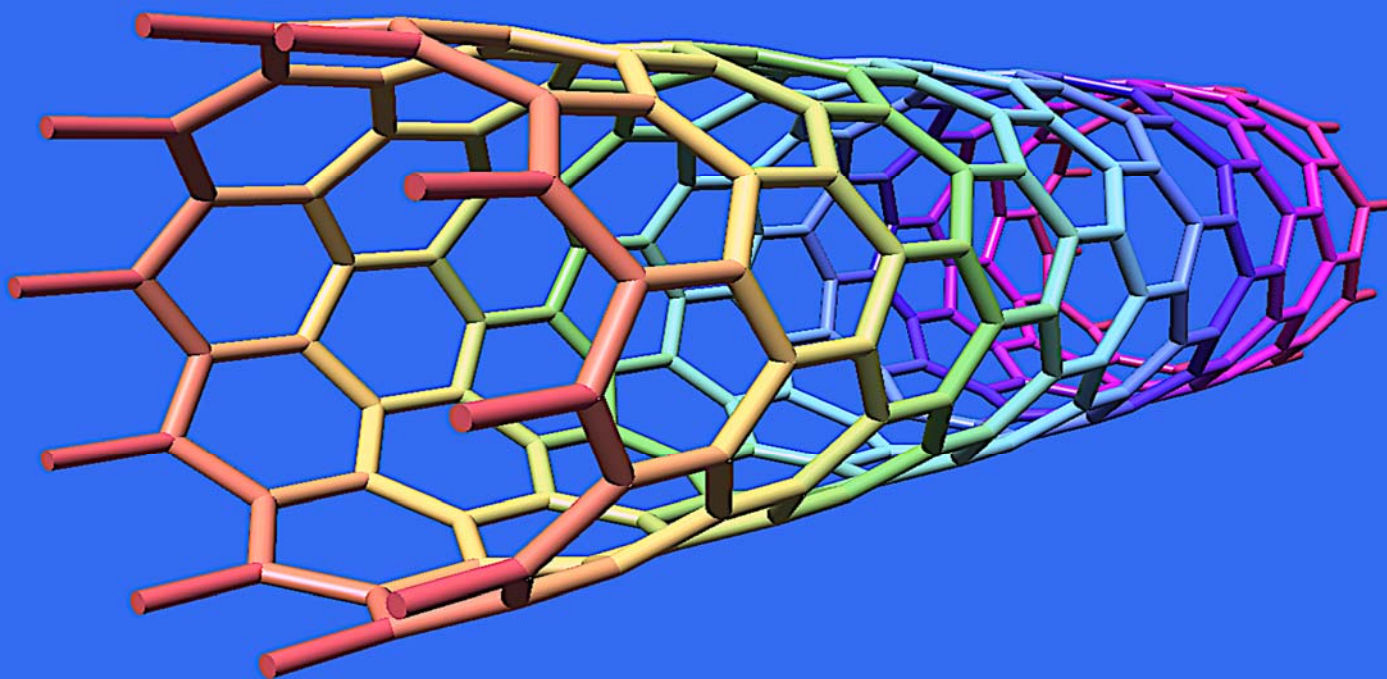
Tabla periódica de los elementos																		
	1																18	
1	H																2	He
2	Li	Be																
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
LANTANOIDES		58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71			
		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
ACTINOIDES		90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103			
		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

De los 118 elementos, tres han sido descubiertos por españoles: wolframio, platino y vanadio. El wolframio, por los hermanos Fausto y Juan José D'Elhuyar; el platino por Antonio de Ulloa y el vanadio por Andrés Manuel del Río.

Las imágenes de los elementos, que no son de dominio público o con licencia de Creative Commons, se han reproducido con los permisos concedidos por smart-elements (<http://www.smart-elements.com>), Theodore Gray (<http://apps.theodoregray.com/the-elements/>) y Alan Guisewite (<http://www.cs.cmu.edu/~adg/adg-peimages.html>). Las de los minerales, lo han sido con el permiso del Departamento de Edafología de la Universidad Complutense. Finalmente, las imágenes de las representaciones de las funciones de onda radial y de algunos orbitales atómicos, han sido cedidas por Wolfram Demonstrations Project. A todos ellos, mi agradecimiento. También quiere agradecer el autor a la Real Academia Nacional de Farmacia del Instituto de España y, al Ministerio de Educación, Cultura y Deporte del Gobierno de España, la edición de esta obra.

LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

UN MANUAL EXTENSO



1

LA CONSTITUCIÓN DEL PRIMER ÁTOMO: UN LARGO VIAJE CÓSMICO



Los pilares de la creación. NASA. Dominio público.

- El universo que conocemos nació opaco y quedó definido en un primer segundo. Se constituyeron las cuatro fuerzas fundamentales de la Física y los electrones, protones y neutrones, las partículas básicas que constituyen los átomos.
- La masa de las partículas es proporcionada por el bosón de Higgs.
- Protones y neutrones se forman por uniones de quarks de 3 en 3.
- Los electrones son partículas elementales, de tipo fermión y leptón. Protones y neutrones son partículas subatómicas, de tipo fermión y hadrón-barión.
- La masa del átomo está esencialmente en el núcleo, al ser más pesados los protones y neutrones que los electrones.
- Todas las partículas del átomo están dispuestas en órbitas y cumplen con el principio de Pauli.
- A los 100-300 s del Big Bang, la nucleosíntesis primordial produjo, esencialmente, núcleos de ^4He .
- A los 300.000 años del Big Bang se forma el primer átomo de hidrógeno gaseoso y el universo se vuelve transparente.
- Los primeros átomos de hidrógeno formaron supercúmulos.
- El protón y el núcleo de hidrógeno son la misma entidad.

LA CONSTITUCIÓN DEL PRIMER ÁTOMO: UN LARGO VIAJE CÓSMICO

EL PRINCIPIO

Si consideramos acertada la teoría del Big Bang, mayoritariamente aceptada actualmente, por otra parte, hace unos 14.000 millones de años (para la NASA 13.770 millones) nació nuestro universo con una gran explosión (**Figura 1**).



Figura 1. Recreación artística del Big Bang. Dominio público.

Todo ello sucedería muy rápidamente. Y es que en un segundo, después del Big Bang, se creó nuestro universo. Todo lo que vemos, todo lo que sentimos, se fraguó en ese primer segundo de hechos extraordinarios y violentos, que llevaron a la constitución de la materia. Las galaxias, las estrellas, nosotros mismos, somos producto de ese primer segundo donde se establecieron las leyes de la Física que gobiernan el Cosmos. Un solo segundo que fue suficiente para crearlo todo pero, también, donde sucedieron tantas

cosas que se debió crear una nueva magnitud de tiempo para explicar lo que aconteció en él. Esa magnitud es el tiempo de Planck, que equivale a 10^{-43} s.

Al principio, en el Big Bang, el universo empezó muy caliente, a unos 10^{33} K y con una sola fuerza, la denominada superfuerza, aunque enseguida se separó de ella la gravedad, la primera fuerza de las cuatro fundamentales de la física. Desde entonces y durante el primer segundo, el universo va a ir enfriándose por la propia expansión que estaba experimentando y, debido a ello, se separa de la superfuerza, otra de las fuerzas fundamentales: la nuclear fuerte, que va a ser indispensable para mantener unidos a los protones en el núcleo cuando se creen, ya que por entonces no existían. En ese primer periodo de tiempo de Planck, el universo se hallaba incandescente, dominado por la radiación, con un caos de partículas en estado de plasma, entre las que se encontraban los quarks, gluones y electrones, las partículas elementales que van a formar los átomos.

Posteriormente, se separa una tercera fuerza, la nuclear débil, la cual puede forzar a electrones y protones a que se combinen para dar neutrones, lo que permite la desintegración de ciertos elementos para emitir radiación. Sin esta fuerza, no habría estrellas.

Pero, también se pierde, por entonces, la atracción que se ejercía entre quark y electrón, por lo que los quarks quedaron libres y así, casi al final del primer segundo, se unieron de tres en tres para constituir protones y neutrones, que junto a los electrones constituyen los ladrillos para moldear casi toda la materia que conocemos.

De esta manera, quedaron constituidas las cuatro fuerzas fundamentales de la Física: gravedad, nuclear fuerte, nuclear débil y electromagnética, el último resto de la superfuerza que se manifiesta entre partículas cargadas eléctricamente.

Y además, tenemos al final del primer segundo las tres partículas que constituyen el átomo, pero todavía el universo estaba demasiado caliente para que se unieran y se integraran. Básicamente, la materia que conocemos quedaría constituida en una simpleza de esas tres partículas básicas, de las que solo el electrón es considerada como elemental, mientras que protones y neutrones son subatómicas, al estar constituidas por otras que sí son elementales (los quarks).

Pero, al final del primer segundo, se desencadena una batalla entre materia y antimateria que casi arruina nuestro universo recién creado, porque cuando la materia se

enfrenta con la antimateria, se aniquilan una a otra. Y como toda partícula tiene su antipartícula, la destrucción mutua era segura. Sin embargo, eso no fue así, al final de esa “lucha” solo quedó materia, que derrotó a la antimateria. De algún modo, que aún se desconoce, había más materia que antimateria desde el principio, probablemente, en muy baja proporción, pero suficiente para crear el Cosmos en el que vivimos.

El universo, por entonces, era opaco ya que los electrones al no ser constituyentes de los átomos, que todavía no existían, interaccionaban con los fotones de luz, que sí existían. Cuando los fotones pudieran liberarse habría luz en el universo, pero eso sucedería más adelante, cuando se formaran los átomos, lo que ocurrió unos 300.000 años (probablemente 380.000 años) después del Big Bang. Hasta ese momento, no podemos ver nada, ni siquiera con nuestros más modernos telescopios.

La Astronomía, es la única ciencia que puede viajar al pasado. Cuando miramos con un telescopio a las estrellas, las estamos viendo tal como eran retrospectivamente, desde minutos a miles de millones de años. Así, cuando vemos el Sol, que está a una distancia de la Tierra de unos 150 millones de km, lo que percibimos realmente es lo que en el Sol sucedió hace 8 min. Para distancias más grandes, se emplea otra medida, el año luz, que es la distancia a la que viaja la luz en un año, unos 9,6 trillones de km.

Las estrellas más lejanas están a unos 13.000 millones de años luz de la Tierra, lo que significa que su luz ha tardado esos millones de años en llegar a nuestro planeta, por lo que es posible que en el momento actual ni siquiera existan. Hasta aquella distancia, es donde alcanzan a ver los telescopios de luz visible (**Figura 2**), que no es poco.

Para mayores distancias, empleamos los telescopios de microondas (**Figura 3**), con los que podemos retroceder hasta los citados ~300.000 años desde la creación. Y es que, la radiación de microondas o radiación de fondo que dejó el Big Bang, emana de todo el universo en su conjunto y es una confirmación de esa teoría. Por supuesto, que todos estos tiempos indicados son los nuestros y no tienen por qué coincidir con el tiempo real del universo, si es que existe. Y además, son medidas aproximadas.

No podemos ver más allá de esos ~300.000 años, ya que el universo era opaco, como hemos dicho. Pero, se pueden simular las condiciones del universo primigenio hasta llegar casi a su creación, empleado los modernos aceleradores de partículas (**Figura 4**), además de con los detectores de ondas de gravedad (**Figura 5**).

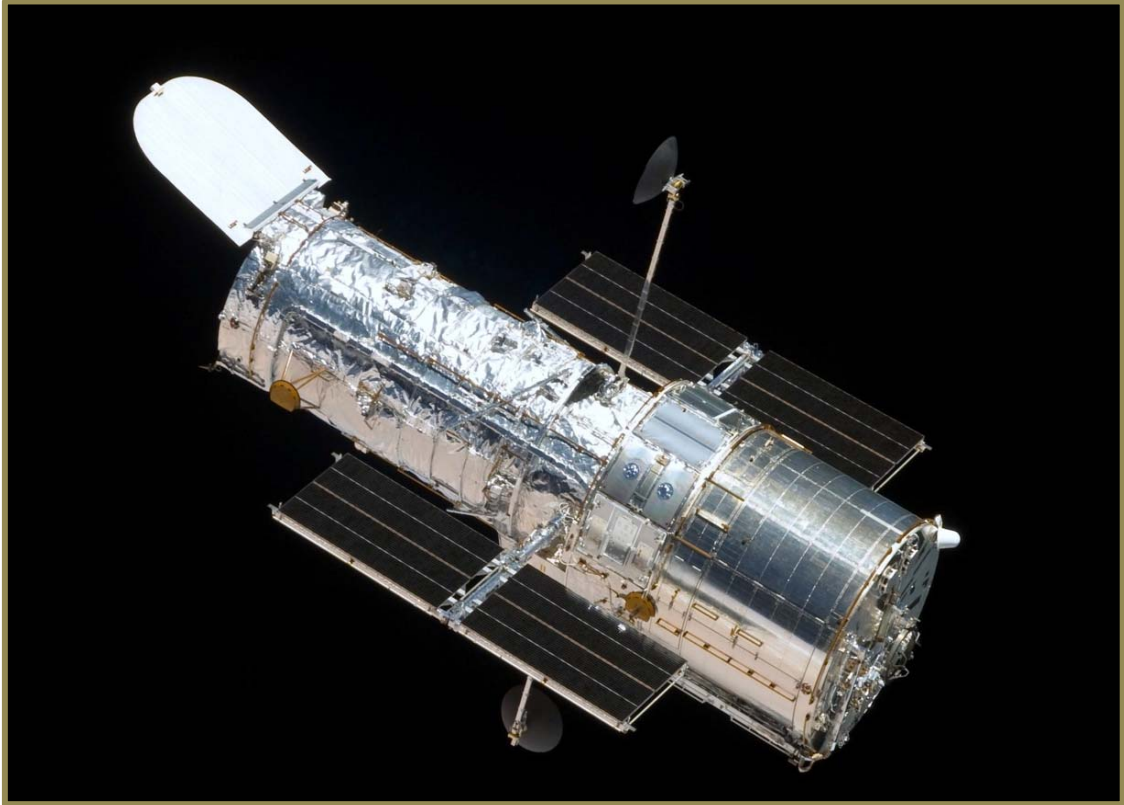


Figura 2. Telescopio espacial Hubble. Con él se puede ver no solo el espectro visible, sino también el ultravioleta y el infrarrojo. Dominio público.



Figura 3. Telescopio BICEP2 de microondas. Laboratorio Dark Sector (a 1 km del polo sur). Base Amundsen-Scott. Dominio público.

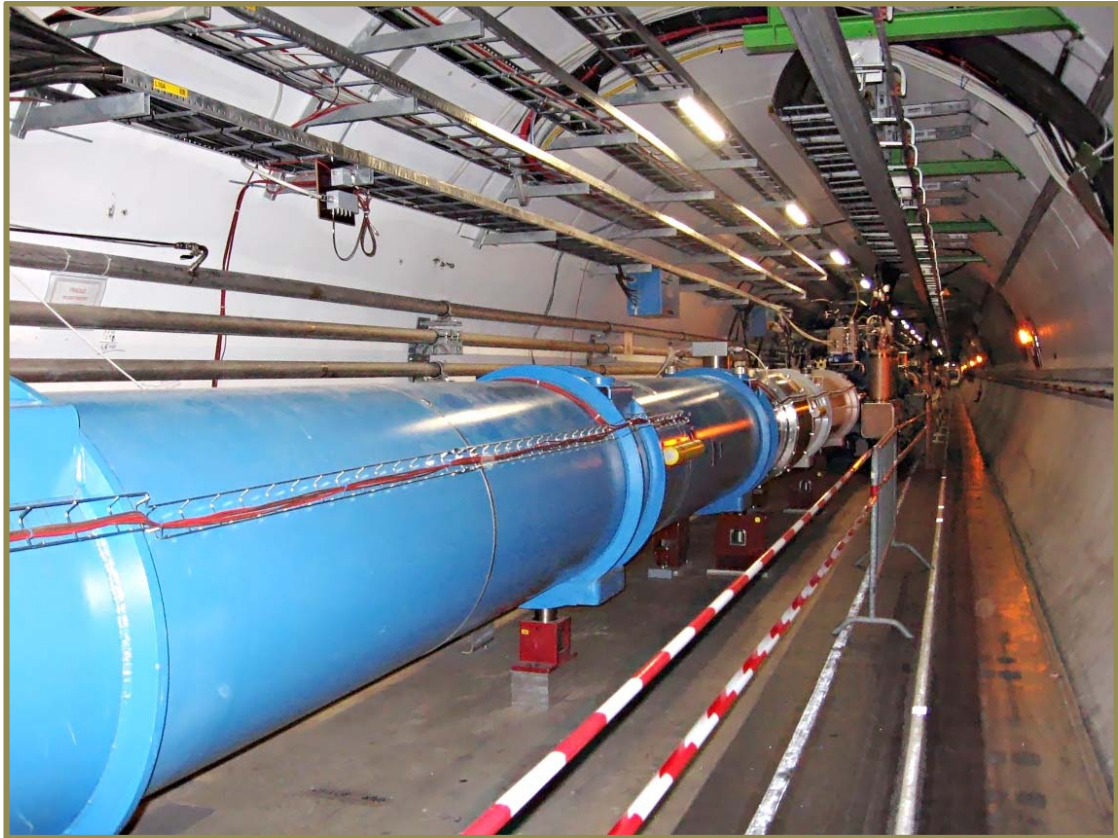


Figura 4. Túnel del gran colisionador de hadrones del CERN. Dominio público.



Figura 5. Interferómetro Virgo, diseñado para detectar ondas gravitacionales, predichas por la teoría general de la relatividad, que son restos del Big Bang. Dominio público.

LA CONSTITUCIÓN DE LA MATERIA

Hasta que comenzó la denominada inflación cósmica ($\sim 10^{-37}$ s) -un primer periodo de expansión exponencial del universo- todo el Cosmos era pura energía, pero cuando acabó ($\sim 10^{-12}$ s), se habían creado partículas elementales sin masa. Pero, la materia es “algo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa”. Pues bien, si las partículas que nacieron en el Big Bang no tenían masa y toda la materia que nos rodea sí que la tiene, entonces: ¿cuándo y cómo adquirieron esa propiedad que denominamos masa?

La respuesta, es que existe un campo invisible que se extiende por todo el espacio, denominado “*campo de Higgs*”, donde está una partícula básica, nombrada “*bosón de Higgs*”, que interacciona con las demás partículas elementales cuando atraviesan el campo. Su denominación es en honor del físico británico, ganador de un premio Nobel, Peter Higgs que fue el primero que postuló la existencia de ese campo.

Como la energía y la masa son intercambiables según la ecuación de Einstein: $E=mc^2$, cuanto más tiempo interacciona una partícula en el campo de Higgs, mayor masa adquiere. Así que, cuando una partícula interacciona con el campo, los bosones de Higgs se pegan a ella y cuanto más tiempo permanecen en el campo más partículas se adhieren y, por tanto, más masa adquiere.

Por ejemplo, un electrón que solo es capaz de atravesar el campo sin apenas interaccionar adquiere muy poca masa, mientras que, a un quark le ocurre lo contrario. Por eso, los protones y neutrones, que están constituidos por quarks, tienen mayor masa que los electrones. Y por eso también, los electrones, al tener muy poca masa, son energía casi pura y no paran de moverse.

De esta manera, la interacción de las partículas en ese campo es lo que produce la propiedad que denominamos masa. Es como un campo de barro, en el que nos hundimos por nuestro peso y nos cuesta avanzar en él. Parece como si nos pegáramos al barro y cuando salimos hemos adquirido más peso, el del barro unido a nuestros pies.

La confirmación de la existencia del campo y de las partículas de Higgs fueron realizadas por el acelerador de partículas del CERN (Consejo Europeo para la Investigación Nuclear) en 2013. En mayo de 2015, el CERN dio a conocer la masa del bosón de Higgs, que es de $125,09 \pm 0,24$ GeV.

PARTÍCULAS CONSTITUYENTES DEL ÁTOMO

Para empezar a hablar de las piezas básicas constituyentes del átomo: protones, neutrones y electrones, tenemos antes que introducirnos, aunque solo sea someramente, en la física de partículas. Un esquema básico de éstas, se muestra en la **Figura 6**.

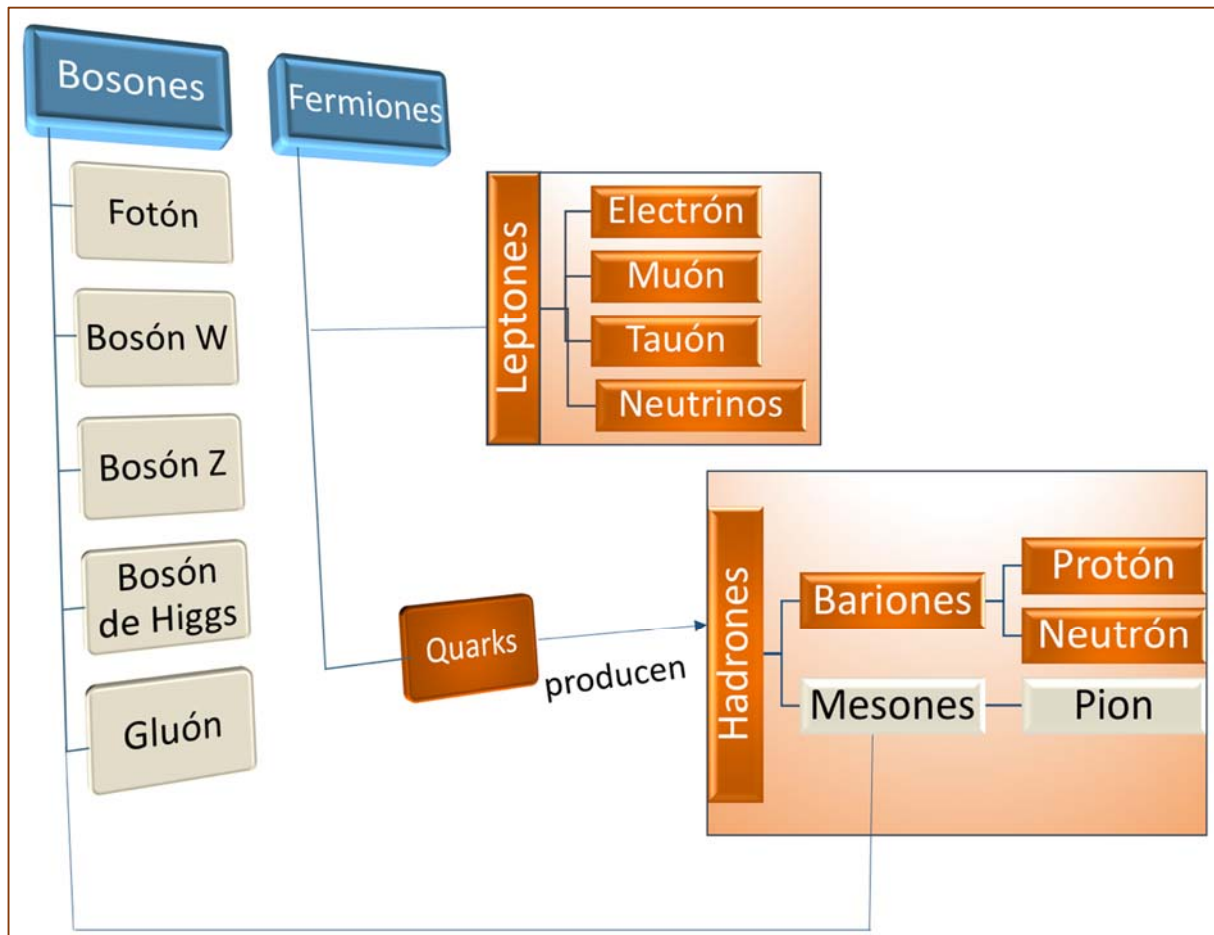


Figura 6. Esquema básico de las principales partículas. Los mesones, constituidos por quarks, son bosones, mientras que los bariones, también formados con quarks, son fermiones.

Todas las partículas elementales son fermiones o bosones. Son fermiones, las partículas con espín semientero, independientemente de si su carga es positiva o negativa, mientras que si es entero, son bosones. Después, se dividen en leptones y hadrones, lo que está relacionado con la masa. Los leptones (de *leptos*, ligero) son de masa muy pequeña, mientras que los hadrones (de *hadros*, fuerte) son partículas de masa, comparativamente, grande. Además, los leptones son partículas elementales, es decir simples e indivisibles, mientras que los hadrones, son partículas compuestas por otras elementales: los quarks.

Los hadrones, a su vez, se dividen en dos grupos: los mesones (de *meso*, medio), de espín entero, que son partículas constituidas por un quark y un antiquark (no necesariamente el correspondiente a su tipo) y los bariones (de *barios*, pesado), que lo son por tres quarks. Los bariones son fermiones, mientras que los mesones son bosones.

Los leptones interactúan mediante tres fuerzas fundamentales: gravedad, electromagnética y nuclear débil, mientras que los hadrones (quarks) lo hacen con las cuatro: las tres anteriores y la nuclear fuerte.

LOS QUARKS

Los quarks, junto a los electrones, son, esencialmente, los constituyentes elementales de la materia. Hay seis tipos: up (arriba), down (abajo), charm (encanto), strange (extraño), top (cima) y bottom (fondo), que se combinan de distintas formas para dar lugar a protones y neutrones, entre otras partículas. El quark interactúa con las cuatro fuerzas fundamentales. Su antipartícula es el antiquark y cada uno de los tipos tiene el suyo.

PROTONES Y NEUTRONES

Protones y neutrones son fermiones, pues tienen el espín semientero ($\frac{1}{2}$), pero no son partículas elementales. Además, son hadrones, ya que están constituidos por quarks. Y son bariones, ya que los quarks se unen en grupos de tres para formar protones y neutrones, aunque de distinta manera. Así, cuando se unen dos quarks *up* o arriba con un quark *down* o abajo, se forma un protón, mientras que si es al revés, se constituye un neutrón. Esto, tiene que ver con la carga de cada quark. Un quark *up* o arriba tiene $+\frac{2}{3}$ de carga, mientras que uno *down* o abajo es $-\frac{1}{3}$. Por ello, el protón tiene carga positiva: $+\frac{2}{3}+\frac{2}{3}-\frac{1}{3}=+1$, mientras que el neutrón no tiene carga: $-\frac{1}{3}-\frac{1}{3}+\frac{2}{3}=0$. Al ser bariones, son partículas de masa relativamente grande.

El protón, con una masa de $1,67262 \times 10^{-24}$ g y el neutrón con $1,67493 \times 10^{-24}$ g, tienen, aproximadamente, la misma masa, que es muy superior a la del electrón ($9,10939 \times 10^{-28}$ g). Además, interactúan con las cuatro fuerzas fundamentales y, aunque en el caso del neutrón, al no tener carga, la relación con la electromagnética se podría considerar inexistente, en realidad no es así, puesto que los quarks que componen el neutrón sí que la tienen.

El proceso de formación de protones y neutrones en el universo, que en su conjunto se denominan *nucleones*, ha recibido el nombre de ***nucleogénesis***.

Protones y neutrones son consideradas partículas subatómicas. Se colocan en órbitas dentro del núcleo atómico, en equivalencia a los electrones fuera de él. Cuando el número de protones o neutrones es igual a 2, 8, 20, 28, 50, 82 o 126, las órbitas se llenan. Tienen que cumplir el principio de Pauli, que establece que “no puede haber dos fermiones con todos sus números cuánticos iguales en el mismo sistema cuántico ligado”.

La antipartícula del protón es el antiprotón, de igual carga pero de signo contrario (negativo). Cuando chocan se convierten en un mesón de vida muy breve. Por su parte, la antipartícula del neutrón es el antineutrón. Un antineutrón, es idéntico a un neutrón y solo se diferencia en que en alguna de sus propiedades tiene signo contrario. El antineutrón es neutro y con la misma masa que el neutrón, pero formado por antiquarks y, de esta manera, su número bariónico (número cuántico invariante) es -1, que resulta opuesto al del neutrón (+1).

Los neutrones se pueden crear artificialmente por emisión de fotones de alta energía de electrones, acelerados con núcleos de plomo o wolframio.

El protón y el núcleo del hidrógeno ^1H , son la misma entidad.

ELECTRONES

Los electrones son también fermiones con espín de $\frac{1}{2}$, pero a diferencia de protones y neutrones, son leptones y no hadrones. Por ello, no interaccionan con la fuerza nuclear fuerte y tienen poca masa: menos del 0,06% de la masa total de un átomo.

Un electrón tiene una carga igual a la del protón, pero de signo opuesto (negativa).

La antipartícula del electrón es el positrón, con las mismas características, pero con carga positiva. Cuando chocan, se aniquilan totalmente y producen fotones de rayos gamma de alta energía.

Los electrones, pueden ser creados artificialmente mediante la desintegración de isótopos radiactivos y, también, se producen de manera natural en colisiones de alta energía, como en la entrada de rayos cósmicos en la atmósfera de nuestro planeta. Además, pueden ser absorbidos durante la nucleosíntesis estelar.

NUCLEOSÍNTESIS PRIMORDIAL

La nucleosíntesis primordial o del Big Bang, es un proceso de creación o síntesis de núcleos atómicos, a partir de los nucleones (protones y neutrones) constituidos previamente en la nucleogénesis. La finalidad de este proceso es llegar a constituir el átomo, y, por tanto, los elementos químicos, agregando al núcleo así formado, el número de electrones correspondientes, de tal manera que el número de protones y electrones sea el mismo en cada distinto elemento químico, para conservar la electroneutralidad del átomo y el de neutrones, el suficiente para mantenerlo estable.

Antes de la nucleosíntesis, solo existían núcleos de hidrógeno -constituidos por un protón- pero añadiendo más protones al núcleo de ^1H , se pueden conseguir nuevos núcleos de otros átomos más pesados.

Constituir un núcleo virtual es fácil, solo hay que ir añadiendo al hidrógeno protones y los suficientes neutrones para estabilizar el núcleo. Así, si al hidrógeno le añadimos un protón, tenemos el núcleo del helio; con otro protón, el litio; otro más y obtenemos el berilio y así sucesivamente. Un núcleo de ^{56}Fe , por ejemplo, no es más que la unión de núcleos de hidrógeno hasta reunir 26 de ellos, o lo que es lo mismo, 26 protones. Y además, hay que aportar 30 neutrones para mantener estable ese núcleo. Eso en teoría, porque si queremos fusionar núcleos, el proceso requiere de una enorme cantidad de energía, que nosotros todavía no podemos producir.

En la realidad, un protón no puede chocar con otro protón, ya que al tener igual carga eléctrica, se repelen. Se necesita la nuclear fuerte para que se “peguen”, pero ésta es de alcance corto, por lo que también, se precisa algo que pueda situar a los protones en posiciones cercanas para que se unan. En el universo primigenio, sin estrellas, ese algo, debió ser la gravedad, que formaría una “jaula” de la que los protones no podían escapar. Allí, podían chocar y fusionarse para producir núcleos de helio, más pesados que el hidrógeno, con sus dos protones unidos por la nuclear fuerte. Este proceso, es el de fusión nuclear, que se realiza en estado de plasma y en unas condiciones determinadas, esencialmente, de altas temperaturas y con la densidad nuclear adecuada.

Y a este fenómeno, lo hemos denominado nucleosíntesis primordial, que se produjo cuando el universo tenía entre 100 y 300 s y no había estrellas. En ese instante, el universo se estaba comportando como un inmenso reactor nuclear, con protones y

neutrones ya formados y con las cuatro fuerzas fundamentales. La temperatura había bajado hasta los 10^9 K, desde los aproximadamente 10^{15} K del final del primer segundo. Esto, unido a la menor densidad del universo, acarreó que durante solo 3 min y a partir del núcleo de hidrógeno (protón) y neutrones, se constituyeran los núcleos de los isótopos más ligeros: ^2H (deuterio), ^3He , ^4He , ^6Li y ^7Li , junto con cantidades despreciables de algunos isótopos ligeros radiactivos e inestables como el ^3H (tritio) o el ^8Be . No hubo tiempo para más. Pero, fue el primer paso para convertir a los núcleos de hidrógeno (^1H) preexistentes en los materiales necesarios para constituir galaxias, estrellas, planetas y otros cuerpos celestes. Pero, eso no se producirá todavía, porque son necesarias las estrellas para constituir núcleos de elementos aún más pesados, como el hierro. La síntesis de los primeros núcleos, sin estrellas, en la nucleosíntesis primordial, no se realizaron por el mismo ciclo con el que se efectúa en las estrellas actuales, sino mediante las reacciones nucleares que se muestran en la **Figura 7**.

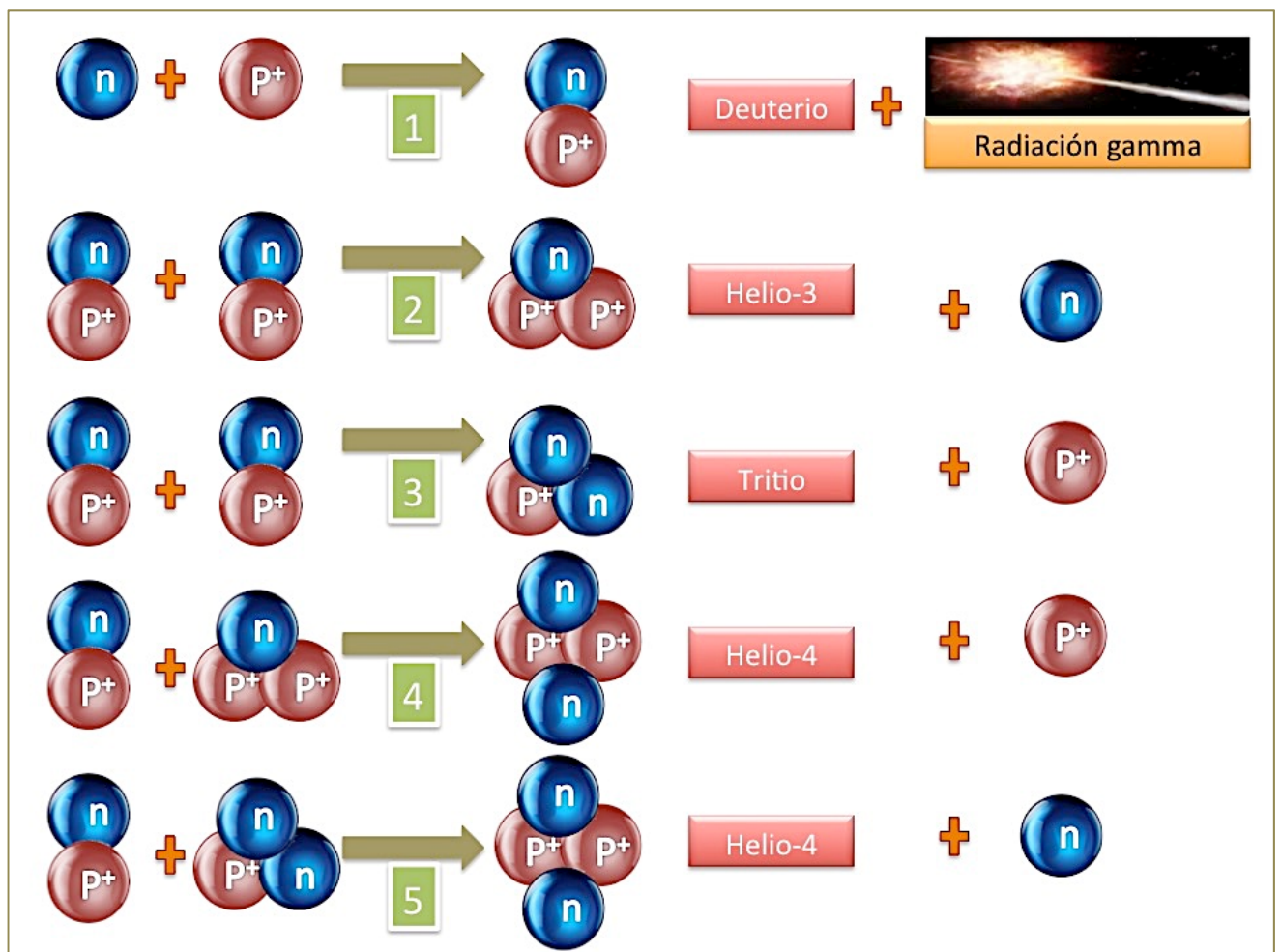


Figura 7. Representación esquemática de la formación de ^4He en la nucleosíntesis primordial en cinco pasos.

En la **Figura 7**, se observan las siguientes reacciones:

1) Si a un protón se le adiciona un neutrón, se constituye un núcleo de deuterio (^2H), constituido por un protón y un neutrón y se libera radiación gamma.

2) Dos núcleos de deuterio dan lugar a un núcleo de ^3He que contiene un neutrón y dos protones y se libera un neutrón.

3) Pero también, dos núcleos de deuterio generan un núcleo de tritio (^3H) que, en este caso, tiene un protón y dos neutrones, así que se libera un protón.

4) Un núcleo de deuterio y un núcleo de ^3He sintetizan un núcleo de ^4He , que es el isótopo de helio más abundante y producen un protón.

5) Un núcleo de deuterio y un núcleo de tritio, forman otro núcleo de ^4He y, en este caso, se libera un neutrón.

Puesto que el protón y el núcleo de ^1H es lo mismo, el primer núcleo que se sintetiza es el del deuterio (^2H), ya que preexistía el ^1H . Pero, como deuterio y ^3He no tienen núcleos demasiado estables, realmente, después de la nucleosíntesis solo existían, esencialmente, núcleos de ^1H y ^4He , que son comparativamente los más estables.

La previsión del modelo estándar del Big Bang, estima que la proporción de núcleos resultantes fue de $\sim 75\%$ ^1H , $\sim 25\%$ ^4He y solo $\sim 0,01\%$ de ^2H con trazas ($\sim 10^{-10}$) de litio y berilo. Las abundancias observadas en el universo actual concuerdan con estas predicciones y se considera que es una prueba de que la teoría del Big Bang es correcta, ya que no existe ningún proceso –conocido– que cambie, significativamente, esa relación.

Obsérvese que todavía no se han formado los átomos, y, por tanto, no hay elementos químicos. ¿Por qué?

Pues, porque en aquél entonces, existía una “sopa” de plasma a muy altas temperaturas, constituida, básicamente, por fotones, protones, neutrones y electrones, cuya energía era tan elevada, que los electrones seguían interactuando constantemente con los fotones. Así que, a su vez, la fuerza electromagnética no podía hacer que interactuaran protón y electrón, ya que el fotón es el responsable de las manifestaciones cuánticas del fenómeno electromagnético y no estaba libre para mediar.

CONSTITUCIÓN DEL PRIMER ÁTOMO

Hubo que esperar hasta los ~300.000 años después del Big Bang, para que se formase el primer átomo. Por entonces, la temperatura bajó hasta los 3.000 K, que resultó ser la óptima para que el fotón se liberase del electrón y pudiera mediar a través de la interacción electromagnética de la que es portador, para unir un electrón con el protón y así constituir el primer átomo, que resultó ser el de hidrógeno. Este hecho, a su vez inundó de luz el universo, al librarse de sus cadenas el fotón.

Por fin, el universo se vuelve transparente y lo podemos ver. Y lo hemos visto, ya que la NASA pudo establecer un mapa de temperaturas de la radiación del fondo cósmico de microondas, en una de sus misiones espaciales, como se muestra en la **Figura 8**.

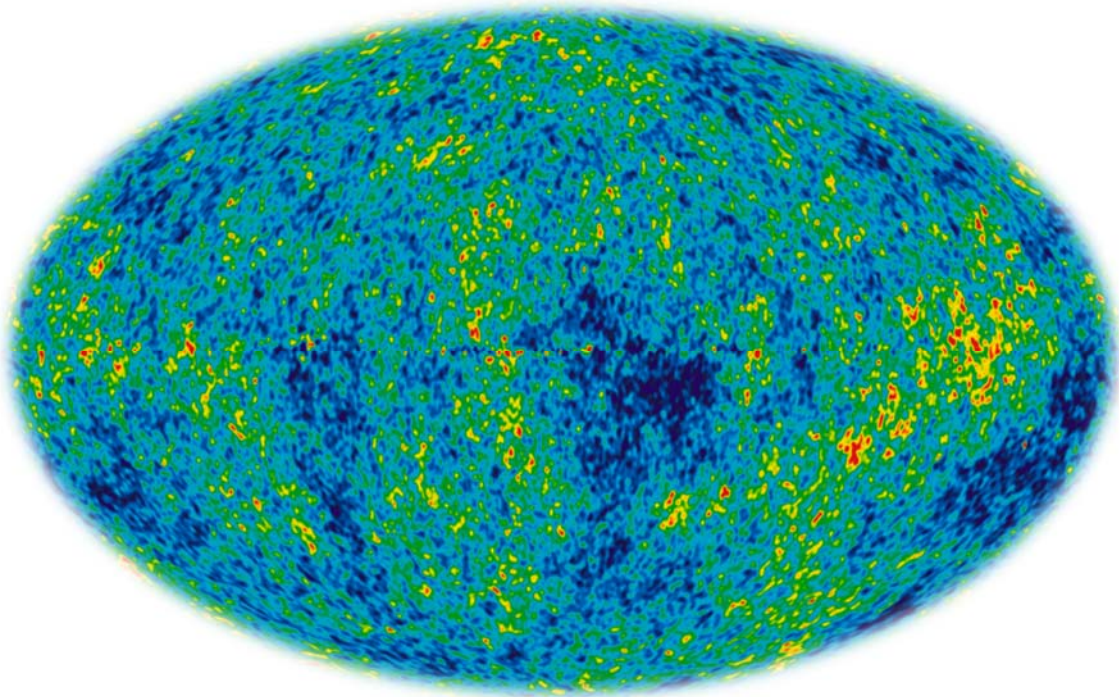


Figura 8. Mapa de la radiación de fondo cósmico de microondas. El mapa, que muestra todo el universo primitivo conocido, fue creado a partir de los datos de la misión Wilkinson Microwave Anisotropy Probe (WMAP). La imagen muestra las fluctuaciones de temperatura que corresponden a la semilla que creció hasta convertirse en las galaxias. Esta imagen muestra un intervalo de temperatura de ± 200 microkelvins. Datos publicados en 2006. NASA. Dominio público.

En el mapa de la **Figura 8**, los puntos azules son puntos fríos, que se desarrollarán hasta convertirse en enormes zonas vacías. Los puntos rojos, son puntos calientes que formarán grupos de galaxias. Este mapa es la clave para observar cómo se crea el universo y evoluciona. Es parecido a una plantilla o un borrador, de lo que posteriormente sería el universo que conocemos.

2

LA SÍNTESIS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS: NATURAL Y ARTIFICIAL



Agujero negro supermasivo. NASA. Dominio Público.

- En la nucleosíntesis estelar se fusionan núcleos atómicos para crear otro núcleo de un elemento distinto sin la presencia de electrones.
- En la nucleosíntesis artificial, se bombardea con partículas, núcleos o iones a otro núcleo para formar otro átomo de un elemento químico diferente.
- Las estrellas actúan como hornos nucleares a altas temperaturas.
- En el laboratorio se fabrican los elementos, preferentemente, en ciclotrones, aceleradores o generadores.
- El gluon actúa como pegamento nuclear.
- En las reacciones nucleares estelares se combustiona hidrógeno para formar helio, y energía, incluyendo la luz.
- Los elementos pesados se fabrican en estrellas masivas en fase de gigante roja moribunda o en explosiones de supernovas.
- Los elementos químicos fabricados en las estrellas se dispersan en el espacio a su "muerte".
- Todos los elementos sintetizados artificialmente son radiactivos y de vida corta.

LA SÍNTESIS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS: NATURAL Y ARTIFICIAL

NUCLEOSÍNTESIS ESTELAR

Actualmente, las estrellas son las fábricas de los elementos químicos. Son capaces de elaborar, utilizando hidrógeno como combustible, en reacciones termonucleares, núcleos de helio, para después formar, sucesivamente, carbono, neón, oxígeno, silicio y los demás elementos hasta el hierro y, por reacciones de captura de neutrones, todos los restantes elementos químicos más pesados. Se van así, constituyendo núcleos desde los elementos más ligeros a los más pesados y, para ello, fueron necesarias sucesivas generaciones de estrellas, capaces de generar elementos cada vez más pesados. Cada una de ellas da el relevo a la próxima, cediendo los elementos que ha creado durante su vida útil. Sin embargo, no todos los elementos llegan a las siguientes generaciones o no lo hacen en las proporciones esperadas. Así, litio, berilio y boro, que son elementos ligeros, están en mucha menor proporción en el universo y en el Sol, con respecto a las que les correspondería por su pronta formación, debido a que sus núcleos son termolábiles. Los elementos más pesados, por su parte, son bastante inestables y su presencia en el Cosmos es escasa o nula, así como ocurre también en tecnecio y prometio con núcleos inestables.

LAS ESTRELLAS

Alrededor de 400 millones de años después del Big Bang, el universo continuó con su expansión, pero lo hizo más lentamente, a la vez que, disminuía su densidad y temperatura (actualmente de 2,7 K). Por entonces, el universo dejó de ser homogéneo debido a las fluctuaciones producidas por la inestabilidad gravitacional. Esencialmente y dejando a un lado la formación de agujeros negros y su papel en la formación de estrellas, que no es objeto de este estudio, por aquél entonces, grandes nubes de átomos de hidrógeno, en estado gaseoso, fueron atraídas por la gravedad hacia diversas zonas del Cosmos, se colapsaron y dieron lugar a un material mucho más denso, constituyendo supercúmulos, grandes agrupaciones de cúmulos de protogalaxias. Después, aparecieron cúmulos de galaxias, que son menores agrupaciones de ellas. Hacia los 600 millones de años de nacimiento del universo nacieron las primeras galaxias, que formarían cúmulos de estrellas en su interior y, finalmente, unos mil millones de años después, las primeras

estrellas con sistemas planetarios y lunas (**Figura 9**). La temperatura había descendido en ese lapso de tiempo hasta los 15 K. A medida que se iba enfriando el universo por la expansión y con el tiempo, las estrellas se convirtieron en las fábricas de los elementos. Y, para ello, de la misma manera que en la nucleosíntesis primordial, siguen siendo necesarias reacciones termonucleares en estado de plasma a muy altas temperaturas y presiones.

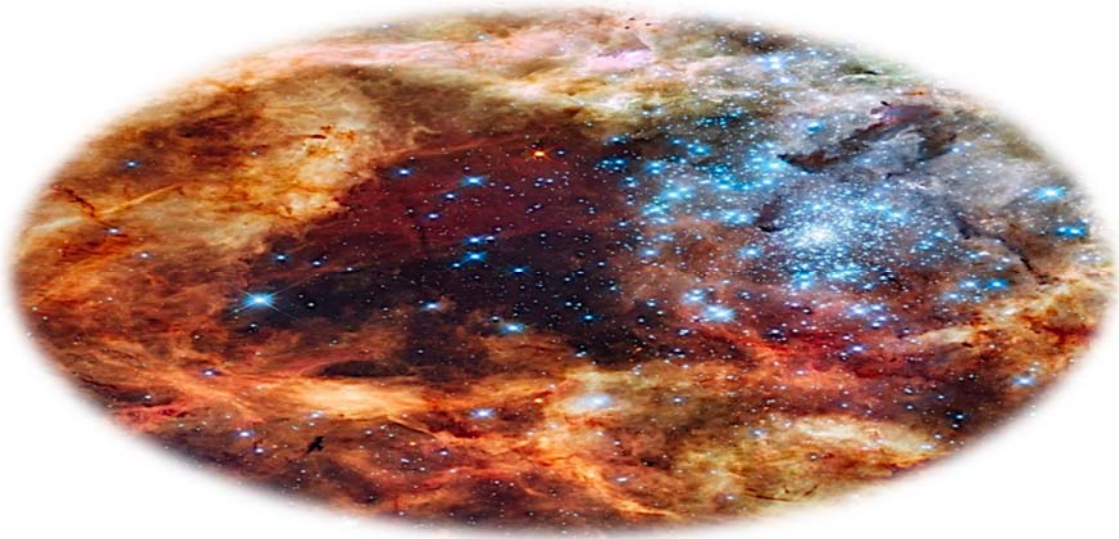


Figura 9. Cúmulo abierto estelar R136. Imagen del telescopio Hubble. NASA. Dominio público.

En las estrellas, se pueden establecer tres fases muy diferenciadas: nacimiento, secuencia principal y “muerte”. Lo más interesante para un químico es la última fase, que acontece al final de la vida de una estrella, ya que es cuando se liberan los elementos químicos que ha ido sintetizando a lo largo de su secuencia principal, además de los que recibió en su formación.

NACIMIENTO DE UNA ESTRELLA

En la actualidad, se sabe que una estrella nace en una nebulosa oscura, denominada *nube molecular*, que está formada casi en su totalidad por hidrógeno molecular H_2 y que se encuentra asociada a una nebulosa planetaria de una galaxia. Esta última, está constituida, a su vez, por inmensas regiones de nubes frías de gas interestelar (99%) y polvo (1%). El gas, está formado por átomos y algunas moléculas, donde abunda el hidrógeno y en menores cantidades helio, carbono, oxígeno, nitrógeno y hierro; el polvo por diminutas partículas donde se cree que están los demás elementos químicos necesarios para la construcción de sistemas planetarios. Esta nube, sufre un proceso de

concentración provocado por colisiones entre partículas y por la atracción de la gravedad, en un periodo de millones de años. Así, la nube se va hundiendo sobre sí misma por la gravedad; aparecen entonces enormes discos achatados por efecto de su rotación, que giran sobre sí, y que van formando grupos de protoestrellas, relativamente frías. El proceso de concentración continúa, cada vez a mayor velocidad, aunque puede durar unos 10 millones de años. En él, la protoestrella se vuelve cada vez más densa, su temperatura va aumentando hasta que alcanza temperaturas de millones de grados y se encuentra preparada para empezar con las reacciones nucleares de fusión. De esta manera, resulta que una estrella en esta fase, instauro un horno estelar en su núcleo, cuyo combustible es de hidrógeno y cuando el horno se enciende, nace la nueva estrella, que comienza a emitir luz y calor.

Las estrellas no nacen solas, lo hacen en grandes grupos o cúmulos, en los llamados criaderos o “guarderías” de estrellas; más tarde, cuando un cuerpo celeste choca con la zona de la galaxia donde nacieron, salen de ella para viajar a grandes distancias, hasta encontrar su galáctico destino, subsistiendo solitarias como el Sol o, más frecuentemente, en parejas, constituyendo sistemas binarios e incluso ternarios o cuaternarios.

LA SECUENCIA PRINCIPAL

Una vez encendido su horno, la nueva estrella empieza a expulsar luz por encima del disco donde se ha formado. Bastante tiempo después, los haces de luz desaparecen, pero el disco sigue girando y se condensa para formar planetas y otros cuerpos celestes. Unos 20 millones de años posteriores, la estrella se estabiliza, se vuelve más brillante, el viento estelar es menos intenso, gira más lentamente y su actividad electromagnética sigue ciclos regulares. Esta etapa, es la denominada secuencia principal, que es la más larga de su vida; una estrella común como el Sol, estará, al menos, 10.000 millones de años en esa fase. Realmente, la secuencia principal resulta ser la vida útil de una estrella, cuya duración temporal depende de su masa. A mayor masa, resulta menor la secuencia principal de una estrella. Las estrellas de masa similar al Sol tienen una vida media de 10-15 mil millones de años, mientras que la de una de masa 10 veces mayor que nuestro sol, durará “solo” unos 30 millones de años y una con 0,1 veces la masa del Sol hasta 3 billones de años. A mayor masa, más rápidamente agotan su combustible, aunque éste sea de unas 10 veces mayor que el del Sol.

MUERTE DE UNA ESTRELLA

Después de la secuencia principal, se inician procesos que conducen a su muerte, que no es la misma para todas las estrellas: depende, esencialmente, de su masa. Cuando su combustible se agota, las estrellas como el Sol o de masas hasta 8-10 veces menores que el Sol, denominadas ligeras, se expanden hasta un tamaño mil veces mayor, se enfrían y toman un color rojo; de ahí que se denomine a estas estrellas como "*gigante roja*". Bastante tiempo después, el núcleo de la estrella se concentrará y se convertirá en una *enana blanca*, del tamaño aproximado de la Tierra, pero con una densidad extrema. Y en ese estado, pueden estar miles de millones de años hasta que simplemente se extingan.

Las estrellas entre 6 y 30 veces mayores que el Sol, denominadas gigantes o masivas, una vez agotado su combustible, pasan también por la fase de gigante roja, pero dan lugar a una *estrella de neutrones*, en lugar de a una enana blanca. Las estrellas de neutrones, son estrellas muy pequeñas, de gran densidad y colapsan liberando gran cantidad de energía (la misma que emite el Sol en 10.000 millones de años), produciendo una violenta explosión, denominada como: "*supernova tipo II*". Una de cada diez estrellas tiene una masa 10 veces superior al Sol y da lugar a una supernova. Un púlsar es una estrella de neutrones que emite radiación a intervalos regulares.

La explosión en supernova de una estrella masiva es rápida y espectacular, pero no es tan violenta como la que se produce en sistemas binarios con dos soles. En estos, las dos estrellas giran una alrededor de la otra, pero con el tiempo se acercan para unirse y entonces, una de las estrellas, la que tiene una masa 8-9 veces menor que el Sol, que acabó en enana blanca, estalla en forma de supernova, pero de tipo *Ia*, que es una de las más violentas explosiones que se pueden dar en el Cosmos.

La agonía de una estrella en forma de gigante roja o su muerte explotando en supernova, es necesaria para generar la vida de otras. Las gigantes rojas, esencialmente, darán nebulosas, mientras que las supernovas, sobre todo, enriquecerán el espacio de los elementos químicos necesarios para formar estrellas y planetas.

Por ello, una explosión de supernova no es un desastre, sino que es una nueva oportunidad de vida, porque es solo entonces cuando la estrella libera toda la materia que ha ido fabricando durante su secuencia principal, a la vez que sintetiza nuevos elementos químicos. Todo ello, se disemina por el espacio interestelar en forma de una nebulosa, donde se encuentran los elementos químicos elaborados por la estrella y que algún día

constituirán nuevas generaciones de estrellas, además de otros elementos. Una explosión de supernova, por ejemplo, libera al espacio una masa de hierro equivalente a 20.000 veces la masa de la Tierra. De esta forma, el hierro llegó a nuestro sistema solar y a la Tierra, para formar, sobre todo, la hemoglobina de nuestros cuerpos.

Sin embargo, una explosión de supernova es rara; se pueden producir, de media, 2 cada 100 años por galaxia. Por ello, han sido necesarios miles de millones de años para que las estrellas fabricaran todos los elementos químicos básicos. Y también, han sido necesarias grandes distancias, miles de millones de km, para albergar a todas las galaxias y las estrellas del universo, para formar la materia de la que estamos hechos. No hay espacio superfluo en el universo por muy grande que nos parezca.

También, es necesaria la supernova para iniciar procesos que activan a la nebulosa planetaria para generar protoestrellas. Como la nube molecular en la que se gestan las estrellas no se contrae, se necesita un estímulo externo para iniciar aquella y formar estrellas. Este efecto, lo puede hacer una explosión de supernova.

Pero, hay otro final, aún más violento para las estrellas, que al menos, sean treinta veces más grandes que el Sol -normalmente de unas 100 masas solares- el colapso de la estrella hasta formar un agujero negro.

El fenómeno más espectacular y más potente del universo, es el de la emisión de rayos gamma de un agujero negro, que según se cree ahora, provoca el nacimiento de nuevas estrellas y quizás de galaxias enteras, al comprimir toda la materia que les rodea.

LAS REACCIONES NUCLEARES ESTELARES

Para constituir el núcleo atómico de un elemento determinado, en un principio, hay que fusionar núcleos partiendo de hidrógeno como combustible. Pero, para que dos núcleos se fusionen, hay que vencer la fuerza electrostática positiva de repulsión de los protones nucleares. Una vez superada, entra en juego la nuclear fuerte, que actúa como pegamento de los nucleones, manteniendo unidos a protones y neutrones dentro del núcleo. La nuclear fuerte, como hemos indicado anteriormente, es una fuerza muy intensa pero de alcance corto. Y para que actúe, hace falta someter a los núcleos a grandes presiones y temperaturas, mediante reacciones de fusión termonucleares, que situaran a las partículas nucleares al alcance de esa fuerza fundamental.

El portador de la carga nuclear fuerte es el gluon o gluón (del inglés, pegamento), que es un bosón teóricamente sin masa (por debajo del límite experimental) y sin carga eléctrica, con espín 1 y que está en los quarks. Cuando un quark emite un gluon, interaccionan entre sí, formando una especie de “telaraña pegajosa” que es muy pequeña, por lo que la nuclear fuerte tiene un radio de alcance muy corto (10^{-13} m), de tamaño similar a un núcleo atómico (10^{-15} m = 1 fm).

Hay otra partícula, el pion o pión, un mesón, poseedor de la nuclear fuerte residual, que también ayuda a mantener unidos a los nucleones.

Las primeras generaciones de estrellas crearon, esencialmente, además de helio, carbono, nitrógeno, oxígeno, silicio y hierro. Pero, un núcleo de hierro destruye a la estrella, ya que consume todo el calor necesario para que su horno pueda funcionar. De esta manera, la estrella colapsa y explota en supernova cuando se crea el suficiente hierro en su núcleo. Los restos de la explosión, que se denominan remanentes de supernova, están constituidos por hidrógeno originario de las capas exteriores de la estrella, que se mezcla, esencialmente, con polvo de la estrella, carbono, nitrógeno, oxígeno, silicio y el hierro del núcleo.

Este material es el que se dispersa por el espacio interestelar e interacciona con las nubes de gas cercanas para crear una onda de presión que dará lugar a una nueva generación de estrellas.

Así que, las primeras estrellas crearon los elementos básicos primigenios para la construcción de otras estrellas, planetas y de nosotros mismos, que se dispersaron por el Cosmos en burbujas de hidrógeno, para constituir una segunda generación de estrellas, cuya misión era la de crear otros elementos básicos, asimismo necesarios para esos fines.

Sabemos, que en las estrellas actuales, se producen dos cadenas de reacciones termonucleares básicas que conducen a la formación de helio, a partir de hidrógeno: la cadena protón-protón y el ciclo del CNO.

A partir de ellas, hay otros procesos que conducen a la síntesis de los núcleos de elementos más pesados: proceso triple alfa, combustiones del carbono, neón, oxígeno y silicio y, además, los denominados procesos *R*, *S*, *P* y *RP* (**Tabla 1**). El que se produzca uno u otro, depende esencialmente, del tamaño de la estrella y de la temperatura de su núcleo estelar.

Tabla 1. Procesos, combustibles, tipos de estrella, temperatura en su núcleo y elementos producidos.

Tipo proceso	Combustible	Elementos producidos	Tipos de estrellas	Temperatura media núcleo K
Cadena protón-protón	H	He	Sol o menores	10-15 millones
Ciclo CNO	H	He	Estrellas masivas	>15 millones
Proceso triple alfa	He	C	Estrellas tipo Sol o masivas	100 millones
Combustión del carbono	C	C, Ne y Mg	Estrellas masivas	600 millones
Combustión del neón	Ne	O y Mg	Estrellas masivas	1.200 millones
Combustión del oxígeno	O	Si, P y S	Estrellas masivas	1.500 millones
Combustión del silicio	Si	Elementos hasta el Fe	Estrellas supermasivas	2.700 millones
Proceso R	Fe	Elementos más pesados	Supernovas	3.000 millones
Proceso S	Fe	Elementos más pesados	Gigantes rojas	200 millones
Proceso P	Fe	Elementos más pesados	Supernovas	3.000 millones
Proceso RP	Fe	Elementos más pesados hasta Te	Estrellas de neutrones	1.000 millones

LA CADENA PROTÓN-PROTÓN

Es el proceso esencial, mediante el cual se quema hidrógeno para producir helio. En él, cuatro núcleos de ^1H (núcleo del tritio, núcleo del hidrógeno o protón) dan lugar a uno de ^4He .

La cadena protón-protón, se inicia cuando un protón (núcleo de ^1H) se fusiona con otro protón y forman un núcleo con un protón (p^+) y un neutrón (n), que es el del isótopo de hidrógeno ^2H (deuterio), liberando un positrón, un neutrino y energía. Posteriormente, un núcleo de deuterio ($1p^+ + 1n$) se funde con otro protón, constituyendo un núcleo con dos protones y un neutrón, que es el núcleo del isótopo de helio ^3He , liberando energía y rayos gamma. Estas reacciones se realizan por pares.

Finalmente, dos núcleos de ^3He , se fusionan para formar un núcleo con dos protones y dos neutrones, que es el núcleo del isótopo estable ^4He , y liberar dos protones.

Un esquema de la cadena de reacciones se muestra en la **Figura 10**.

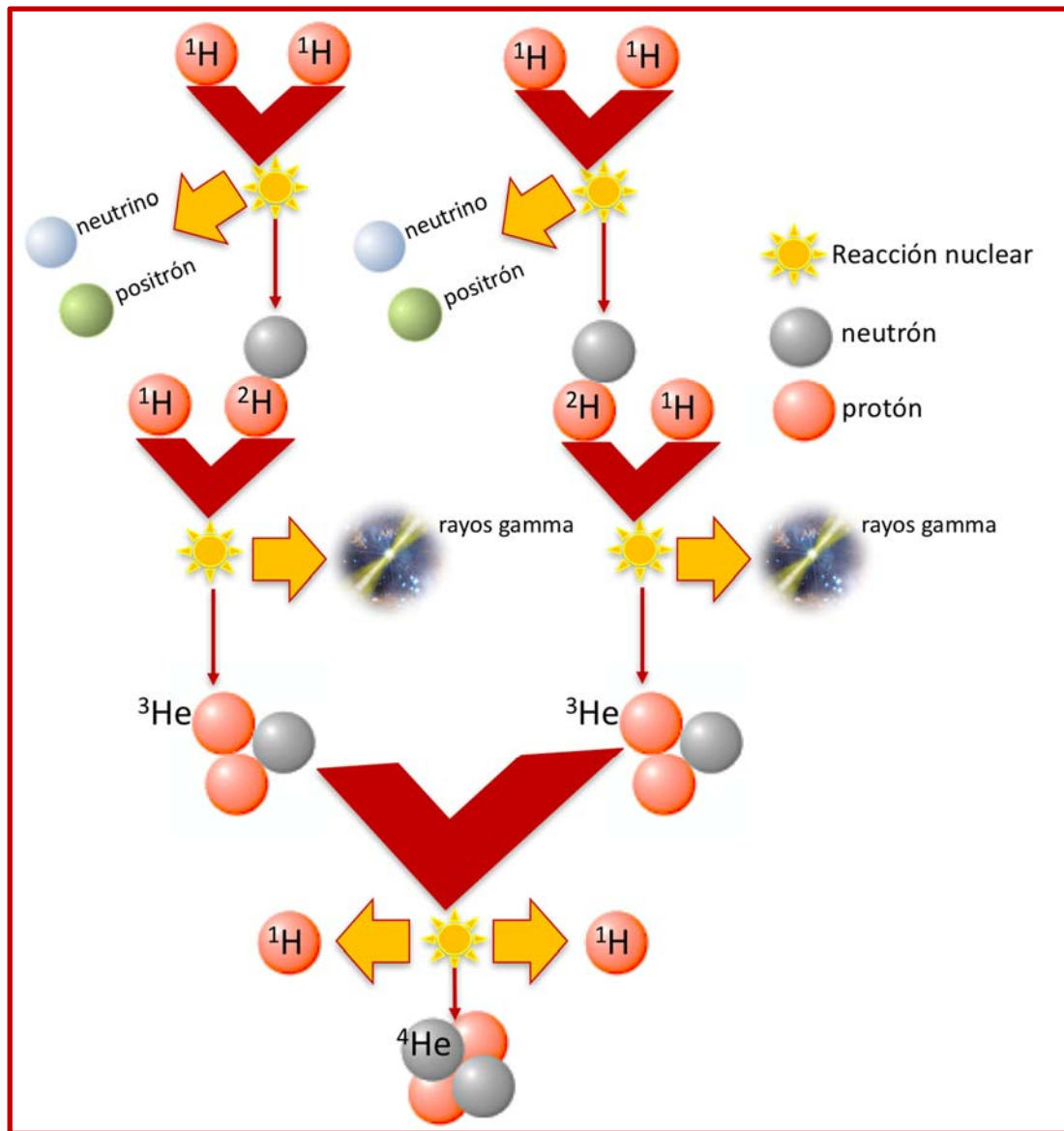


Figura 10. Representación esquemática de la cadena protón-protón. Núcleos construidos con el programa Build a atom de la Universidad de Colorado. Dominio público.

En la cadena protón-protón se producen, por tanto, partículas de protones, positrones y neutrinos, energía y radiación gamma constituida por fotones, además de ^4He . Por ello, lo fundamental de esta cadena es la producción de luz y energía calorífica, como hemos indicado anteriormente. Las estrellas brillan, precisamente por los fotones que desprenden en estas reacciones, aunque el fotón también puede ser generado durante el proceso de aniquilación electrón-positrón.

Pero, todo este proceso tiene un coste: se consume hidrógeno. Efectivamente, la cadena protón-protón necesita seis núcleos de hidrógeno y recupera solo dos, por lo que hay un déficit de cuatro. Es por ello, que el combustible se agota y la estrella “muere”.

CICLO DEL CNO

El ciclo o cadena carbono-nitrógeno-oxígeno (CNO) de la **Figura 11**, también conduce a la formación de núcleos de ${}^4\text{He}$, a partir de la combustión de los de hidrógeno. No todas las estrellas, pueden realizar este proceso.

El resultado neto del ciclo es la fusión de cuatro protones para dar un núcleo de ${}^4\text{He}$ o partícula alfa y dos positrones y dos neutrinos, liberando energía en forma de rayos gamma. Los núcleos de carbono, oxígeno y nitrógeno solo se utilizan como catalizadores y se regeneran para reiniciar el ciclo.

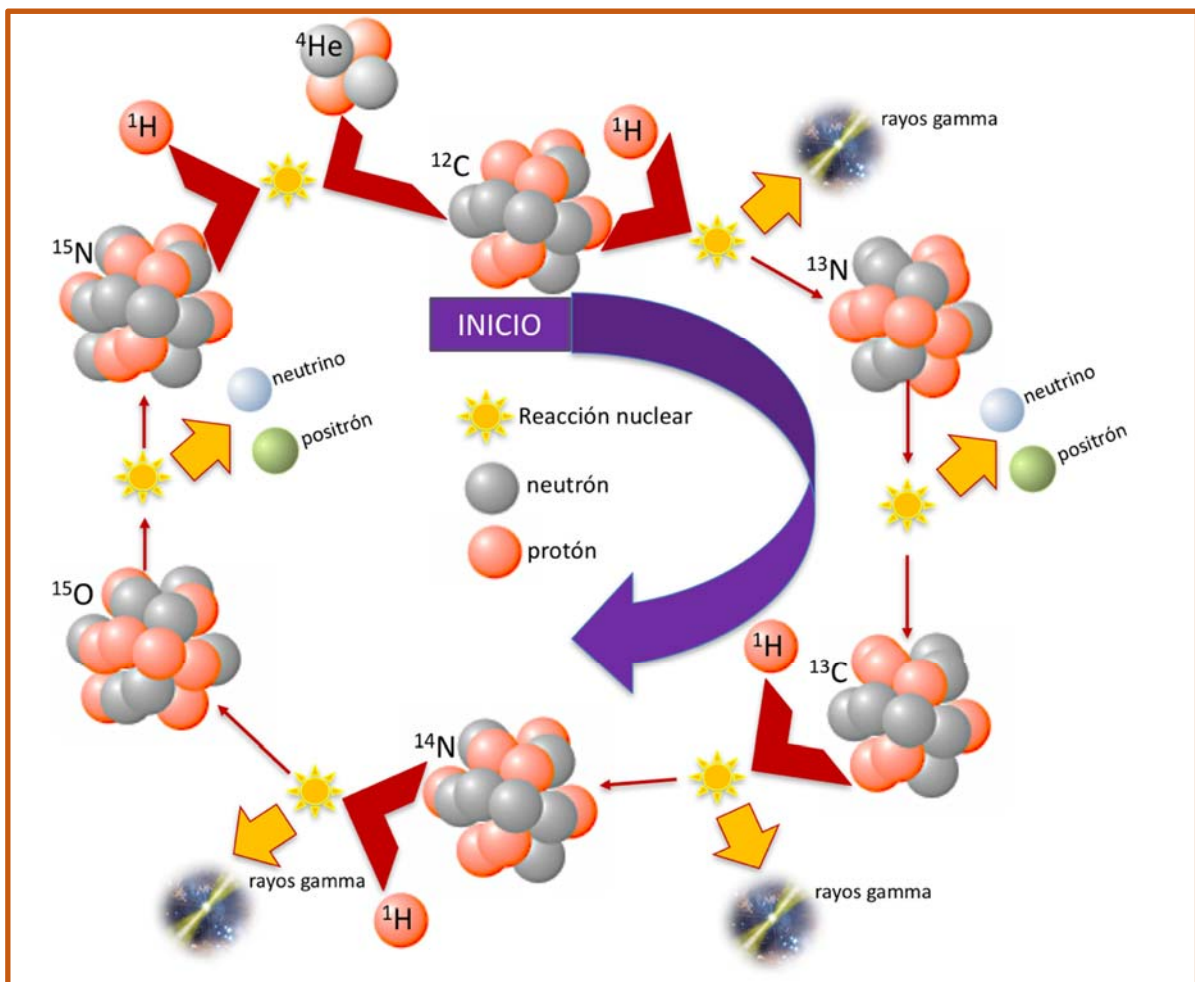


Figura 11. Diagrama de la rama 1 del ciclo del CNO, que supone el 99,6% del total de las reacciones de este ciclo. Núcleos construidos con el programa Build a atom de la Universidad de Colorado.

En el ciclo del CNO, un núcleo de ^{12}C estable, se funde con un protón y da lugar a un núcleo de ^{13}N , emitiendo un fotón de rayos gamma. Este núcleo es inestable, por lo que un protón nuclear se desintegra en un neutrón, con emisión de un neutrino y un positrón, produciendo un núcleo de ^{13}C , también inestable. Este núcleo, se fusiona con otro protón, originando un núcleo de ^{14}N , que es estable y emitiendo, a su vez, un fotón de rayos gamma. El núcleo de ^{14}N también se fusiona con un protón, dando lugar al núcleo de ^{15}O y emitiendo otro fotón gamma. Al ser el núcleo del ^{15}O inestable, de nuevo, un protón se desintegra en un neutrón, emitiendo otro neutrino y un positrón, por lo que, el núcleo de ^{15}O se transmuta en uno de ^{15}N . Este último núcleo es muy inestable, tanto, que al reaccionar con un protón, se desintegra, formando un núcleo de ^4He y transformándose en otro de ^{12}C , con lo que comienza de nuevo el ciclo.

En casi todas las estrellas, coexisten las dos cadenas: protón-protón y CNO. En nuestro sol también se da este último ciclo, pero en proporciones muy bajas con respecto a la cadena protón-protón. El que funcione uno mejor que otro, depende de la temperatura del núcleo de la estrella y de su masa. El ciclo CNO es predominante en las estrellas masivas con, al menos, cuatro veces la masa del Sol.

EL PROCESO TRIPLE ALFA

El proceso triple alfa produce núcleos de carbono por combustión de los de helio; se puede dar en estrellas con masa similar a la del Sol y masivas, pero con temperaturas mínimas de 100 millones de grados. El Sol, en su núcleo, tiene una temperatura de 15 millones de grados, por lo que no produce actualmente esta reacción, pero podrá hacerlo en el futuro. Desgraciadamente, esto indicaría la cercana muerte de nuestra estrella, ya que solo las estrellas viejas, próximas a su muerte, pueden realizar el proceso triple alfa.

El proceso triple alfa requiere, además de altas temperaturas, una densidad de núcleos de ^4He bastante grande. Por eso, en la nucleosíntesis primordial no se produjeron núcleos de carbono, ya que aunque había temperatura de sobra y núcleos de helio, éstos no tenían la densidad adecuada.

Una estrella con su combustible de hidrógeno agotado tendrá una gran densidad de núcleos de helio en su núcleo. La consecuente elevación de la presión interna, resulta insostenible para la estrella que se irá desprendiendo de sus capas externas, a la vez que, su parte central se contraerá y las capas contiguas a ella se irán calentando y, todo ello,

producirá un gran aumento de energía, entrando en la etapa de gigante roja. La temperatura del núcleo, entonces, va subiendo, hasta llegar a los 100 millones de grados y, en ese momento, comienza la fusión de helio en carbono, mediante el proceso que representamos en la **Figura 12**.

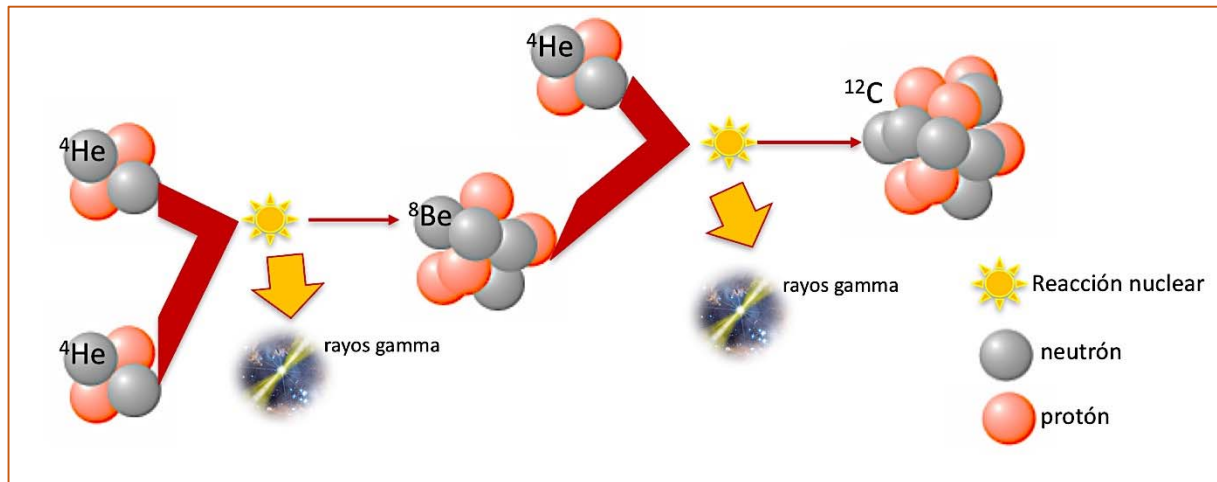


Figura 12. Proceso triple alfa. Tres núcleos de ^4He (partícula alfa) dan lugar a uno de ^{12}C , con un intermedio de ^8Be . Núcleos contruidos con el programa Build a atom de la Universidad de Colorado.

Al término de la etapa de gigante roja, la parte más externa de la estrella es expulsada en forma de la denominada nebulosa planetaria, quedando un núcleo de la estrella, llamada enana blanca, que contiene carbono y oxígeno con un resto de hidrógeno, ya que la mayoría de éste fue expulsado con la nebulosa. Esto es lo que ocurre o va a ocurrir a las estrellas ordinarias, entre las que se encuentra nuestro sol.

COMBUSTIÓN DEL CARBONO, NEÓN, OXÍGENO Y SILICIO

Hasta ahora, hemos visto que además del hidrógeno y del helio, que se formaron en la nucleosíntesis primordial y, del propio núcleo de helio, que es el resultado de la combustión del hidrógeno en las cadenas protón-protón y CNO en la secuencia principal de las estrellas, solo se forma como elemento más pesado el carbono, en el proceso triple alfa en una estrella moribunda. Pero, nos siguen faltando muchos elementos. Y es que, solo las estrellas más masivas que el Sol pueden dar lugar a núcleos de otros elementos, comportándose selectivamente, según su temperatura nuclear, densidad y masa estelar. Y cuanto más pesado es el elemento químico, mayor temperatura hace falta, lo que se logra comprimiendo a la estrella para aumentar su densidad y, por tanto, la frecuencia de choque de los núcleos atómicos. Pero, cuanto mayor es la estrella, resulta el proceso más

rápido y, sobre todo, más caótico. Por ello, la vida de una estrella masiva es menor a las de masa similar o inferior al Sol.

Así, estrellas masivas que constituyen ${}^4\text{He}$ mediante el ciclo CNO, también pueden fundir ${}^{12}\text{C}$ si la temperatura de su núcleo interno es de 600-850 millones de grados y su densidad de 130.000 g/cm^2 . Pero, para alcanzar esas condiciones, es necesario que el ${}^4\text{He}$ de la estrella se agote, entonces, su núcleo colapsa, para disminuir de volumen y aumentar su densidad y temperatura, hasta que empieza a quemar hidrógeno de las capas externas de la estrella. En ese momento, se reinicia la formación de helio, que continúa hasta la generación del núcleo de carbono, para seguir con la combustión de éste, hasta llegar a magnesio y neón, que se acumulan en el núcleo estelar. Por tanto, a esas temperaturas, en estrellas masivas, se está produciendo carbono, magnesio y neón.

Después de un período temporal, que varía según el tamaño de la estrella, el núcleo se enfría, se contrae y aumenta su temperatura hasta 1.200 millones K. Entonces, empieza la combustión del neón, para dar lugar a núcleos de oxígeno y magnesio. Si la estrella, tiene entre 4 y 8 veces la masa del Sol, el proceso termina y da lugar a una enana blanca con núcleo de Ne-O-Mg. Pero, si tiene una masa superior a 8 veces la del Sol, entonces prosigue, primero con la combustión de oxígeno, para dar lugar a silicio, fósforo y azufre y, después, seguir con la de silicio, que proporcionará núcleos de todos los elementos químicos con número atómico par y masas múltiplos de 4. Así, se forman los núcleos de elementos químicos más pesados, hasta el hierro. En estos procesos, se alcanzan temperaturas superiores a 2.700 millones K, necesarias para producir la combustión del silicio, que solo se puede dar en las denominadas estrellas supermasivas, de unas 30 veces la masa del Sol.

Pero, para la combustión del silicio, hacen falta no solo las temperaturas más elevadas que una estrella actual puede alcanzar, sino que además, son necesarias densidades nucleares muy altas, de $30 \times 10^6\text{ g/cm}^3$.

Puesto que, después de las cadenas protón-protón y CNO, la reacción más frecuente es la de combustión del carbono y neón, resulta que los cinco elementos más abundantes en el universo son: hidrógeno, helio, oxígeno, carbono y neón, en ese orden. El magnesio, que también se forma en el proceso de combustión del neón, no lo es tanto, ocupando el noveno lugar por abundancia en el universo. El neón es más abundante que el magnesio, entrando en el quinto lugar, debido a que el proceso de combustión del

carbono produce una cuantiosa cantidad de neón y aunque, posteriormente, se consuma parte de él para dar lugar a oxígeno y magnesio, hay más que suficiente.

Bien, ya sabemos cómo se fabrican los núcleos de los elementos químicos hasta el hierro, aunque todos ellos no están todavía disponibles para distribuirse por el espacio y formar nuevos sistemas solares como el nuestro, ya que se encuentran retenidos en el núcleo de la estrella que los sintetizó. Pero, desde el hierro que es el elemento de número atómico 26 nos siguen faltando todavía muchos elementos. Así que ¿cómo se forman los elementos más pesados que el hierro y cómo se liberan y esparcen por el espacio todos los elementos básicos para formar sistemas planetarios completos?

REACCIONES DE CAPTURA DE NEUTRONES

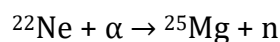
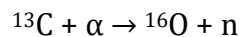
Las estrellas actuales no pueden fabricar núcleos de elementos con número atómico superior al del hierro, en su secuencia principal, porque la fusión del núcleo de ^{56}Fe consume más energía de la que libera, por lo que, el núcleo estelar estaría demasiado caliente y para compensarlo, la estrella se enfriaría y disminuiría de tamaño. Todas las reacciones nucleares hasta el ^{56}Fe son exotérmicas y, desde ahí, hasta el ^{238}U son endotérmicas. Así que, para constituir los núcleos de los elementos restantes hace falta un proceso que sea menos exigente energéticamente. Ese, o mejor dicho, estos procesos, ya que hay cuatro, son los de captura de neutrones, denominados: *R*, *S*, *P* y *RP*.

En ellos, un neutrón colisiona con un núcleo, al que se adiciona, formando otro núcleo de un elemento más pesado. La ventaja con respecto a los procesos anteriores, de colisiones entre núcleos atómicos, es que al no tener carga el neutrón, puede penetrar sin repulsión electrostática en el núcleo atómico. Ahora bien, estos procesos solo se pueden realizar en una estrella moribunda momentos antes de que explote o cuando explota en forma de supernova. Cuando el neutrón es capturado por un núcleo se libera energía, mediante un proceso denominado *decaimiento gamma*, que es una emisión de radiación gamma, similar a los rayos X, pero originados en el núcleo atómico.

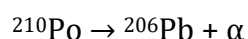
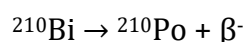
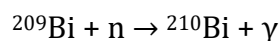
Los dos procesos más importantes son el *S* y el *R*. El proceso de captura de neutrones *S*, del inglés *slow* (lento), es así, comparado con el proceso *R*, y comienza cuando un núcleo de hierro captura un neutrón. Sucede momentos anteriores a la supernova, en la fase de gigante roja de una estrella masiva. Requiere menos temperatura y densidad estelar que el proceso *R*, puede durar cientos o miles de años, a diferencia del *R*, que solo

dura unos segundos y que, además, se produce en una explosión de supernova, lo que no ocurre en el proceso *S*.

El proceso *S*, da lugar, aproximadamente, a la mitad de elementos naturales más pesados que el hierro, lo que depende, esencialmente, de la cantidad de hierro que se encuentre en el núcleo estelar y de la capacidad de la estrella para generar más o menos neutrones. Las principales fuentes de generación de éstos, son debidas a las reacciones:



Estas reacciones, dan lugar a los elementos más pesados que el hierro, llegando hasta el plomo ($Z=82$), el último elemento no radiactivo. En cuanto a los siguientes elementos más pesados, que son radiactivos, la baja densidad neutrónica en las estrellas que realizan este proceso (10^5 - 10^{11} neutrones/ cm^2), solo deja que se formen isótopos hasta el polonio ($Z=84$). Así que, el proceso termina en las siguientes reacciones:



Después, el ^{206}Pb , captura tres neutrones para dar ^{209}Po , el cual se desintegra en ^{209}Bi y un electrón, lo que cierra el ciclo.

En este proceso, como hemos visto, se pueden formar núcleos de isótopos radiactivos, que podrán constituir otros por desintegración radiactiva, en el denominado *decaimiento beta negativo*, donde un neutrón produce un protón y un electrón. Este último es emitido, pero el protón no y, por tanto, puede dar lugar a un nuevo núcleo del siguiente elemento en la tabla periódica.

Para aclarar este punto, ponemos el siguiente ejemplo: el isótopo estable ^{64}Ni con 28 protones y 36 neutrones, puede captar un neutrón, por lo que da lugar al isótopo ^{65}Ni que es radiactivo, con 28 protones y 37 neutrones, que por *decaimiento beta*, en dos horas y media, se transforma en ^{65}Cu , un isótopo estable, aunque no el más abundante del cobre, con 29 protones y 36 neutrones y liberándose un electrón.

El proceso de captura de neutrones *R*, solo se produce durante la explosión de supernova y es muy rápido, ya que se engendra una alta densidad de neutrones, de unos 10^{22} cm^2/s . Debido a ello, los núcleos atómicos son bombardeados por un continuo y

masivo flujo de neutrones, que crean núcleos muy inestables al tener gran cantidad de neutrones y que decaen, rápidamente, en núcleos estables, también con cuantiosos neutrones, lo que da lugar a núcleos de elementos muy pesados.

Sin embargo, hay una limitación en el número de neutrones que pueden ser captados por un núcleo atómico, ya que al disponerse éstos en capas, es factible que el núcleo se sature de ellos. Por eso, el nuevo núcleo captura neutrones hasta su saturación y después, por *decaimiento beta*, fabrica nuevos núcleos. En este proceso, se necesitan temperaturas de miles de millones de grados, superiores al proceso *S*, que son de cientos de millones de grados. Pero esas temperaturas son posibles en una explosión de supernova con núcleo de hierro en fase de colapso.

Los otros dos procesos de captura de neutrones, denominados *P* y *RP*, se llamaron así, porque se creyó que eran métodos de captura de protones, lo que no es cierto. Estos procesos, no se conocen con precisión. Se cree que se dan en las estrellas de neutrones (proceso *RP*) o en supernovas (proceso *P*) a temperaturas de miles de millones de grados, pero su contribución a la formación de núcleos atómicos es muy pequeña, comparado con los dos anteriores.

En las estrellas de neutrones, se cree que solo se producen núcleos hasta el telurio. Sin embargo, hay isótopos que solo se originan en estos procesos, como por ejemplo, ^{190}Pt o ^{168}Yb . Actualmente, se piensa que los isótopos de número atómico superior a 100 se deben de formar en reacciones de fotodesintegración.

Así que, ya sabemos cómo se forman todos los núcleos de los elementos químicos, a partir del hidrógeno preexistente como combustible primario de la estrella, en reacciones de fusión nuclear o de captura de neutrones.

Sin embargo, hay elementos cuyos núcleos no son estables, como hemos comentando al principio de este capítulo y que, por tanto, no están disponibles o lo están en muy baja proporción para las siguientes generaciones de estrellas.

En menor proporción de la esperada, se encuentran: Li, Be, B y sin presencia alguna o casi ninguna: Tc, Pm, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac, Pa y los elementos desde el neptunio ($Z=93$) en adelante.

NUCLEOSÍNTESIS ARTIFICIAL

La diferencia esencial con la nucleosíntesis estelar, es que en ésta se fusionan núcleos atómicos para crear otro núcleo de un elemento distinto, mientras que en la nucleosíntesis artificial o transmutación, se bombardea, esencialmente, con partículas, núcleos o iones de elementos, preferentemente ligeros, a un núcleo de un elemento determinado, para formar otro diferente.

Aunque los alquimistas intentaron antes la transmutación, el primero en hacerlo, fue Rutherford, que transformó el ^{14}N en el isótopo estable, aunque poco abundante, del oxígeno: ^{17}O , por bombardeo de partículas alfa (núcleos de helio), según la reacción que se muestra en la **Figura 13**. Así, se abrió el camino para la nucleosíntesis artificial, el sueño de cualquier alquimista.

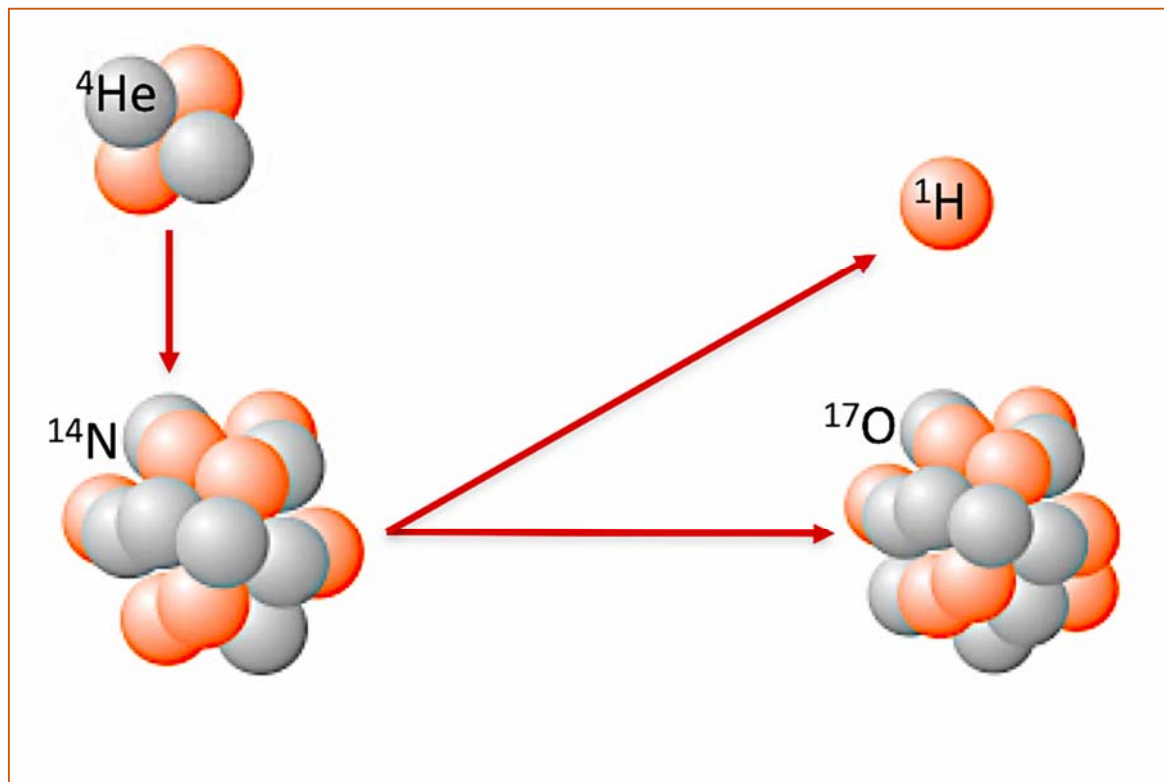


Figura 13. Reacción de Rutherford para transformar el nitrógeno en el isótopo oxígeno-17 que es estable. Núcleos construidos con el programa Build a atom de la Universidad de Colorado.

Desde Rutherford, se idearon varios métodos para obtener núcleos de elementos radiactivos por bombardeo con partículas de átomos. La cuestión que se planteó, entonces, es que conforme el núcleo era más pesado, había que acelerar aún más la

partícula de bombardeo, para conseguir la transmutación. La estrella lo consigue por aumento de su temperatura nuclear, pero eso no es posible en el laboratorio, de momento. Por ello, se emplearon los denominados aceleradores de partículas, los cuales, mediante campos electromagnéticos aumentan la velocidad de choque de las partículas que, normalmente, están cargadas. El ciclotrón, fue uno de los primeros (**Figura 14**).

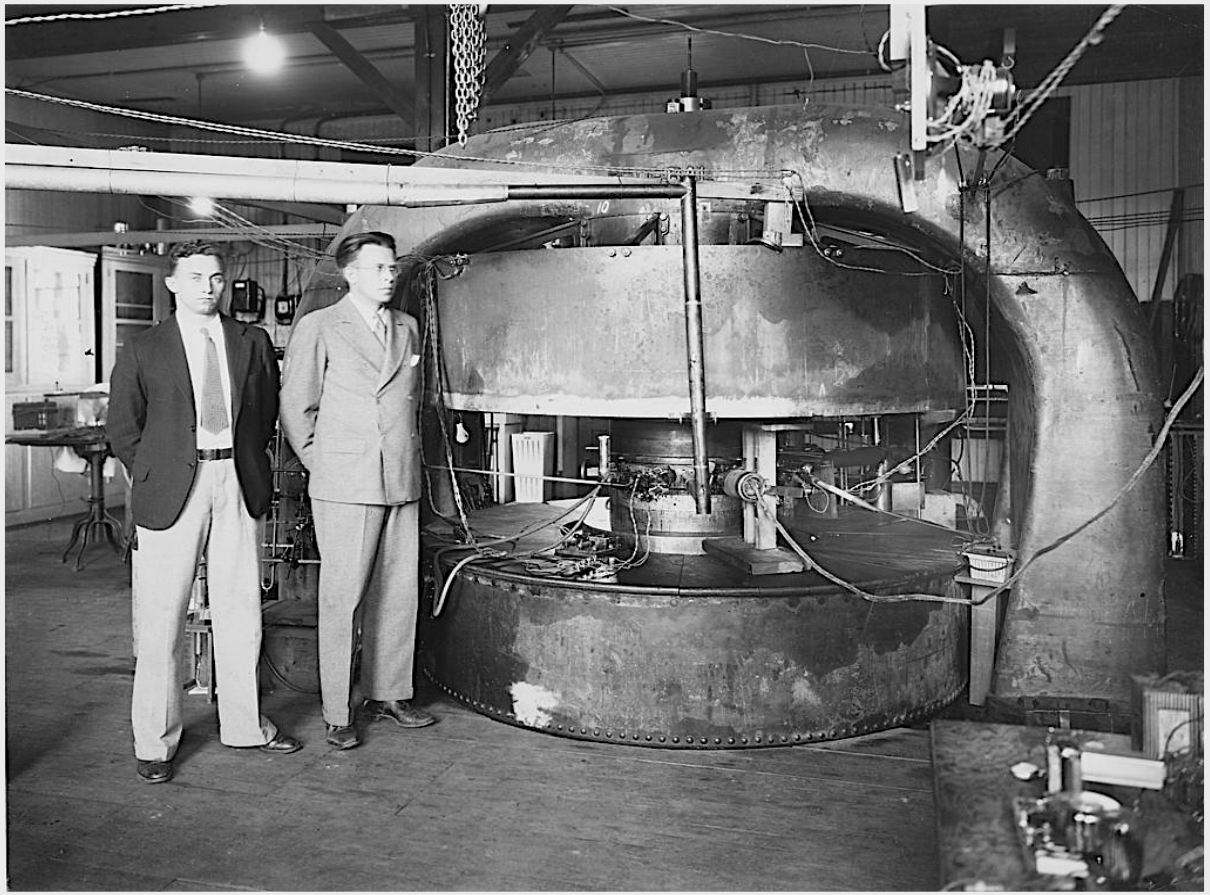


Figura 14. M. Stanley Livingston (a la izquierda) y Lawrence cerca del ciclotrón del antiguo laboratorio de radiación de Berkeley (1934). National Archives and Records Administration. Dominio Público.

El tecnecio fue el primer elemento artificial descubierto, en 1937, por Emilio Segré y Carlo Perrier, que detectaron su presencia en una muestra de molibdeno bombardeada con deuterones, que les llegó procedente del ciclotrón de Berkeley, California. También, se ha detectado en los procesos de fisión nuclear del uranio y, posteriormente, en 1952, en gigantes rojas.

En la Tierra no hay tecnecio natural, ya que aunque se debe producir en gran cantidad en las explosiones de supernovas, su isótopo más estable dura unos 4 millones de años, por lo que si hubiera llegado a nuestro planeta en su formación, ya habría

desaparecido. Así que, todo el tecnecio que tenemos es sintético y todos sus isótopos son radiactivos.

Tampoco hay prometio natural que, por otra parte, fue descubierto por Jacob A. Marinsky, Lawrence E. Glendenin y Charles D. Coryell, en 1945, que hicieron la primera identificación química del elemento en el Laboratorio Nacional Oak Ridge de Tennessee, Estados Unidos, usando para ello cromatografía de intercambio iónico, para separarlo de los productos de fisión del uranio extraído de un reactor nuclear.

Bien, pues ya hemos completado los primeros 92 elementos de la tabla periódica, desde el hidrógeno ($Z=1$) hasta el uranio ($Z=92$), de los que 89 lo son por cortesía de las estrellas, uno más, el hidrógeno, por la del Big Bang y otros dos de nuestra propia cosecha (tecnecio y prometio). Los elementos posteriores, desde el 93 al 118, son los denominados transuránicos. No tienen existencia en la Tierra, son todos radiactivos y se obtienen artificialmente. La razón del por qué no existen en la Tierra es la misma que la de los dos anteriores: se desintegran en un tiempo inferior al de la edad de la Tierra.

El primero de estos elementos, el neptunio, de número atómico 93, se sintetizó en 1940, por Edwin McMillan y Philip Abelson, en el ciclotrón de Berkeley del Laboratorio Nacional Lawrence Livermore, al bombardear uranio con neutrones lentos y, el último de la serie, el laurencio ($Z=103$), cuyo descubrimiento fue atribuido por la IUPAC a Albert Ghiorso y col., del Laboratorio Nacional Lawrence Livermore de Berkeley, que en 1958, obtuvieron ^{257}Lr por bombardeo de curio con nitrógeno, en 1960, ^{259}Lr por bombardeo de californio con boro y, en 1961, ^{257}Lr por bombardeo de curio con boro. Sin embargo, estos trabajos fueron discutidos por Georgy Flerov y col. del Instituto Central de Investigaciones Nucleares de Dubna, que obtuvieron, en 1965, ^{256}Lr , bombardeando americio con oxígeno, afirmando que los trabajos del Laboratorio Lawrence Livermore eran inexactos.

Entre medias, se obtuvieron por Glenn Seaborg y col.: plutonio, en 1940; americio y curio, en 1944; berkelio, en 1949, y californio, en 1950. Por su parte, Albert Ghiorso y col., descubrieron: einstenio y fermio, en 1952-53, en los escombros de la primera explosión termonuclear y mendelevio, en el ciclotrón de Berkeley. Finalmente, el descubrimiento del nobelio, es atribuido por la IUPAC a Georgy Flerov y col., del Instituto Central de Investigaciones Nucleares de Dubna, en 1963, no sin controversia con Albert Ghiorso y col. del Laboratorio Nacional Lawrence Livermore.

Los transactínidos, que son también transuránicos, empiezan en el elemento de número atómico 104 y en adelante; fueron obtenidos, en el Instituto Central de Investigaciones Nucleares de Dubna, el Laboratorio Nacional Lawrence Livermore de Berkeley y el Gesellschaft für Schwerionenforschung (Centro de Investigación de Iones Pesados) de Darmstadt, en Alemania.

Los elementos 104 (rutherfordio), 105 (dubnio), 106 (seaborgio), 114 (flerovio), 116 (livermorio) y 118 (organesón), fueron sintetizados por el Instituto Central de Investigaciones Nucleares de Dubna y el Laboratorio Nacional Lawrence Livermore de Berkeley, en 1964, 1968-1970, 1974, 1999, 2000 y 2006, respectivamente.

En el Centro de Investigación de Iones Pesados de Darmstadt, por su parte, se descubrieron los elementos: 107 (bohrio), 108 (hassio), 109 (meitnerio), 110 (darmstadio), 111 (roetngenio) y 112 (copernicio), en 1981, 1984, 1982, 1994 (darmstadio y roentgenio) y 1996, respectivamente.

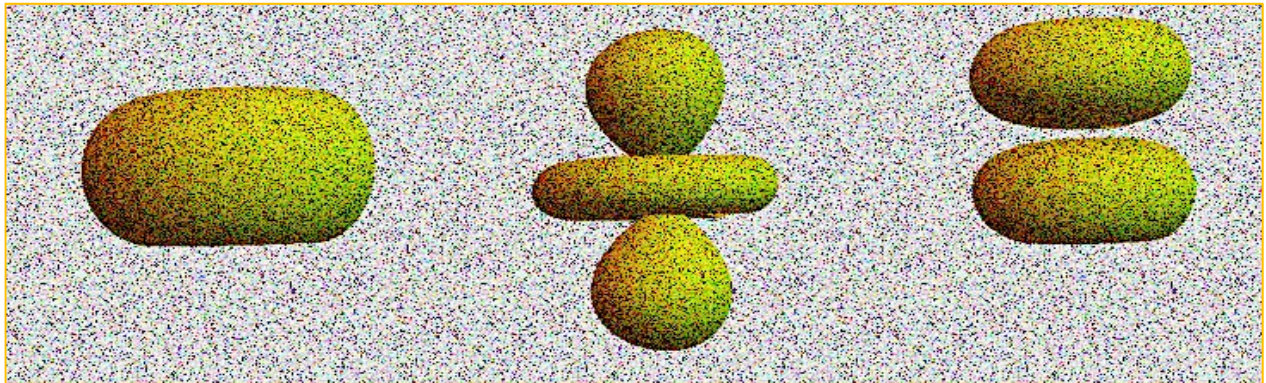
Los elementos 115 (moscovio) y 117 (téneso), descubiertos en 2010, los atribuye la IUPAC a tres centros de investigación: Instituto Central de Investigaciones Nucleares de Dubna, Laboratorio Nacional Lawrence Livermore de Berkeley y al Laboratorio Nacional Oak Ridge.

Finalmente, al Instituto Riken (Japón) la IUPAC, le atribuye el 113 (nihonio), descubierto en 2003.

Así que, en la nucleosíntesis estelar, se pueden fabricar todos los elementos hasta el uranio. Sin embargo, no todos ellos estarán disponibles en las nebulosas del universo que constituirán los sistemas solares. De hecho, solo 83 de estos elementos químicos serán los ladrillos para formar estrellas y planetas: desde el $Z=1$ al 83, excepto tecnecio ($Z=43$) y prometio ($Z=61$), que son radiactivos con núcleos inestables; pero, también, hay en el universo: torio ($Z=90$) y uranio ($Z=92$), que completan los 83 elementos de las nebulosas. No obstante, hay otros 7 elementos, del $Z=84$ al 89 y el 91, que se producen en la Tierra por fenómenos naturales: Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac y Pa, lo que hace un total de 90 elementos en nuestro planeta, que no necesitamos crearlos. Los demás, hasta completar los 118 actuales de la tabla periódica, es decir, veintiocho, los sintetizamos: tecnecio, prometio y del $Z=93$, que es el neptunio al 118 (organesón).

3

¿CÓMO ES EL ÁTOMO?



Orbitales atómicos s y p.

- En las estrellas se forman los átomos en las zonas de temperatura adecuadas.
- Cada átomo está constituido por tres partículas básicas, dispuestas en diferentes cantidades: electrón, neutrón y protón.
- El átomo es estable, esencialmente, debido a las uniones entre las partículas por fuerza electromagnética y nuclear fuerte.
- El electrón puede existir en cualquier lugar del espacio tridimensional.
- En el modelo cuántico, hay un pequeño núcleo de masa, rodeado por una nube electrónica.
- La probabilidad de encontrar al electrón es mayor conforme nos alejamos del núcleo.
- Las funciones de onda atómicas son soluciones matemáticas de la ecuación de Schrödinger.
- La función de onda total $\Psi_{n,l,m}(r,\Theta,\Phi)$, se divide en dos partes: radial $R(r)$ y angular $\Theta_{l,m}(\Theta) \cdot \Phi_m(\Phi)$.
- La parte radial nos da información sobre la distancia. La parte angular sobre los orbitales atómicos.
- Los nodos son zonas de corte entre nubes electrónicas. Pueden ser esféricos, planos o superficies cónicas.

CONSTITUCIÓN DEL ÁTOMO

En las estrellas, una vez formados los núcleos atómicos de los elementos químicos, es posible constituir el átomo por captación de electrones mediado por la interacción electromagnética, pero solo en zonas donde la temperatura sea la adecuada, lo que ocurre en los denominados medios neutros templados y fríos. Por otra parte, pueden estar en forma atómica ionizada en el llamado “medio ionizado templado” o en las regiones H II, con densidades atómicas mayores en la última. En el gas coronal, que está en estado de plasma, todos los átomos están ionizados, incluyendo los metales. Y de la misma manera, en el medio interestelar. Así, nos encontramos al hidrógeno ionizado en el gas coronal (10^6 - 10^7 K), regiones H II (8.000 K) y en el medio ionizado templado (8.000 K); como átomo neutro en el medio neutro templado (6.000-10.000 K) y en el frío (50-100 K) y, además, en forma de hidrógeno molecular en las nubes moleculares interestelares (10-20 K) formadoras de estrellas. El hidrógeno ionizado es el protón. En el laboratorio, sin embargo, se fabrican los átomos de elementos transuránicos a partir de otros preexistentes.

La palabra *átomo* viene del griego y significa *sin cortar*, es decir, algo que no se puede dividir. Sin embargo, sabemos ahora que el átomo se puede dividir y que a este proceso se le denomina fisión nuclear. Cuando esto ocurre, se libera energía y neutrones.

Para comprender como se divide el átomo, es necesario conocer su estructura, es decir, de qué está hecho. Actualmente, sabemos que los átomos están constituidos, esencialmente, por tres partículas básicas: protones, neutrones y electrones. Todas ellas, fueron descubiertas en los conocidos actualmente como los Laboratorios Cavendish, que son el Departamento de Física de la Universidad de Cambridge (**Figura 15**).

El electrón fue descubierto por Sir Joseph J. Thomson (1856-1940), galardonado con un premio Nobel de Física en 1906 y catedrático de, por la entonces, denominada cátedra de Física Experimental Cavendish, mediante sus experimentos en tubos catódicos, aunque él denominó a esa partícula *corpúsculo* y no electrón. El descubrimiento del protón, se le atribuye a Lord Rutherford (1871-1937), que sucedió a Thomson en la

cátedra Cavendish, cuando en 1918, en sus experimentos con detectores de centelleo, disparando partículas alfa sobre nitrógeno, sugirió que el núcleo de hidrógeno debía de ser una partícula fundamental. Sin embargo, anteriormente, en 1886, el físico alemán Eugen Goldstein, ya había observado partículas cargadas positivamente en los rayos catódicos. El neutrón, fue descubierto por Sir James Chadwick (1891-1974) en 1932, también laureado con un premio Nobel de Física en 1935, cuando bombardeó una delgada lámina de berilio con partículas alfa y éste emitió una radiación de alta energía, similar a los rayos gamma. Con este descubrimiento el, por entonces, problema de la relación de las masas, dejó de serlo. Así, puesto que el núcleo de helio está compuesto por dos protones y dos neutrones (masa 4) y el de hidrógeno por solo un protón (masa 1), la relación de masas es 4:1 He/H. Y así, sucesivamente.

Insistimos en que el electrón es una partícula elemental, mientras que protones y neutrones no lo son, al estar constituidos por quarks.



Figura 15. Laboratorio Cavendish, Universidad de Cambridge. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

ESTRUCTURA Y ESTABILIDAD DEL ÁTOMO

Cada átomo está compuesto por un núcleo que contiene protones y neutrones y, además, electrones situados en órbitas alrededor de aquél. Los electrones, con carga negativa, son atraídos por los protones de carga positiva. Sin embargo, los electrones no caen al núcleo. Veamos el por qué.

El hecho, es que los electrones son atraídos al núcleo por la fuerza eléctrica de cargas opuestas, aunque también por la gravedad, pero que en cualquier modelo atómico es irrelevante, ya que es muy débil comparada con la primera. Pero es que, electrones y protones se unen mediante la fuerza electromagnética, más intensa que las anteriores y, además, los electrones giran en órbitas alrededor del núcleo, donde no están todas permitidas.

El electrón solo emite o absorbe radiación cuando cambia entre órbitas permitidas, por lo que no emite radiación continuamente; si así lo hiciera, perdería energía y terminaría en el núcleo, con el consiguiente colapso del mismo, lo que no sucede.

Y es que, en el modelo atómico de la mecánica cuántica, se establece que la cuantización de la energía hace que los electrones solo puedan estar en unos determinados niveles energéticos y, también, que emitirán radiación cuando permuten entre ellos, en forma de fotones. De ahí, el color de ciertos elementos químicos y de sus combinaciones. Además, hay otra restricción y es que, por el hecho de ser fermiones, solo pueden acceder a niveles de energía sin ocupar, para cumplir el principio de Pauli.

Sin embargo, en todas las consideraciones anteriores no se puede establecer que, en el nivel de energía más bajo ($1s$), no se colapse el núcleo. Pero, la realidad es que el electrón nunca llega a rozar al núcleo atómico, ni siquiera en el nivel $1s$. Y es que el principio de incertidumbre de Heisenberg, solo permite un nivel mínimo de energía dentro del átomo que nunca llegue a colapsar el núcleo. La mecánica cuántica viene en nuestra ayuda una vez más.

Además, hay que tener en cuenta que el electrón al tener poca masa y, por tanto, mucha energía, se está siempre moviendo constantemente alrededor del núcleo y, así, se produce una fuerte perturbación del campo electromagnético que le une al protón, con lo cual, se crea una nube electrónica de carga negativa (**Figura 16**) que proporciona una barrera energética de gran estabilidad y que, además, está casi vacía, por lo que hay

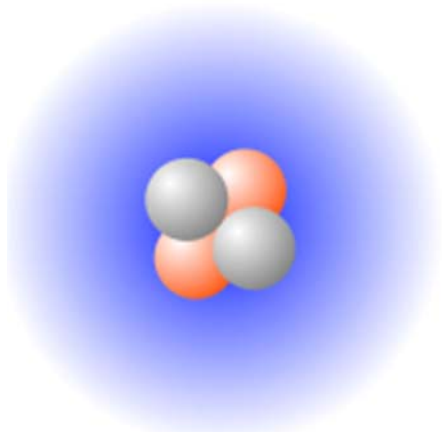


Figura 16. Nube electrónica del átomo de helio. Construido con Built an atom. Universidad de Colorado.

mucho espacio entre los electrones. Esto hace que: **1)** el electrón no decaiga al núcleo; **2)** que los electrones no se acerquen entre sí y, por tanto, eviten la repulsión eléctrica de cargas iguales y **3)** que al ser esa nube muy energética, no se permite fácilmente la adquisición de un electrón externo y aún menos que otro átomo se acerque; solo lo hace lo suficiente para formar un enlace, exclusivamente, con los electrones de los orbitales más externos (**Figura 17**).

De esta manera, se consigue la estabilidad de los electrones y, considerando, como hemos indicado anteriormente, que el núcleo también lo es, debido a la nuclear fuerte mediada por el gluon emitido por los quarks, el átomo en su conjunto, resulta así mismo, estable.

Por otra parte, al ser tan energética la nube electrónica que no se permite que una nube penetre en otra, los procesos de fusión nuclear se tienen que hacer con núcleos atómicos aislados y no con átomos. Así que, como hemos visto anteriormente, las estrellas solo utilizan núcleos atómicos para formar elementos químicos, mientras que en el laboratorio se emplean métodos tecnológicos, esencialmente de bombardeo, pero no de fusión nuclear, al menos de momento.

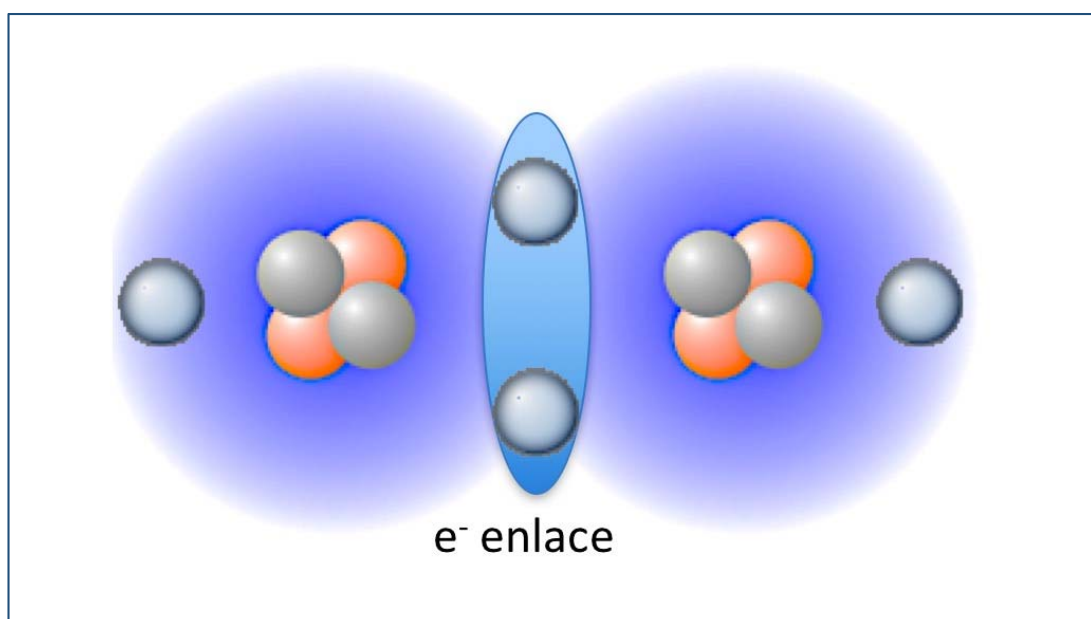


Figura 17. Enlace covalente entre dos átomos de helio.

LOS ORBITALES ATÓMICOS Y LA ECUACIÓN DE SCHRÖDINGER

Los electrones según el modelo clásico atómico de Bohr, solo pueden ocupar determinadas orbitas. Esto es debido a que los electrones son ondas que deben de estar en orbitas que produzcan las denominadas *interferencias constructivas* y eso solo ocurre cuando la longitud de la circunferencia es igual a la longitud de la onda (λ) o a $n\lambda$, siendo n un número entero. Posteriormente, la mecánica cuántica de Schrödinger establece que la onda del electrón no está confinada a una órbita concreta, por lo que el electrón podía existir en cualquier lugar del espacio tridimensional. Ahora bien, si aplicamos el principio de incertidumbre de Heisenberg, entonces, un electrón, que como sabemos tiene muy poca masa, tiene que ocupar una región del espacio relativamente grande, mientras que

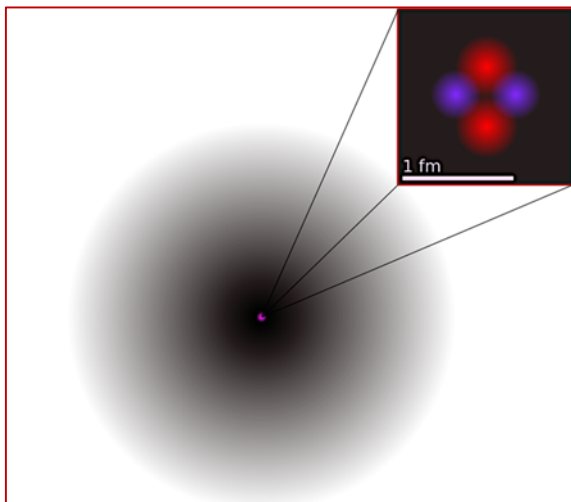


Figura 18. Representación aproximada del átomo de Helio. En el núcleo los protones están representados en rojo y los neutrones en azul. En la realidad el núcleo también es simétricamente esférico. 1 fm (femtómetro)= 10^{-15} m. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

el protón con mucha más masa, casi no necesita ocupar un lugar en el espacio. La consecuencia es otro modelo del átomo, el mecánico cuántico, donde hay un pequeño núcleo de masa, rodeado por una nube que representa al electrón. Esto, lo podemos apreciar en la **Figura 18**. Efectivamente, más del 99,94 % de la masa está en el núcleo y mientras el átomo tiene un tamaño medio de 100 pm (1 pm –picómetro- es igual a 0,001 nm y 100 pm es la diez mil millonésima parte de 1 metro), el núcleo es entre 10 y 1.000 veces más pequeño que aquél.

En el modelo mecánico cuántico, la nube electrónica es solo una representación de la probabilidad de encontrar al electrón, la cual va aumentando conforme nos alejamos del núcleo; alcanza un valor máximo cuando la nube se expande, mientras que cuando la nube se sitúa a grandes distancias ya no hay prácticamente posibilidad alguna de encontrar al electrón, tal como vemos en la **Figura 19**. Así que, el electrón ocupa una nube, en vez de una órbita como establece el modelo clásico de Bohr, que la delimitaremos con la construcción de los denominados orbitales atómicos.

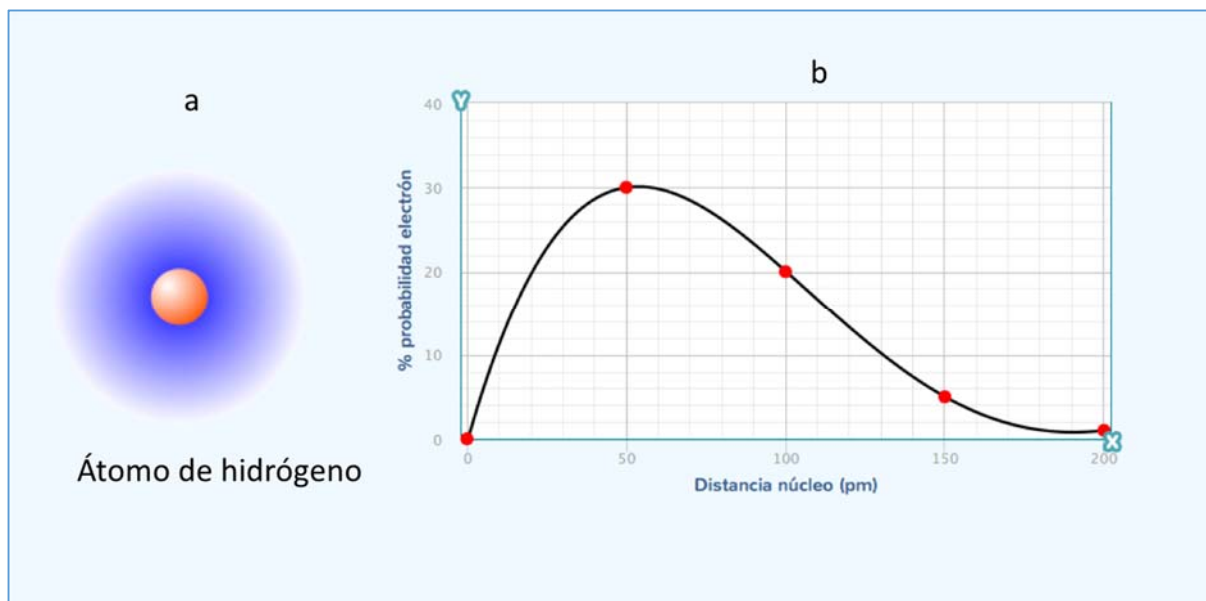


Figura 19. a) Representación del átomo de hidrógeno. En rojo: el núcleo con un protón. En azul: la nube electrónica de su único electrón. El color azul más oscuro se corresponde con la máxima probabilidad de encontrarlo y el halo blanco exterior con una probabilidad casi nula. b) Representación de la probabilidad de encontrar al electrón con respecto a la distancia del núcleo.

Sin embargo, cuando se mide el radio del máximo de probabilidad para la primera órbita en el modelo cuántico, resulta igual al radio de Bohr para el átomo de hidrógeno ($0,529 \times 10^{-10}$ m), que igualmente fue medido para su primera órbita y, además, las energías de los dos modelos, para esa órbita, resultan idénticas. Así que, para el átomo de hidrógeno en su estado fundamental, pero solo para él, coinciden las dos teorías.

Tanto el modelo clásico de Bohr como el modelo cuántico del átomo establecen un valor de energía distinto para cada valor entero del número n , que se denomina **número cuántico principal**; lo que se va a corresponder con los distintos estados energéticos de las órbitas donde se sitúan los electrones. En el modelo de Bohr, esas órbitas son siempre circulares, mientras que en el modelo mecano cuántico son el resultado de las diferentes formas que pueden adoptar las nubes electrónicas y que se determinan mediante una función de onda, cuyo resultado material se obtiene al resolver matemáticamente una función de onda aplicando la denominada ecuación de Schrödinger y que resulta ser un orbital atómico con una forma determinada dentro de un espacio delimitado. En la **Figura 19b** observamos que la probabilidad de encontrar al electrón cuando se aleja del núcleo tiende a cero, pero nunca se anula. Es por ello, que el átomo mecano cuántico no tiene límites y hay que recurrir a los denominados orbitales atómicos para delimitarlo.

LA ECUACIÓN DE SCHRÖDINGER

La ecuación de Schrödinger solo tiene solución matemática directa para el átomo de hidrógeno, que es el sistema atómico más básico, con un electrón y un protón. Sin embargo, en átomos polielectrónicos hay que emplear métodos de resolución aproximados para representar a los distintos orbitales atómicos, lo que no es un problema, puesto que se puede hacer simplificando la ecuación de Schrödinger para átomos hidrogenoides.

La ecuación de Schrödinger (1926) se basa en el comportamiento dual del electrón, como onda y partícula (hipótesis de Louis de Broglie): “si el electrón tiene un movimiento ondulatorio, entonces se puede describir a partir de las ecuaciones matemáticas de las ondas estacionarias”. Para ello, se establece la denominada función de onda, representada por la letra griega Ψ , que describe la evolución del movimiento del electrón alrededor del núcleo. En la ecuación de Schrödinger se aplica sobre esa función de onda una serie de operaciones matemáticas, que en su forma más simple se representa por:

$$\hat{H}\Psi = E\Psi$$

De tal manera, que para un valor determinado de la función de onda Ψ , hay un valor asociado y único de la energía E y donde en el denominador **operador de Hamilton o hamiltoniano** \hat{H} se aplican las operaciones matemáticas necesarias para resolver la ecuación de Schrödinger. En ese operador, se engloban los parámetros de la energías cinética y potencial del electrón, según la expresión:

$$\hat{H} = -\frac{\hbar^2}{2m}\nabla^2 + V$$

Donde el primer término representa la energía cinética, mientras que V es la energía potencial. El primero, contiene una constante h , que es la de Planck, aunque normalmente no se emplea directamente ésta, sino que se usa la constante de Dirac, representada por \hbar barra, cuyo valor es:

$$\hbar = \frac{h}{2\pi}$$

Por otra parte, el primer término del hamiltoniano contiene otro operador, designado con el símbolo ∇^2 , que es el denominado **operador de Laplace** o simplemente laplaciana y que incluye las derivadas segundas parciales para los ejes cartesianos x, y, z :

$$\frac{\delta^2}{\delta x^2} + \frac{\delta^2}{\delta y^2} + \frac{\delta^2}{\delta z^2}$$

Una vez resuelta la ecuación de Schrödinger, podemos representar las formas de los orbitales atómicos y los valores propios de la energía.

RESOLUCIÓN DE LA FUNCIÓN DE ONDA

Para resolver matemáticamente una función de onda atómica hay que aplicar unos parámetros restrictivos, que resultan ser los números cuánticos como medio matemático y efectuar un cambio de coordenadas cartesianas a polares. En estas últimas, no tenemos los tres ejes x, y, z , sino un vector r que representa la distancia del electrón al núcleo y dos ángulos Θ y Φ , cuyas equivalencias son: $x = r \cdot \cos \theta$; $y = r \cdot \sin \theta \cdot \cos \varphi$; $z = r \cdot \sin \theta$.

De esta manera, se pasa de una función dependiente de las coordenadas cartesianas $\Psi(x, y, z)$ a una del tipo $\Psi(r, \Theta, \Phi)$. Esto es así, puesto que el sistema para el átomo de hidrógeno es de simetría esférica.

Pero, la función de onda no puede ser cualquiera. Ha de cumplir ciertas condiciones que, esencialmente, son cuatro:

1. Debe ser solución de la ecuación de Schrödinger y tener un único valor.
2. Debe estar normalizada, lo que supone igualar a 1 la integral de la función de onda multiplicada por su conjugada, en un diferencial de volumen que tiende al infinito: $\int \Psi \Psi^* \partial \tau = 1$. Así, la función de onda se aproxima a cero cuando x tiende al infinito.
3. Debe ser una función continua de x .
4. La pendiente de la función en x debe ser continua, lo que supone que $\partial \Psi(x) / \partial x$ también lo es.

Ahora, introducimos los parámetros restrictivos, que son los números cuánticos n (principal), l (angular) y m o más correctamente m_l (magnético), que solo pueden tomar determinados valores numéricos.

La función de onda $\Psi(r, \Theta, \Phi)$ que es solución de la ecuación de Schrödinger, va a depender, pues, de los números cuánticos n , l y m y se puede dividir, a su vez, en otras tres funciones:

$$\Psi_{n,l,m}(r, \Theta, \Phi) = R_{n,l}(r) \cdot \Theta_{l,m}(\Theta) \cdot \Phi_m(\Phi)$$

La función R , engloba a todos los parámetros dependientes de la distancia del electrón al núcleo (r), pero no define la orientación espacial del orbital, que depende del número cuántico magnético m . La función $R_{n,l}(r)$, es la denominada *parte radial* de la función de onda total $\Psi_{n,l,m}(r,\Theta,\Phi)$. La otra parte, está constituida conjuntamente por los términos $\Theta_{l,m}(\Theta)\cdot\Phi_m(\Phi)$ y es designada como la *parte angular*, porque depende de los dos ángulos Θ y Φ y representa la variación de la función con respecto a los números cuánticos l y m , lo que tiene que ver con la forma y orientación espacial de la nube electrónica, pero no depende de la distancia, que está definida por el número cuántico n . En conjunto, a estas dos funciones $\Theta_{l,m}(\Theta)\cdot\Phi_m(\Phi)$, se les llama *armónicos esféricos*, se simbolizan con Y_m y su utilidad esencial es la de representar a los diferentes orbitales atómicos.

La resolución en conjunto de la función total $\Psi_{n,l,m}(r,\Theta,\Phi)$, en principio, no se puede hacer, puesto que requiere de cuatro dimensiones, 3 para las coordenadas polares y una para el valor propio de la función. Por ello, se estudian por separado la parte radial y la angular. Esencialmente, la parte radial nos proporciona información sobre la distancia de la nube electrónica al núcleo, la energía, los potenciales de ionización y las electronegatividades, mientras que la parte angular lo hace sobre la forma y simetría de los orbitales atómicos.

LOS NÚMEROS CUÁNTICOS, LOS ORBITALES ATÓMICOS Y LOS NIVELES ENERGÉTICOS

El número cuántico principal n , representa el nivel de energía. También, determina el volumen de la nube electrónica y, por tanto, el tamaño del orbital y es, por ello, que la distancia de un determinado electrón con respecto al núcleo está definida por ese número. A menor valor de n , también menor valor de la energía. El número cuántico del momento angular o simplemente angular l , determina la forma del orbital. Cuanto mayor sea el valor de l , más excéntrica será la órbita y, por tanto, más aplanada será la elipse que contiene a la nube electrónica confinada en un determinado orbital. Finalmente, el número cuántico magnético m o m_l , especifica la orientación espacial de los orbitales.

Un valor del número cuántico n igual, significa la misma energía. Pero también, hay que considerar el momento cinético que toma valores propios dentro de cada valor de n . Así que, se permiten diferentes estados cinéticos dentro del mismo valor de energía (mismo número cuántico n). Los valores que toma el momento cinético o momento

angular orbital (en términos de mecánica-cuántica) vienen dados por el número cuántico del momento angular l . Pero, no todos los valores que puede tomar l están permitidos; dependen del número cuántico principal n y deben estar entre cero y $n-1$.

Así, para el átomo de hidrógeno, cuando $n=1$, entonces el número cuántico l toma un único valor ($l=0$) y, por tanto, hay un único valor de energía y también del momento angular que resulta ser de simetría esférica (**Figura 20**). Pero para $n=2$, hay dos valores de l : 0 y 1. Para $n=2, l=0$, la situación es la misma que la anterior. Sin embargo, al representar la combinación $n=2, l=1$ nos da una forma de rosquilla (**Figura 20**).

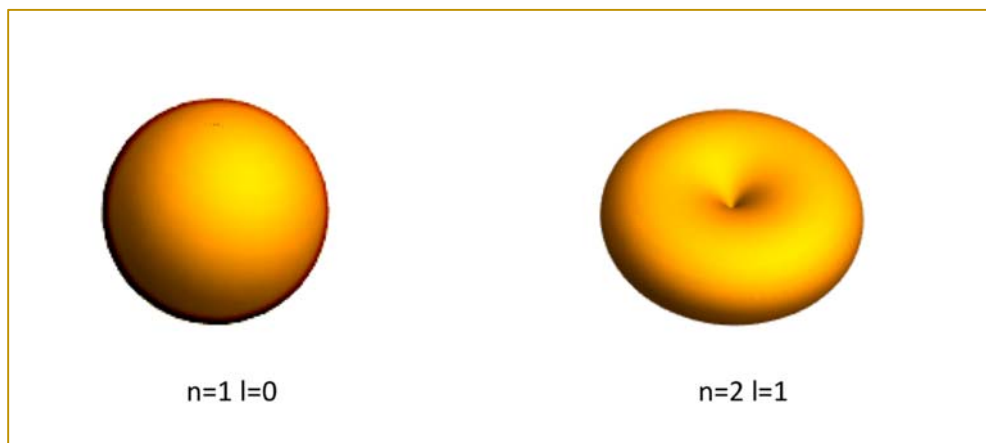


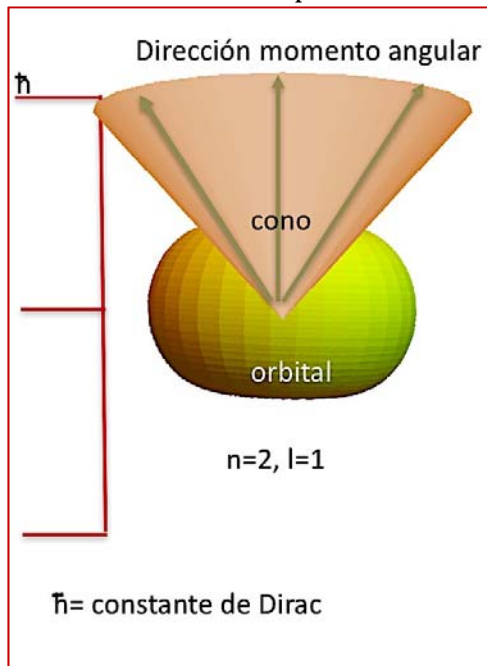
Figura 20. Representación gráfica de las combinaciones $n=1, l=0$ (similar a $n=2, l=0$) y $n=2, l=1$. Realizado con el programa Wolfram Mathematica. Licencia corporativa de la UCM.

El estado en forma de rosquilla de la **Figura 20** es parecido a una órbita, aunque como realmente no lo es, de ahí que se le denominara orbital y, genéricamente, así a todos ellos. Por tanto, para un valor de $n=2$, tenemos dos tipos de nubes, una esférica y otra en forma de rosquilla, mientras que para $n=1$ solo tenemos una nube electrónica con forma esférica.

Bien, pero aún no hemos acabado con todas las posibilidades. En la mecánica clásica de Bohr, todas las órbitas tienen un momento cinético determinado, pero en mecánica cuántica, algunos orbitales tienen momentos cinéticos o angulares positivos y otros negativos e incluso de cero. Esto supone, que para $n=2$ y $l=1$, la dirección real del momento angular orbital no esté exactamente determinada en el modelo cuántico y pueda ser en cualquier parte sobre la superficie del eje vertical de un cono (**Figura 21**).

Sin embargo, su componente en la dirección del eje vertical sí que se puede determinar y resulta ser exactamente la constante de Dirac (h con barra).

No obstante, esta no es la única posibilidad para la combinación $n=2$ y $l=1$, ya que el momento cinético puede estar en el plano horizontal, en vez de en el plano vertical y



también podría apuntar en cualquier dirección del plano. Entonces, en ese caso, su componente vertical es cero y su orbital no es una rosquilla sino que son dos nubes exactamente iguales, una arriba y otra abajo a lo largo del eje horizontal. Finalmente, hay una tercera posibilidad, la de que su momento cinético sea oblicuo hacia abajo produciendo una imagen simétrica del orbital con el valor exacto de la constante de Dirac, pero negativo, por lo que tiene también forma de rosquilla. Así pues, con $n=2$ y $l=1$ hay tres estados distintos, que dan valores al número cuántico magnético m , que en el caso que estamos viendo son de: $+1, 0, -1$ y, en general, entre $+l$ y $-l$, pasando por cero. Las tres posibilidades del momento cinético

Figura 21. Representación artística de las distintas direcciones positivas que puede adoptar el momento angular sobre un cono con eje vertical.

para $n=2$ y $l=1$, las representamos en la **Figura 22.**

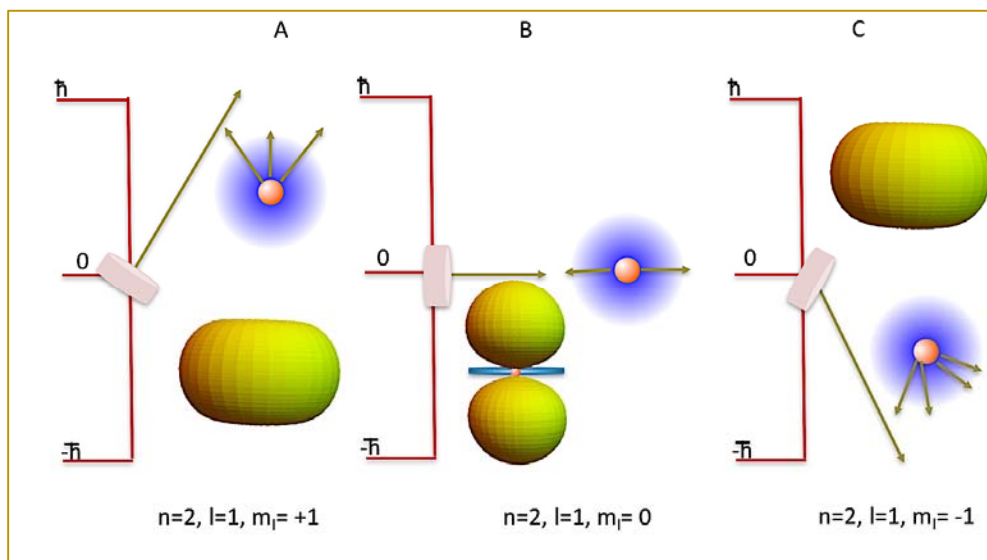


Figura 22. Representación de los momentos cinéticos y las nubes electrónicas para los tres valores que toma m o m_l cuando $n=2$ y $l=1$. La situación de las representaciones de los momentos cinéticos se corresponden con los valores del eje. Los momentos cinéticos están representados por vectores sobre un átomo de hidrógeno (nube azul con núcleo rojo), mientras que las nubes electrónicas (en forma de rosquilla o de nubes iguales) lo están por colores rojo, amarillo y verde, lo que depende de la distribución de carga.

Y aún se puede complicar más, ya que para $l=2$ hay hasta cinco posibilidades de $m=+2,+1,0,-1,-2$ y para $l=3$ hasta siete. Hay otros tipos de orbitales como los g , con nueve posibilidades, pero que no se corresponden con ningún átomo conocido.

En la representación de los orbitales atómicos nos vamos a encontrar, esencialmente, con cuatro tipos diferentes, según el valor del número cuántico l que es el que establece la forma del orbital. Así, para $l=0$, nos encontramos con un tipo de orbital denominado s (sharp); cuando $l=1$, se llama orbital p (principal), mientras que para los valores $l=2$ y $l=3$, se les asigna los nombres de orbitales d (diffuse) y f (fundamental), respectivamente. Y también, hay otros conjuntos de nombres para las variaciones del número cuántico m . Para $m=+1,0,-1$, se les denominan p_y, p_z y p_x , respectivamente, ya que resultan simétricos respecto a los ejes y,z,x . Pero, si $m=+2,+1,0,-1,-2$, entonces se les designa como orbitales: $d_{x^2-y^2}, d_{yz}, d_{z^2}, d_{xz}$ y d_{xy} . En el caso de los orbitales d_{yz}, d_{xz} y d_{xy} , lo que determina el valor de m es que están situados entre los ejes de coordenadas respectivos, con una separación de 45° , mientras que $d_{x^2-y^2}$ ocupa los ejes x,y . Finalmente, d_{z^2} ocupa el eje z (con una rosquilla en los ejes x,y). Volveremos a este punto en la sección de los orbitales atómicos hidrogenoides.

En todo lo que acabamos de ver, residen las claves para entender la arquitectura básica de todos los estados cuánticos del átomo de hidrógeno. Los niveles energéticos, se disponen según los valores de los números cuánticos n y l . El número cuántico n , como hemos indicado, toma valores enteros positivos comenzando por el 1, que es el estado energético de menor energía y el más cercano al núcleo. Y para cada valor de n , están permitidos valores enteros, desde 0 a $n-1$. Para cada nivel de energía definido por el valor de n , hay otros subniveles de energía, excepto para $n=1$. Los subniveles de energía, definidos por l , se corresponden con los orbitales s ($l=0$), p ($l=1$), d ($l=2$), f ($l=3$) y g ($l=4$), siendo los orbitales s los menos energéticos y los orbitales g , los más, en el orden: $s < p < d < f < g$. Así, el orden de energía para los orbitales atómicos más frecuentemente estudiados, será: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 3d < 4s < 4p < 4d < 4f$ y así sucesivamente, que se corresponden con las combinaciones permitidas de n y l . Si consideramos todas las posibles combinaciones del número cuántico m , entonces tendríamos tres diferentes para los orbitales p , cinco para los d , siete para los f y nueve para los g . Pero, estas diferentes combinaciones, tienen el mismo valor energético a igualdad de n y l . Así, por ejemplo, los orbitales $2p_x, 2p_y$ y $2p_z$, tendrán la misma energía. Se dice entonces que son *degenerados*.

ESTUDIO DE LA PARTE RADIAL

En el estudio de la función de onda $R(r)$, se obtiene información sobre la distancia del electrón con respecto al núcleo, como hemos indicado, pero también se introducen conceptos como que los orbitales son más o menos difusos, más o menos penetrantes y se habla de nodos radiales. Veremos todo esto.

La función $R(r)$ tiene una solución matemática aunque no significado físico. Se puede representar gráficamente en función de r y para los distintos valores de n y l , pero al carecer de ese significado no nos aporta información relevante. Sin embargo, si utilizamos el cuadrado de la función, sí que la tendremos.

Para la primera combinación de los números cuánticos de los que depende $R(r)$: $n=1, l=0$, resulta que $R(r)_{1,0} = k_{1,0} \cdot e^{-Zr/a_0}$, donde k es una constante orbital, Z es la carga nuclear, a_0 el radio de Bohr y r la distancia electrón-núcleo. En esa ecuación, hay una exponencial negativa que se acrecienta conforme aumenta el valor de n , ya que la expresión $-Zr/a_0$, es dependiente de n , puesto que genéricamente es: $-Zr/na_0$. Así que, debido a ello, la siguiente combinación: $n=2, l=0$, la expresión matemática de la función radial es más compleja:

$$R(r)_{2,0} = k_{2,0} \cdot \left(2 - \frac{Zr}{a_0}\right) \cdot e^{-Zr/2a_0}$$

Un nodo es un lugar del espacio donde no hay posibilidad de encontrar al electrón. Los nodos radiales son esféricos y los angulares son superficies planas o cónicas.

Para el caso en que la función radial sea $R(r)=0$, entonces decimos que tenemos un *nodo radial*. En general, el número de nodos que resulta para una determinada función $R(r)$ es de $n-l-1$, por lo que para $n=1$ no hay nodos, pero para $n=2$ y $l=0$ hay un nodo; si $n=2$ y $l=1$ no hay nodos y así sucesivamente. Por supuesto, cuando $R(r)$ se hace cero el conjunto $\Psi(r,\Theta,\Phi)$ también lo es. Pero también, se puede hacer cero en su conjunto cuando la parte angular $\Theta_{l,m}(\Theta) \cdot \Phi_m(\Phi)=0$. En este caso, se habla de *nodos angulares*, cuyo número viene dado solo por el valor de l .

Así, el número total de nodos (radiales y angulares) donde la función de onda se hace cero es de $n-1$.

Como hemos dicho anteriormente, $R(r)$ no tiene significado físico, pero para obtener información sobre la posición del electrón debe tenerlo. Para ello, podemos

utilizar el cuadrado de la función de onda $R^2(r)$, que es la densidad de probabilidad, pero lo que más información nos proporciona es la función de distribución radial o de probabilidad $P(r) = \int R^2(r) \partial v$, considerando una esfera infinitamente delgada, cuya superficie es $4\pi r^2$ y que el volumen aproximado de la esfera sea $4\pi r^2 \partial r$. Resolviendo la integral de cero a infinito, resulta que: $P(r) = \int 4\pi R^2(r) \partial r$. Esta función, nos da la variación de la probabilidad de encontrar al electrón con respecto a la distancia al núcleo. También, se utiliza mucho otra más simplificada: $P(r) = r^2 R_{n,l}(r)^2$ que se representa frente a la distancia r/a_0 .

Si representamos la función de probabilidad $P(r)$ con respecto a la distancia y para las distintas combinaciones de n, l , podemos ver los valores que toma r y $P(r)$. La representación de la primera combinación $n=1, l=0$ para la función de probabilidad $r^2 R_{n,l}(r)^2$ frente a la distancia r/a_0 , la vemos en la **Figura 23**. En la misma figura, también se muestran los resultados con las combinaciones $n=2, l=0$ y $n=3, l=0$.

Se observa que, en la primera, $n=1, l=0$, solo hay un máximo, que denominaremos *absoluto*, mientras que en las otras dos combinaciones hay dos y tres máximos, respectivamente. Sin embargo, en cualquier caso, solo hay un máximo absoluto, el de mayor valor de $P(r)$ (flecha roja), ya que los demás son *relativos* (flecha azul).

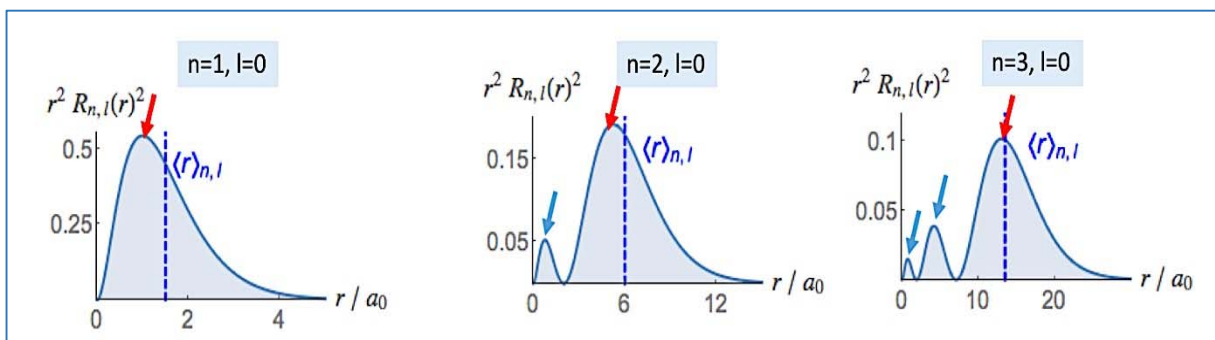


Figura 23. Representación de la función de distribución radial $P(r) = r^2 R_{n,l}(r)^2$ frente a la distancia r/a_0 para las combinaciones de $n=1, 2, 3$ y $l=0$. Las flechas rojas indican los máximos absolutos y las azules los relativos de las curvas de distribución radial. Porscha McRobbie y Eitan Geva. "Hydrogen Atom Radial Functions". Reproducido con autorización de Wolfram Demonstrations Project.

El máximo absoluto, que está situado en el mayor valor alcanzado por $P(r)$, se corresponde con la máxima probabilidad de encontrar al electrón, que como vemos se aleja del núcleo según aumenta el valor del número cuántico n . También, se observa que esa probabilidad en el núcleo (r/a_0) es nula y que, después del máximo absoluto, la curva se hace asintótica con el eje x , por lo que tiende a cero. Así que, la probabilidad de

encontrar al electrón es casi nula cerca del núcleo, para después ir subiendo hasta alcanzar un máximo que depende de los valores de n y l y, finalmente, decaer hasta hacerse prácticamente nula cuanto más alejado estemos del núcleo.

Estas representaciones se denominan *curvas de distribución radial*.

Por otra parte, los puntos de corte en el eje x , son valores de la función de probabilidad iguales a cero, por lo que no existe posibilidad alguna de encontrar al electrón en la correspondiente distancia r/a_0 ; significan una transición entre los máximos relativos con el absoluto y, por tanto, se corresponden con los nodos radiales.

También, podemos ver con éstas y otras combinaciones, que el número de nodos radiales es de $n-l-1$, como hemos indicado anteriormente.

Los máximos relativos tienen su propia importancia. Así, si representamos en la **Figura 24**, las curvas de distribución radial para $n=3$, variando $l=0,1,2$ respectivamente, observamos que la primera combinación $n=3, l=0$, presenta su máximo absoluto a una distancia mayor con respecto a las otras dos combinaciones.

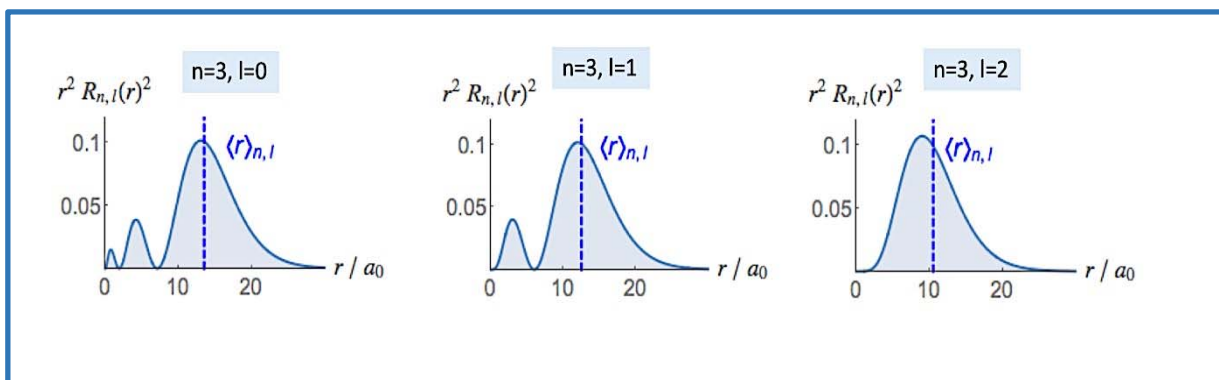


Figura 24. Representación de las curvas de distribución radial para las combinaciones $n=3, l=0$; $n=3, l=1$ y $n=3, l=2$. Porscha McRobbie y Eitan Geva. "Hydrogen Atom Radial Functions". Reproducido con autorización de Wolfram Demonstrations Project.

Puesto que la probabilidad de encontrar al electrón está más alejada del núcleo, en la combinación $n=3, l=0$, el electrón debería estar más débilmente atraído con respecto a las otras dos combinaciones. Sin embargo, paradójicamente, hay más atracción en $n=3, l=0$ que en el resto. Esto es debido, a que presenta dos máximos relativos, mientras que en la combinación $n=3, l=1$ solo hay un máximo y en $n=3, l=2$ ninguno. Es decir, que la nube electrónica de $n=3, l=0$ penetra en las otras y, por tanto, se acerca más al núcleo que las otras dos. Así, decimos que la combinación $n=3, l=0$, que va a corresponderse con un orbital $3s$, como después veremos, es más penetrante que la $n=3, l=1$ (orbital $3p$) y éste a

su vez, más que el $n=3, l=2$ (orbital $3d$). En general, a igualdad de n , el orbital s es más penetrante que el p y éste más que el d . Es decir, a menor valor del número cuántico l más penetrante será el orbital.

Si hacemos lo contrario, es decir, dejando fijo el valor de l y cambiando el de n , nos encontramos que a medida que n es más pequeño, el radio es menor y, por tanto, la superficie de densidad electrónica también es menor. Decimos entonces, que el orbital es más compacto. Así, el $1s$ es más compacto que el $2s$ y éste más que el $3s$. Y al revés, decimos que son más difusos. El $3s$ es más difuso que el $2s$ y este lo es más que el $1s$. Por tanto, en general, cuando n disminuye los orbitales son más compactos y cuando n aumenta son más difusos.

ESTUDIO DE LA PARTE ANGULAR

La parte angular de la función de onda está constituida por los armónicos esféricos y contiene información sobre los orbitales atómicos, como hemos indicado.

En este sistema, tenemos que tener en cuenta que existe una función real del armónico esférico Y_m cuando $m=0$ y, solo entonces, la solución matemática se corresponde realmente con un orbital atómico, pero si $m \neq 0$ entonces los armónicos esféricos Y_m son soluciones imaginarias, ya que la función Y_m contiene un número imaginario ($i=\sqrt{-1}$) y, en consecuencia, la solución matemática no se corresponde con un orbital atómico real. Para llegar a una representación física real de los orbitales atómicos imaginarios tenemos que realizar las correspondientes combinaciones lineales de las funciones de onda, siguiendo el principio: "si dos o más funciones son solución de una determinada ecuación diferencial, cualquier combinación lineal de ellas será también solución de dicha ecuación". La condición más esencial, es que la solución sea matemáticamente válida y, para ello, solo se aceptan las combinaciones lineales que sean normales, continuas, únicas y todas las demás condiciones que dan validez a cualquier función de onda.

Si estudiamos el armónico esférico de un orbital s ($l=0$), cuya expresión matemática es $Y=1/\sqrt{4\pi}$, nos encontramos que es independiente de las coordenadas x,y,z . Eso significa, que para cualquier valor de r , el armónico permanece constante y la función de onda total Ψ , también lo es. Además, la parte angular nunca se hará cero, por lo que no

existirá nodo alguno. Por tanto, el orbital s presenta una simetría esférica (**Figura 25**), como hemos establecido anteriormente (**Figura 20**).

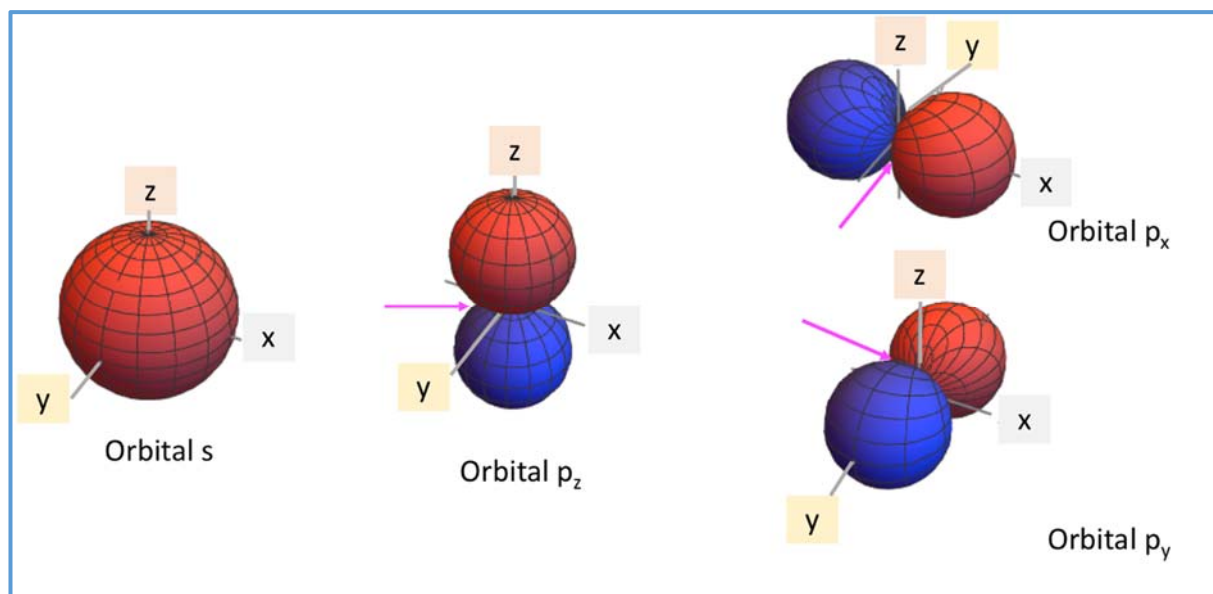


Figura 25. Representación gráfica de los orbitales s y p. El color rojo corresponde a la parte positiva de la función armónica y la azul a la negativa. La flecha magenta indica la posición del nodo angular en el plano correspondiente. Guenther Gsaller. "Visualizing Atomic Orbitals". Reproducido con autorización de Wolfram Demonstrations Project.

Continuemos con la combinación: $l=1$ y $m=0$; en ella la representación matemática del armónico esférico es: $Y_0 = \sqrt{\frac{3}{8\pi}}(z/r)$.

Que se corresponde con un orbital atómico real, el p_z , constituido por dos esferas o lóbulos en el eje z, cortando el plano xy (**Figura 25**) y, por tanto: $p_z = \sqrt{\frac{3}{8\pi}}(z/r)$.

Pero, para $l=1$, hay otras dos combinaciones para los valores de $m=\pm 1$, y en este caso, el armónico esférico no representa a un orbital atómico real, al contener un número imaginario: $Y_{\pm 1} = \sqrt{\frac{3}{8\pi}}[(x \pm iy)/r]$. Entonces, obtenemos una representación en forma de rosquilla, que es idéntica para las dos combinaciones: $m=+1$ y $m=-1$ (**Figura 22**),

Sin embargo, si combinamos linealmente la parte imaginaria, obtenemos las dos soluciones matemáticas siguientes:

$$Y_1^{real} = \frac{1}{\sqrt{2}}[Y_1^1 + Y_1^{-1}] \quad Y_1^{real} = \frac{1}{\sqrt{2}}[Y_1^1 - Y_1^{-1}]$$

Que se corresponderán con los orbitales atómicos p_x y p_y , respectivamente:

$$p_x = \sqrt{\frac{3}{4\pi}}(x/r) \quad p_y = \sqrt{\frac{3}{4\pi}}(y/r)$$

Y que adquieren –como el p_z – una forma de dos esferas o lóbulos. En el orbital p_x , los dos lóbulos cortan al plano yz por el eje x , mientras que en el p_y se corta el plano xz por el eje y (**Figura 25**).

Y en general:

$$Y_l^{real} = \frac{1}{\sqrt{2}}[Y_l^m + Y_l^{-m}] \quad Y_l^{real} = \frac{1}{\sqrt{2}}[Y_l^m - Y_l^{-m}]$$

Bien, pero veamos los nodos angulares y el porqué de dos lóbulos. Para el orbital p_z existe una dependencia respecto a la coordenada z . Por tanto, para valores de $z>0$, la $\Psi>0$ y la parte angular adquiere símbolo positivo (+), mientras que para valores de $z<0$, la $\Psi<0$ y tiene símbolo negativo (-) y es por ello, que existirán dos lóbulos, uno positivo en la parte positiva del eje z y otro negativo, en la parte negativa de z . Además, tendrá un nodo angular ($l=1$) en el plano xy , ya que la expresión matemática de ese nodo es:

$$p_z = \sqrt{\frac{3}{8\pi}}(z/r) = 0$$

Y para ello, z/r debe de ser cero, por lo que $z=0$; así que la única forma de que esto ocurra, es que el nodo corte al plano horizontal xy . Lo mismo sucede con p_y y p_x para las coordenadas x e y , respectivamente. En el orbital p_x , el nodo cortará al plano yz ($x=0$), mientras que para el p_y , lo hará en el xz ($y=0$). Todas estas representaciones, se muestran en la **Figura 25**.

No hay que confundir el signo positivo o negativo de la función del armónico Y_m , que es lo que representamos, con la carga eléctrica, que puede ser diferente.

Lo mismo ocurre con los orbitales d , donde solo d_{z^2} ($m=0$), se corresponde con el armónico real, mientras que los otros cuatro restantes, lo son con cuatro combinaciones lineales de los armónicos esféricos, para $m=\pm 2$ y ± 1 . Entonces, un similar planteamiento a los orbitales p lo podemos hacer con los orbitales d . Para d_{z^2} , la expresión matemática del armónico es: $\sqrt{\frac{5}{16\pi}} \{[2z^2 - (x^2 + y^2)]\}/r^2$.

Por tanto, la función depende del cuadrado de las tres coordenadas espaciales x,y,z . Si estudiamos este caso, entonces $x=0$, $y=0$, y dependerá solo de z^2 . Debido a ello, puesto

que es el cuadrado de z , la función tomará valor positivo ($\Psi > 0$), tanto cuando $z > 0$ como si $z < 0$, por lo que en el eje z , la función toma siempre un valor positivo (+). Pero para $z = 0$, independientemente del valor de x, y , la función será negativa ($\Psi < 0$).

De esta manera, tendremos una representación de dos lóbulos positivos en el eje z con una rosquilla de carga negativa en el plano x, y .

Todas las funciones de tipo d tienen dos nodos angulares. Si igualamos la función Ψ de d_z^2 a cero para encontrar esos dos nodos, tendremos que $2z^2 - (x^2 + y^2) = 0$, es decir, $2z^2 = x^2 + y^2$, lo que matemáticamente es una ecuación de una circunferencia. Sin embargo, como la raíz cuadrada de 4 puede ser $+2$ o -2 , se corresponde con dos posibles soluciones, que a su vez, se corresponden con circunferencias de radio $\pm z\sqrt{2}$, que se apilan sucesivamente constituyendo la superficie de un cono en d_z^2 y no un plano; uno de los conos se sitúa hacia arriba y otro hacia abajo del eje z (**Figura 26**).

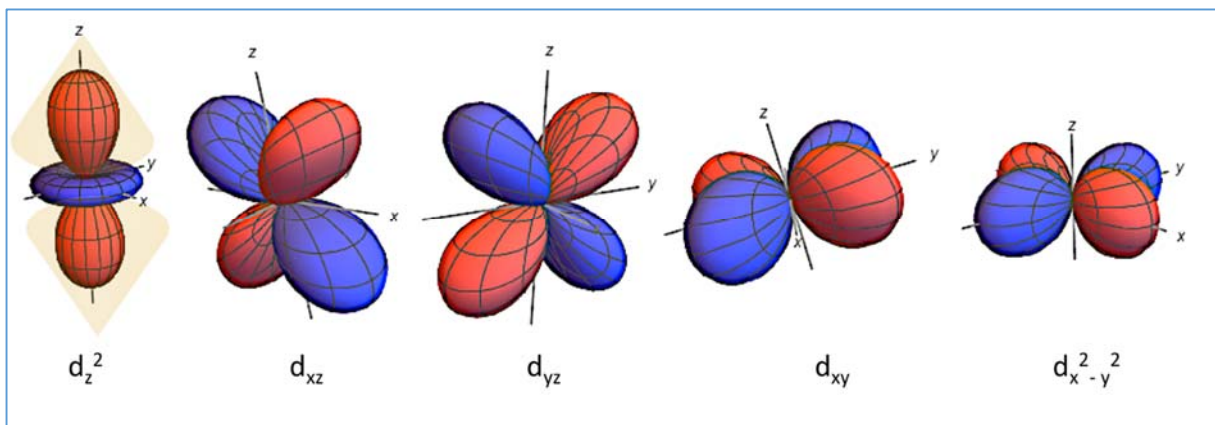


Figura 26. Representación gráfica de los armónicos para los orbitales d . En el orbital d_z^2 , se representan los dos nodos angulares cónicos. Guenther Gsaller. "Visualizing Atomic Orbitals". Reproducido con autorización de Wolfram Demonstrations Project.

Para d_{yz} la parte angular es:

$$\sqrt{\frac{60}{16\pi}} \frac{yz}{r^2}$$

Por lo que depende de yz . Y lo que sucede es, que cuando la pareja de valores xz es positiva ($++$) o negativa ($--$), $\Psi > 0$ y, por tanto, positiva, pero cuando la pareja de valores tiene signo contrario ($+;-+;$), entonces, $\Psi < 0$ y, por ello, negativa. Debido a ello, los lóbulos del mismo signo están enfrentados. Para ver los nodos angulares, igualamos $yz = 0$ y obtenemos, por tanto, dos soluciones una para $y = 0$ y otra para $z = 0$. El primer valor, se

corresponde con un nodo en el plano xz, mientras que el segundo, con otro nodo en el plano xy.

Lo mismo ocurre para d_{xy} y d_{xz} , sustituyendo en la ecuación anterior la pareja yz por la xy o la xz. Para $xy=0$, obtenemos también dos soluciones nodales, para $x=0$ con un plano nodal en yz y para $y=0$, otro nodo en el plano xz. En el caso del d_{xz} , los dos planos nodales en yz, para $x=0$ y en xy, para $z=0$.

Finalmente, el armónico de $d_{x^2-y^2}$, es:

$$\sqrt{\frac{5}{16\pi}} \frac{x^2 - y^2}{r^2}$$

Depende pues de x^2-y^2 , y, por ello, cuando $y=0$, $\Psi>0$ (+) y para cualquier valor de x al estar elevado al cuadrado el resultado será positivo. Así que, en el eje x, se situarán dos lóbulos positivos. Sin embargo, para $x=0$, $\Psi<0$ (-) y el valor de y^2 será negativo, con lo que tenemos dos lóbulos negativos sobre el eje y. Igualando $x^2-y^2=0$, hay de nuevo, dos soluciones, $x=+y$; $x=-y$, lo que da lugar a dos planos bisectores en los ejes xy conteniendo a z.

Así, en la **Figura 26**, se muestran las representaciones de todos los armónicos de los cinco orbitales d. En la **Figura 27**, mostramos las representaciones correspondientes a los orbitales f y en la **Figura 28**, los de tipo g.

Por tanto, en la representación de los orbitales atómicos, aplicando la parte angular de la función de onda, obtenemos una simetría esférica para los orbitales s, de dos lóbulos para los orbitales p y de cuatro lóbulos para los d, excepto para el d_{z^2} . Los orbitales tipo f disponen de seis u ocho lóbulos, excepto el f_{z^3} , que tiene dos lóbulos en el eje z y dos rosquillas en el plano xy. Y, los orbitales g, presentan ocho y doce lóbulos, excepto el de $m=0$, que son dos lóbulos en el eje z y tres rosquillas en el plano xy.

Finalmente, aclaramos que los lóbulos no son otra cosa que esferas ligeramente más o menos alargadas, lo que depende del valor de l, y que, aunque solo el orbital s es de simetría esférica, la suma de las densidades electrónicas de los 3p, 5d o 7f, también puede serlo. Este es el teorema formulado por Unsöld que dice: “el cuadrado de la función de onda total del electrón para un orbital lleno o semilleno tiene simetría esférica. Así, los átomos que contienen orbitales s ($l=0$) llenos o semillenos, o los átomos del segundo periodo con 3 o 6 p ($l=1$) tienen forma esférica. Lo mismo ocurre con los átomos del tercer

periodo con 5 o 10 electrones en el orbital d ($l=2$). Es decir, los átomos esféricos son aquellos de las columnas 1, 2, 7, 12, 15 y 18 de la tabla periódica”.

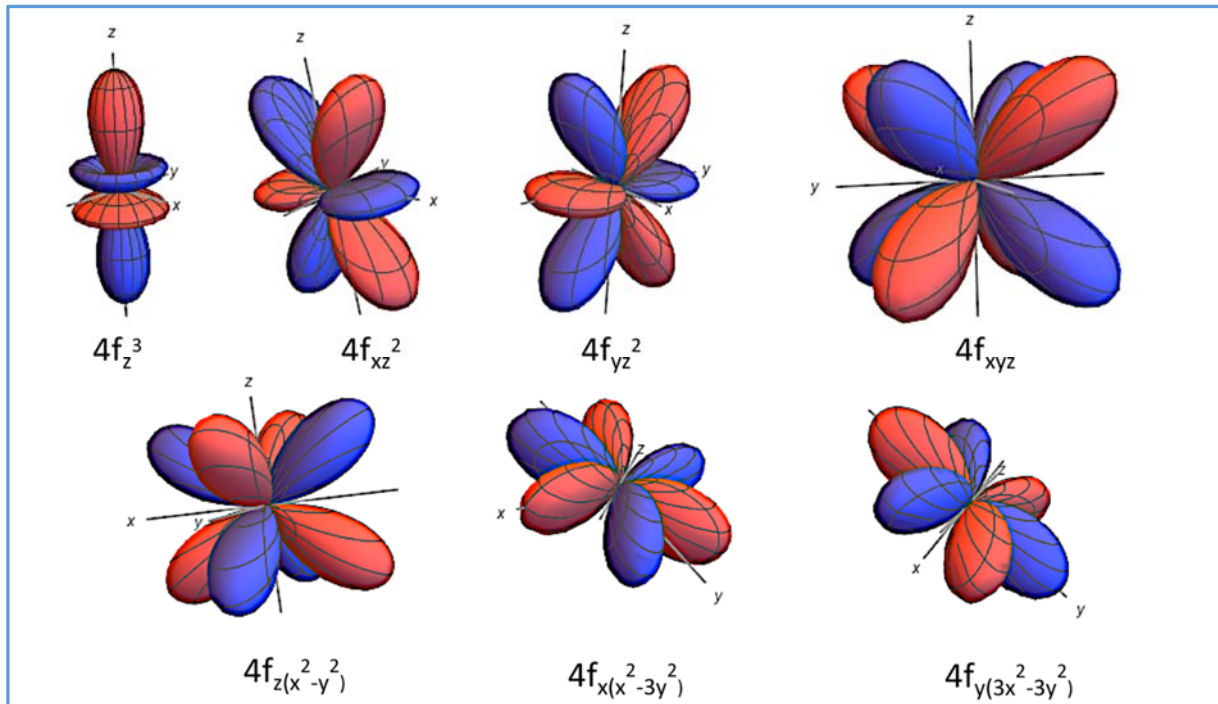


Figura 27. Representaciones de las funciones de onda para los orbitales $4f$. Guenther Gsaller. "Visualizing Atomic Orbitals". Reproducido con autorización de Wolfram Demonstrations Project.

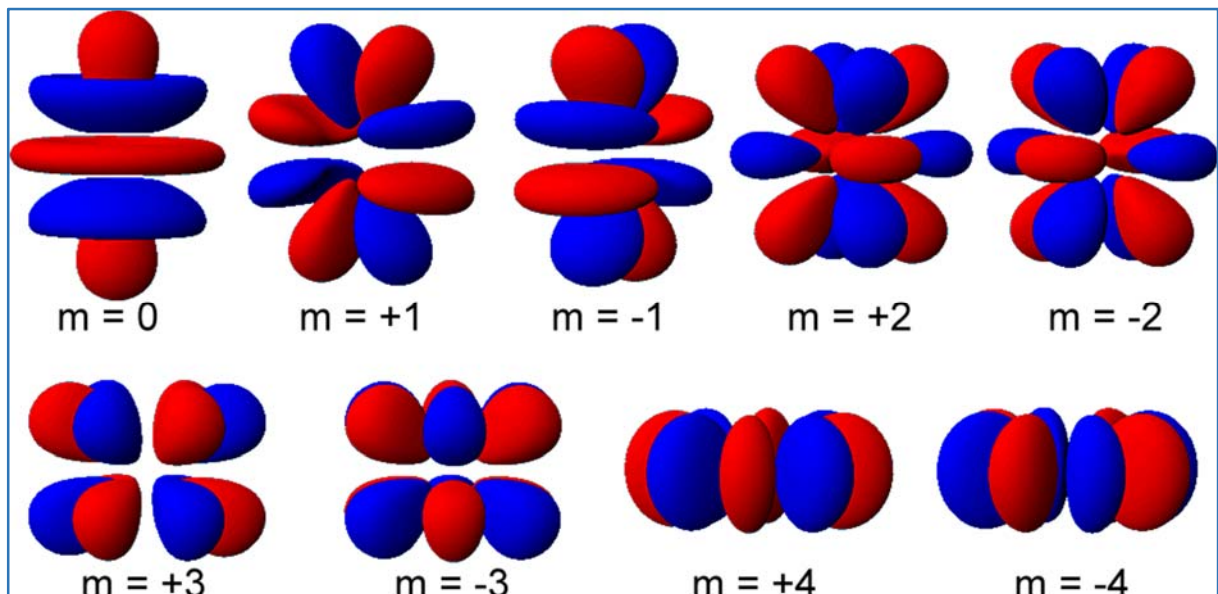


Figura 28. Representaciones de las funciones de onda para los orbitales tipo g . Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

ORBITALES ATÓMICOS HIDROGENOIDES

Primero, tendremos en cuenta que cualquiera de las funciones que definen a un orbital atómico, sea la total, de probabilidad, radial o armónica y sus cuadrados, es solo una ecuación matemática que no representa al átomo y que, únicamente, hacen una interpretación de la posible distribución electrónica, que después podemos visualizar.

Un estudio en conjunto de las representaciones de los orbitales atómicos hidrogenoides, podemos hacerlo con la ecuación de Schrödinger introduciendo los valores permitidos de los tres números cuánticos n , l y m , cada uno de los cuales define una función de onda $\Psi_{n,l,m}$ que va a ser solución de aquella ecuación. Por ello, cada orbital es una función de probabilidad, que se puede representar físicamente como una región del espacio donde existe el 90-99% de probabilidad de encontrar a un electrón con una energía concreta. Cada combinación de n , l y m , en este caso, compone lo que se denomina una función propia del sistema y representa a un orbital atómico de tipo hidrogenoide. En los casos de las combinaciones $m=\pm 1$, $m=\pm 2$ y $m=\pm 3$, tenemos que hacer combinaciones lineales de ellas ya que, como hemos visto, en la parte angular contienen un número imaginario. Las combinaciones lineales para $n=2$, $l=1$, $m=\pm 1$ se muestran en la **Figura 29**. Y en la **Figura 30**, se muestran las combinaciones lineales para $n=3$, $l=2$, $m=\pm 1$ y $m=\pm 2$.

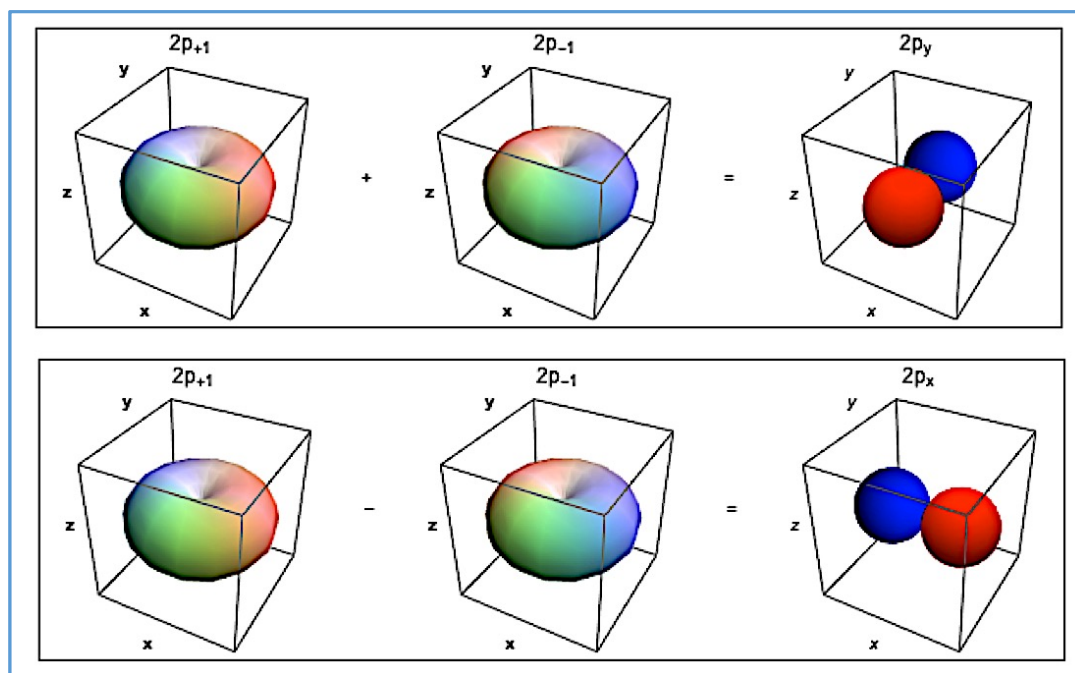


Figura 29. Representación gráfica de las combinaciones lineales para $n=2$, $l=1$, $m=\pm 1$. La combinación $+1+(-1)$ da lugar al orbital $2p_y$, mientras que la $+1-(-1)$ se corresponde con el $2p_x$. Color rojo función positiva, color azul negativa. La parte imaginaria va variando su color, que no es uniforme. Lisa M. Goss. "Linear Combinations of d Orbitals". Reproducido con autorización de Wolfram Demonstrations Project.

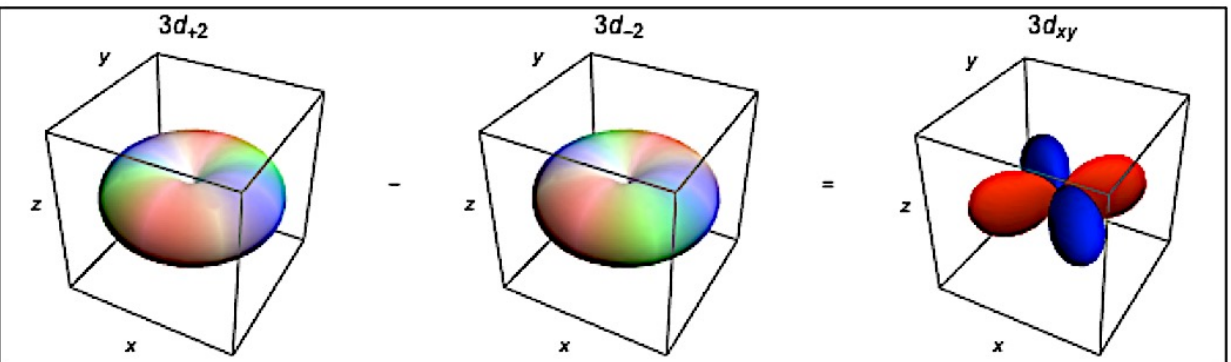
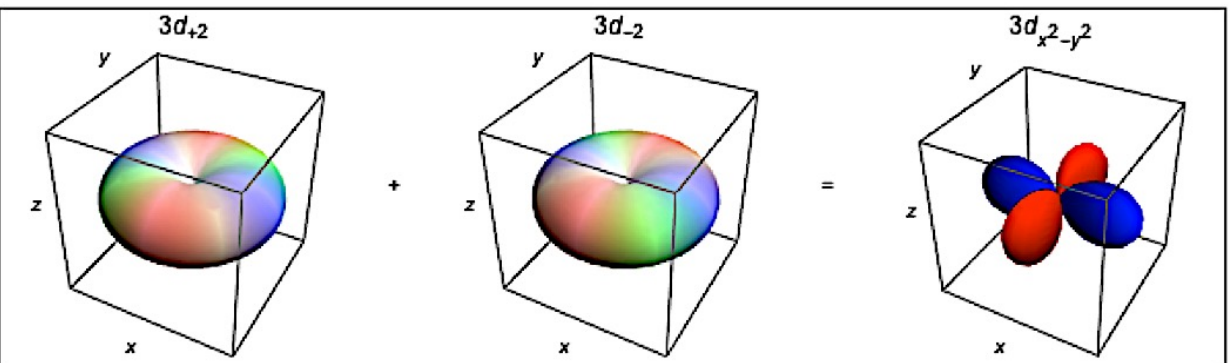
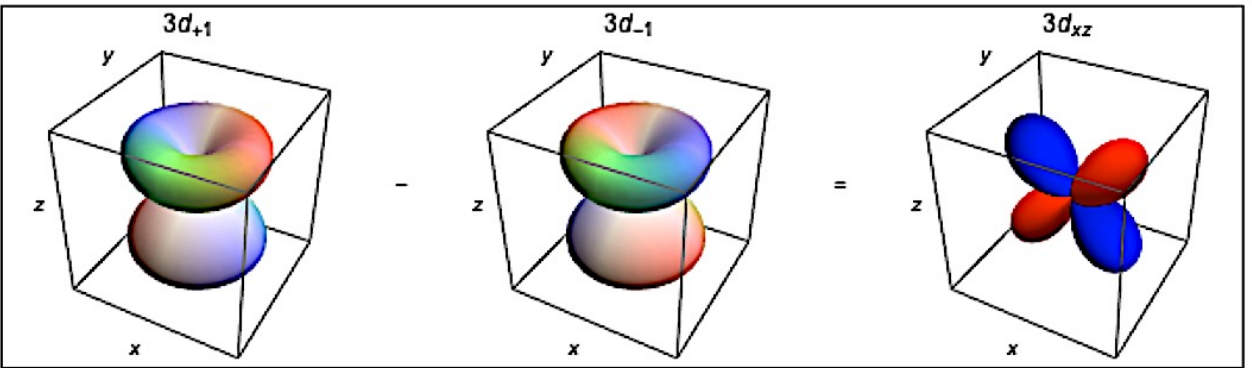
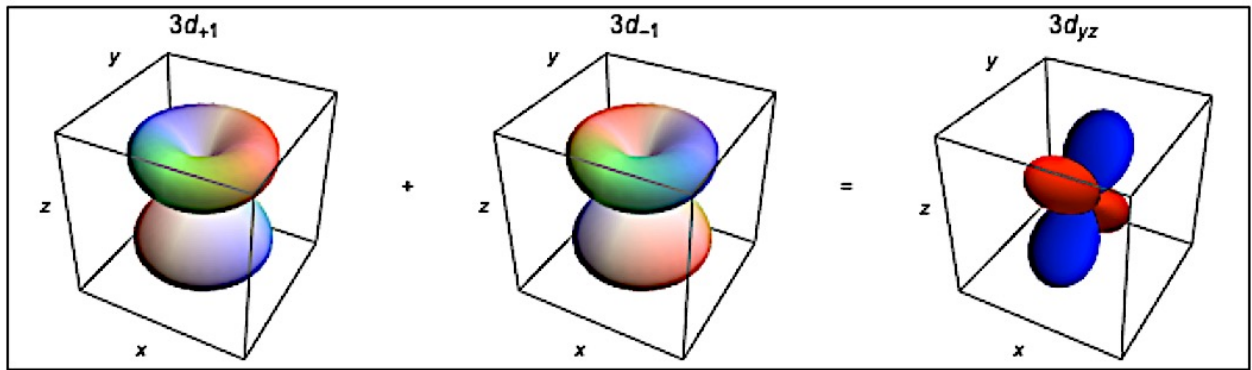


Figura 30. Representación gráfica de las combinaciones lineales para $n=3$, $l=2$, $m=\pm 1$ y $m=\pm 2$. La combinación $+1+(-1)$ da lugar al orbital $3d_{yz}$, y la $+1-(-1)$ se corresponde con el $3d_{xz}$, mientras que la $+2+(-2)$ representa a un orbital $3d_{x^2-y^2}$ y la $2-(-2)$ a un d_{xy} . Lisa M. Goss. "Linear Combinations of d Orbitals". Reproducido con autorización de Wolfram Demonstrations Project.

Los orbitales de tipo s , se pueden representar directamente a partir de la solución de la función de onda, pero en los orbitales de tipo p y d , solo se consigue cuando $m=0$ (p_z , d_{z^2}), dando lugar a las mismas representaciones que las obtenidas anteriormente con los armónicos (Figura 25 y Figura 26) y, los restantes valores de m , por combinaciones lineales de las partes imaginarias que, en el caso de los orbitales p , toman forma de rosquilla para los valores de $m=\pm 1$. Para los orbitales d , son también, de una rosquilla para $m=\pm 2$ y dos rosquillas simétricas sobre el eje z para $m=\pm 1$. Así que, nada nuevo, tenemos unas representaciones de orbitales idénticas a las que obtuvimos anteriormente utilizando solo la parte angular de la función total, lo cual es normal, ya que es la parte que nos da la forma y distribución espacial de los orbitales atómicos. Entonces, ¿por qué emplear la función de onda total?

Pues, es que utilizando una $\Psi_{n,l,m}$, resulta que podemos representar conjuntamente densidades electrónicas, nodos radiales y angulares y, además, la forma y disposición espacial del orbital. Tendremos así, una visión global del átomo de hidrógeno que nos va a ser más útil.

Vamos a profundizar un poco más en esta cuestión. Para ello, en la Figura 31, hemos dispuesto una representación sencilla de las nubes electrónicas y nodos para los orbitales $2p_z$ y $3p_z$.

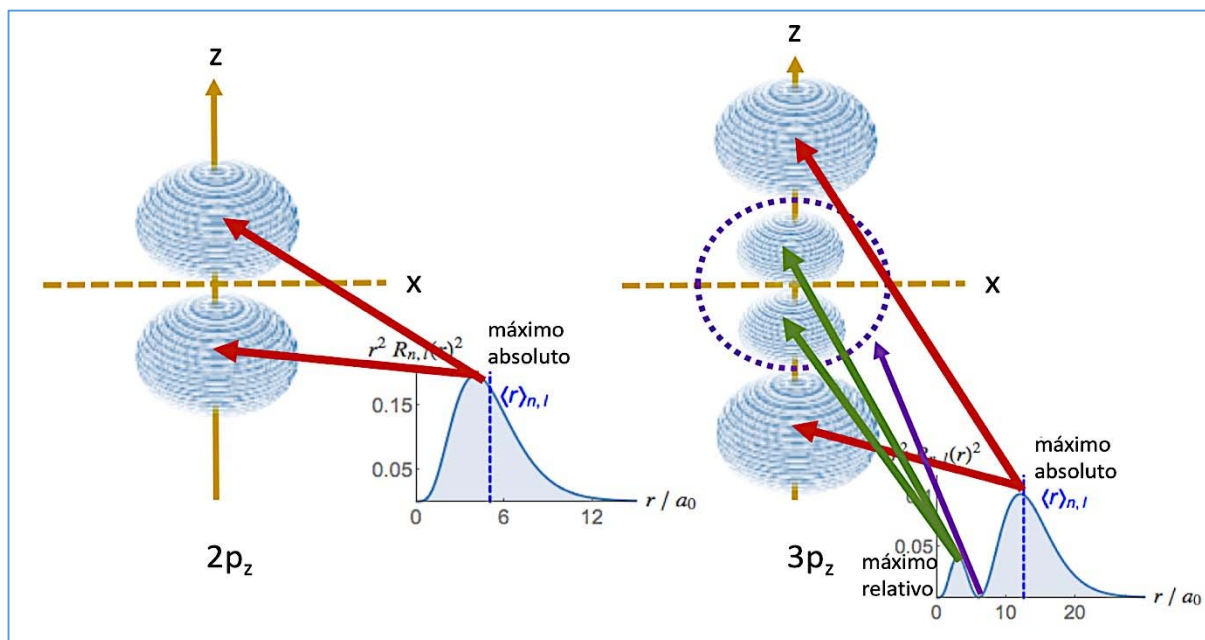


Figura 31. Representación en 2D de las densidades electrónicas y nodos para los orbitales $2p_z$ y $3p_z$. Las flechas rojas señalan los máximos absolutos, mientras que las verdes son máximos relativos. La flecha morada señala el nodo radial, mientras que la línea marrón punteada es el plano del nodo angular.

En la **Figura 31**, primero, hemos dibujado un plano con los ejes zx (igualmente podría ser zy), que llamamos plano de representación y que es común para los dos orbitales: $2p_z$ y $3p_z$. A continuación, se representa para $2p_z$, el corte del único nodo angular ($l=1$), que lo hace respecto al plano xy , ya que el valor de $z=0$, como sabemos. Entonces, resulta que el plano nodal xy , corta al plano de representación a lo largo del eje x , lo que se aprecia en la figura por la línea marrón discontinua. Ese eje x no es el plano nodal, sino que es su corte con el plano xz . Así que, de esta manera, se establecen dos zonas de densidad electrónica (esferas azules en la figura), correspondientes a los dos lóbulos, situados en el eje z , uno por encima y otro por debajo del plano nodal xy . En ambas zonas, hay un máximo de densidad electrónica que es, aproximadamente, el punto señalado por la flecha roja en la figura y que se corresponde con su curva de distribución radial. En este caso, la función de onda, debido a que se eleva al cuadrado, tendrá siempre signo positivo, independientemente de si el lóbulo está arriba o abajo del eje z .

La parte radial nos dice a qué distancia está el máximo de probabilidad, mientras que la angular fija su dirección que, en este caso, es en el eje z . Y hay dos máximos, uno en la dirección positiva del eje z y otro en la negativa. A esta nueva representación se denomina curva de nivel o mapa de densidad electrónica.

En la curva de nivel del orbital $3p_z$ hay que representar, además, un nodo radial, que es una circunferencia, representado en la Figura 31 por un círculo violeta discontinuo, lo que supone que existe un máximo absoluto y otro relativo, cuya correlación entre las zonas de densidad electrónica y su curva de distribución radial están personalizadas por flechas rojas y verdes, respectivamente, en la **Figura 31**.

Bien, pues resulta que el nodo radial corta al plano de representación xz a lo largo de esa circunferencia, centrada en el origen de coordenadas. Luego, hay dos nodos, uno angular exactamente igual para los dos orbitales $2p_z$ y $3p_z$ y uno radial, que no tiene $2p_z$.

El plano nodal angular corta a los dos lóbulos $3p_z$ igual que lo hacía en $2p_z$, pero ahora, en $3p_z$, el nodo radial corta a su vez, a las dos nubes electrónicas dispuestas en los lóbulos, por encima y debajo del eje z , dando lugar a dos nuevas nubes electrónicas. Una de las nubes, más pequeña (máximo relativo), se dispone más cerca del origen de coordenadas (el núcleo), en la parte positiva del eje z y la otra, la más grande (máximo absoluto) más alejada. Lo mismo ocurre, simétricamente, para la parte negativa del eje z .

De esta manera, tenemos cuatro nubes de probabilidad electrónica, dos en cada parte del eje z.

Aplicando este razonamiento a los orbitales $2p_x$, $2p_y$, $3p_x$ y $3p_y$, en la **Figura 32**, se muestra una representación en 3D, de todos los orbitales $2p$ y $3p$ con sus nodos.

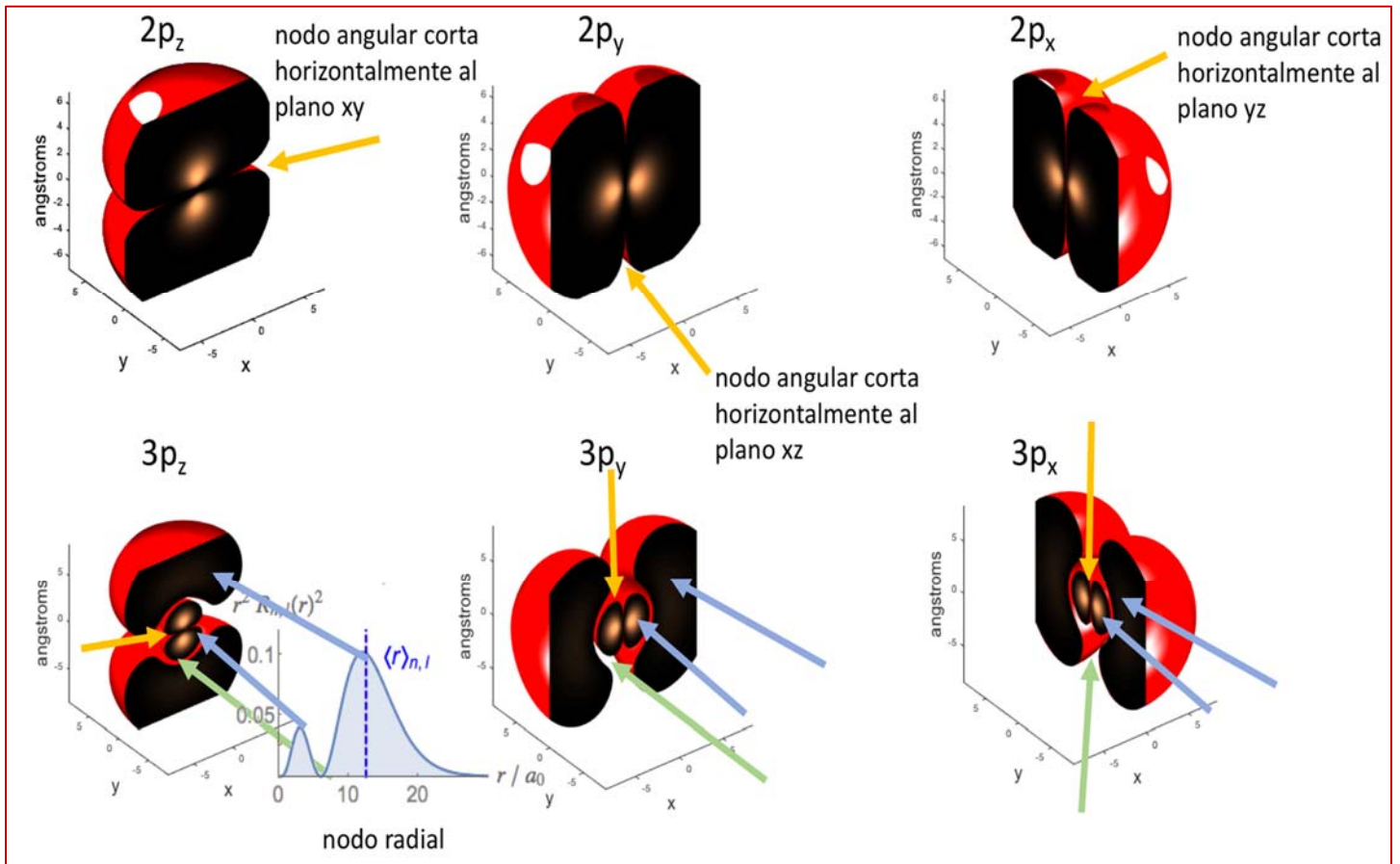


Figura 32. Representación de los orbitales $2p$ y $3p$ con sus nodos. Flecha naranja: nodos angulares. Flecha verde: nodos radiales. Realizado con Matlab software.

Por tanto, si solo estudiamos las curvas de distribución de la función de probabilidad (parte radial) tendríamos una sola zona de densidad para $2p$ y dos en $3p$, mientras que si utilizamos la función total dependiente de n, l, m , obtenemos el doble de zonas de densidad electrónica, lo que es más real.

También podemos representar la forma del orbital, en lugar de la densidad electrónica. En la **Figura 33**, se muestra la comparación anterior entre los orbitales $2p_z$ ($\Psi_{2,1,0}$) y $3p_z$ ($\Psi_{3,1,0}$) representando los lóbulos orbitales, en lugar de las densidades electrónicas.

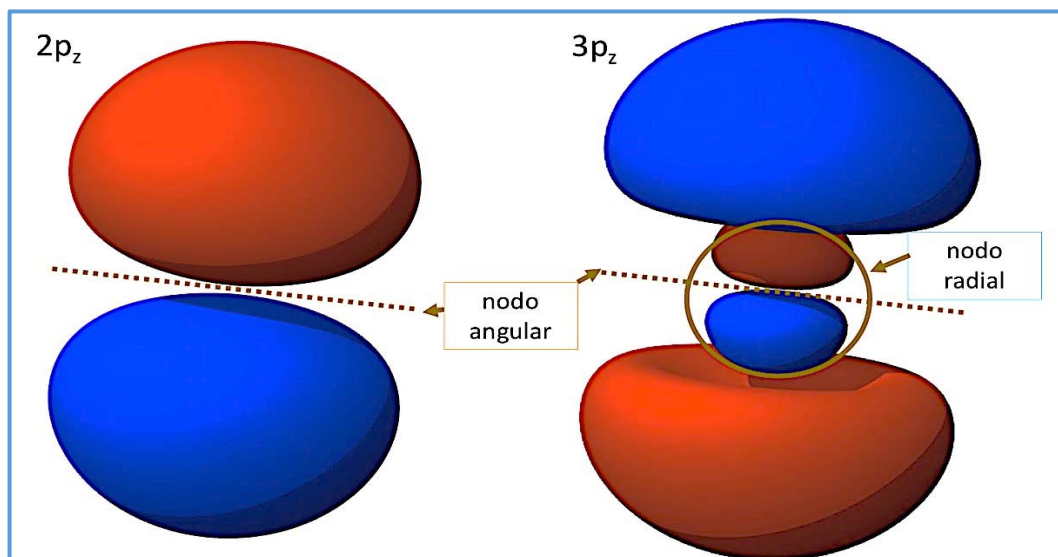


Figura 33. Representación de orbitales, nodos radiales y angulares para $\Psi_{2,1,0}(2p_z)$ y $\Psi_{3,1,0}(3p_z)$. Dominio público.

En la **Figura 34**, se muestran los orbitales ns con sus respectivos nodos radiales. De esta última figura, podemos inferir que el orbital $1s$ es una sola esfera simétrica que contiene la nube de densidad electrónica; el orbital $2s$, se puede representar por dos esferas, una dentro de la otra, las cuales contienen a su vez zonas de densidad electrónica, donde en la esfera más grande se encuentra la probabilidad mayor; el orbital $3s$, tiene 3 esferas y así sucesivamente. Esto se representa en la **Figura 35**.

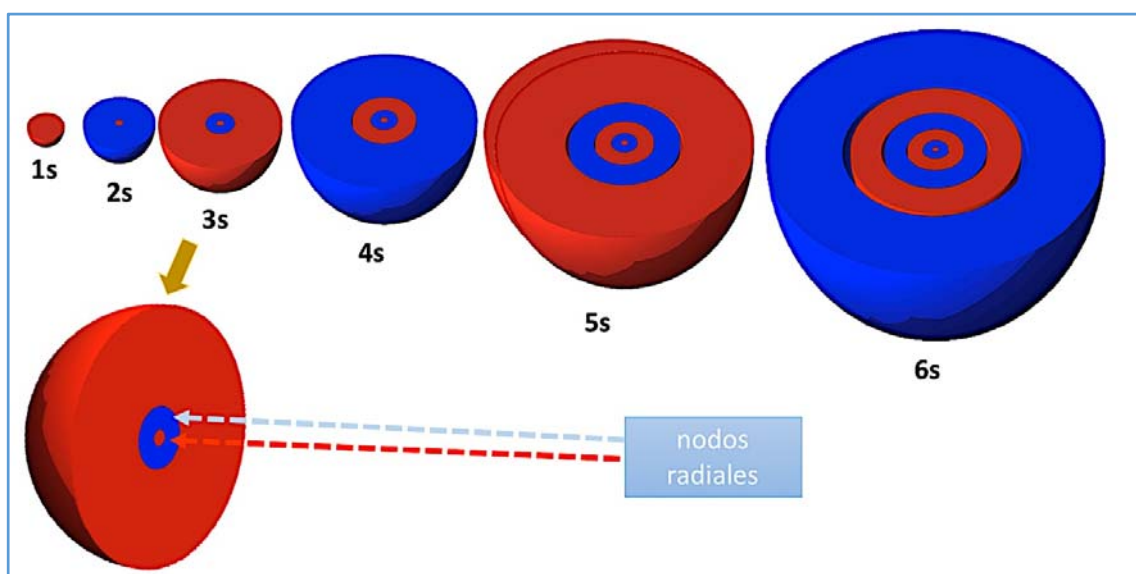


Figura 34. Representación de las funciones $\Psi_{n,0,0}$ (orbitales s), desde $n=1$ a $n=6$. Los nodos radiales están representados por círculos finos, dentro de los cuales se engloba la posibilidad de encontrar al electrón, en zonas rojas y azules alternas, siendo mayor en la parte más alejada del núcleo. Los nodos son puntos de corte, así que el último círculo (el más externo) no se corresponde con un nodo. Dominio público.

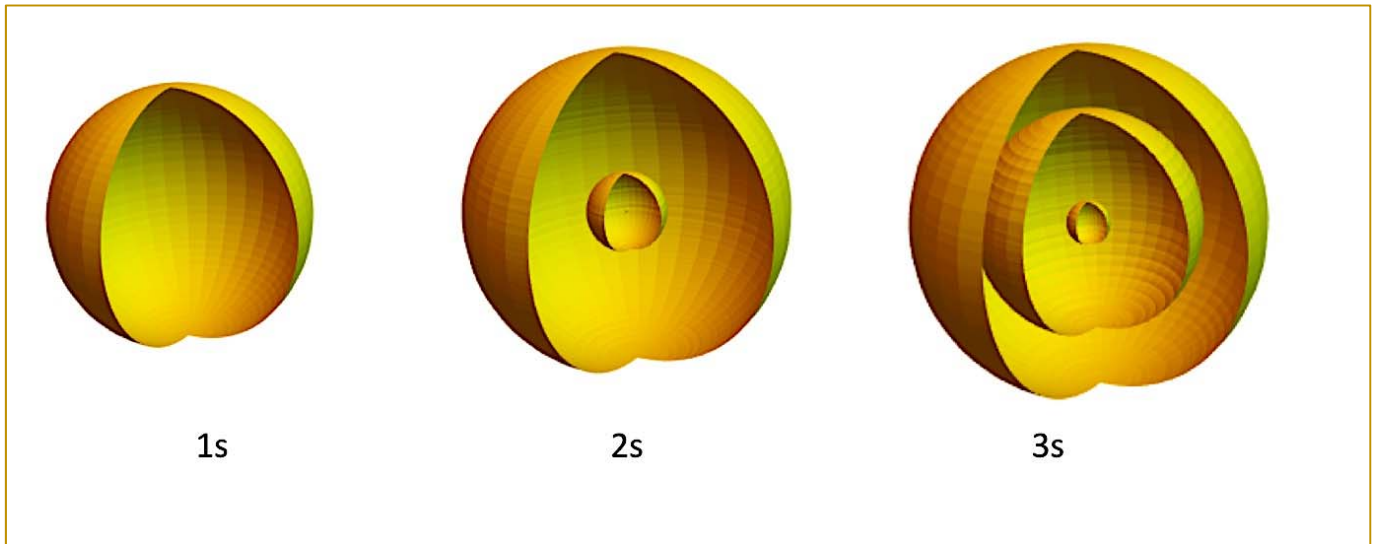
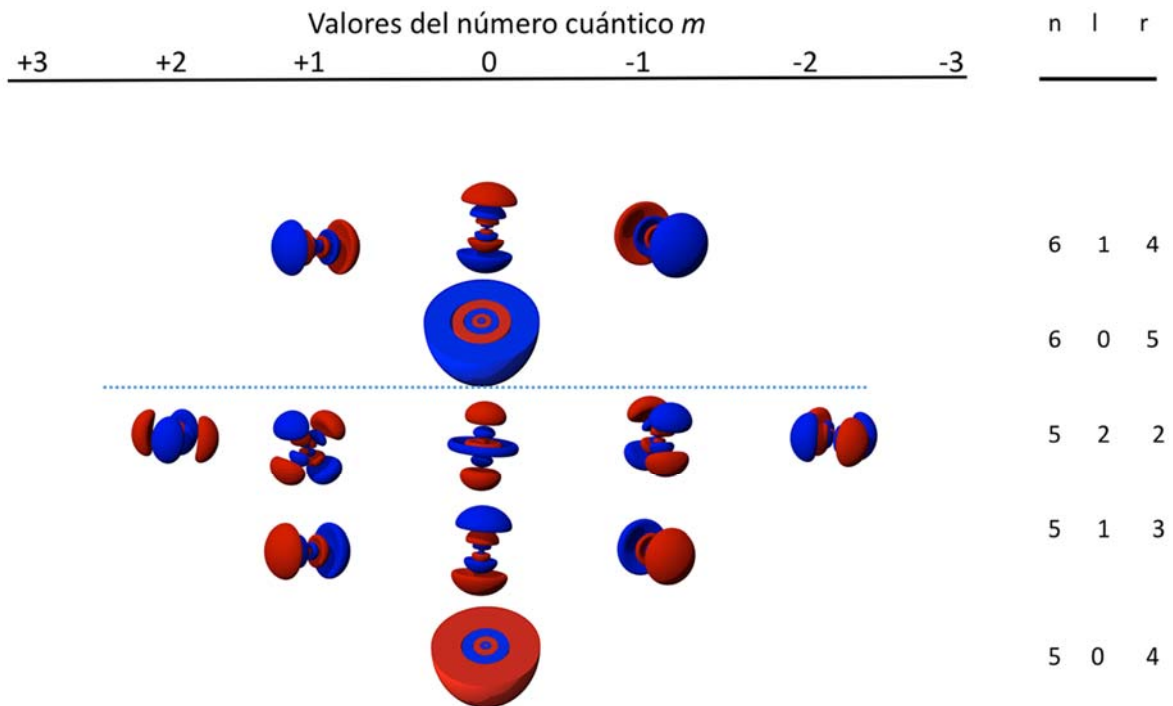


Figura 35. Representación artística de los orbitales 1s, 2s y 3s con 0, 1 y 2 nodos radiales, respectivamente. En realidad, estas funciones no se resolvieron para el propósito de explicar los nodos radiales, sino que son superficies de equiprobabilidad $|\Psi_{n,l,m}|^2$, pero que consideramos muy visuales para ese fin. Los orbitales representados no tienen que corresponder con su función. Michael Trott. "Hydrogen Orbitals". Reproducido con autorización de Wolfram Demonstrations Project.

Finalmente, en la **Figura 36**, representamos los orbitales y nodos desde el 1s hasta el 6p,^o por orden de energía. Los orbitales s pueden contener hasta 2 electrones, los p, 6, los d, 10 y los f, hasta 14.



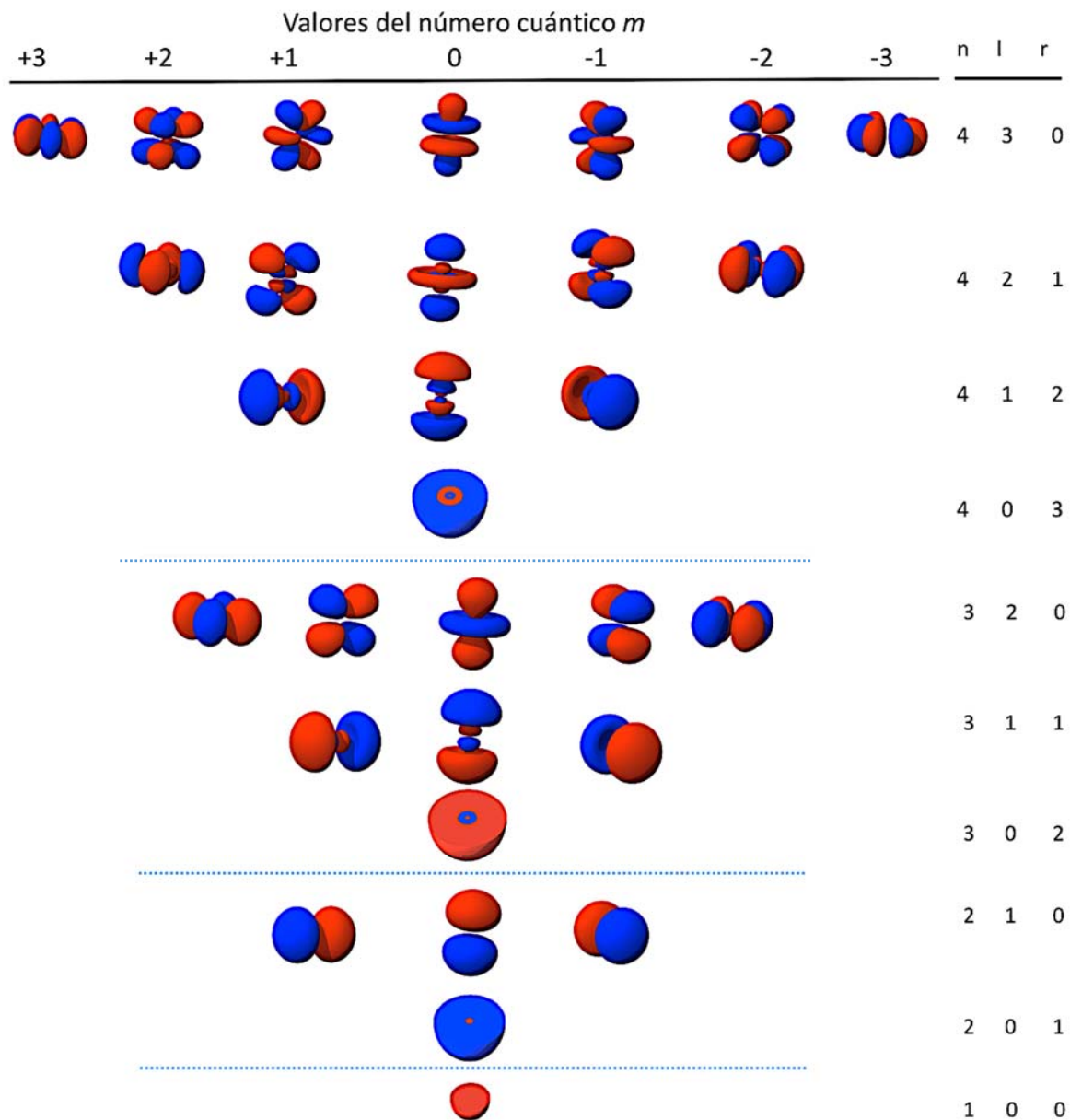


Figura 36. Representación ordenada por niveles energéticos de los orbitales atómicos s , p , d y f ; n es el número cuántico principal que define el nivel de energía: a menor valor de n , menor energía; l es el número cuántico secundario que representa los diferentes subniveles de energía de n : a menor valor de l para el mismo n , menor energía. También representa l el número de nodos angulares (nodos angulares= l). Finalmente r es el número de nodos radiales ($n-l-1$). Dominio público.

4

LOS ELEMENTOS QUÍMICOS EN LA TIERRA



- El hidrógeno y el helio son los más abundantes en el universo; en la Tierra lo son oxígeno y silicio.
- La composición de elementos en las estrellas es la misma; en los planetas es muy variable.
- En la atmósfera terrestre el nitrógeno es el más abundante.
- Toda la materia del universo que conocemos está hecha de los mismos materiales.
- En la Tierra, los elementos se diferenciaron y sus átomos se concentraron con respecto a su densidad en el universo.
- La Tierra se empobreció de elementos volátiles.
- Solo hay algo más de una veintena de elementos nativos; la mayoría está en minerales.
- A 5.600 °C todos los elementos conocidos son gases y a -270 °C son sólidos a excepción del helio.
- La plata es el elemento más conductor.
- Los metales forman cationes y los no metales aniones.

LOS ELEMENTOS QUÍMICOS EN LA TIERRA

ABUNDANCIA RELATIVA

Un elemento químico no es más que una agrupación de mayor o menor densidad de átomos de la misma clase. Esto es lo que ocurre normalmente en la naturaleza y en el Cosmos, por lo que estudiamos el elemento químico y no el átomo aislado, pero que en realidad es lo mismo: el comportamiento del elemento es el de sus átomos.

El elemento químico es el mismo esté donde esté. Pero la densidad de sus átomos puede variar según su estado de agregación: sólido, líquido, gaseoso e incluso en estado de plasma, así como en distintas zonas cósmicas.

Una vez formado el elemento químico, en las estrellas, está destinado a ocupar el espacio interestelar, cuando se libere a la “muerte” de la estrella. Y en ese espacio, se fija la densidad atómica de referencia para cualquier elemento químico, que será de 1 átomo/cm³.

Sin embargo, la abundancia de un determinado elemento químico no tiene que ser la misma en cualquier lugar del Cosmos. Por ejemplo, el hidrógeno, que es el elemento más abundante en el universo y en las estrellas ($\cong 75\%$), sin embargo, en la Tierra solo está en una proporción del 0,15%.

Así que, resulta interesante el estudio de la denominada abundancia relativa de los elementos en nuestro universo. Para determinar ésta, se utilizan, esencialmente, métodos espectroscópicos, calculando la relación de unos frente a otro de referencia. Se suele expresar en % de relación con respecto a la composición total de lo que nos importe: un cuerpo celeste, cuerpo humano, etc.

En la **Tabla 2** se muestra, comparativamente, la abundancia relativa de los elementos más comunes presentes en el universo, el Sol y la Tierra. Como se presenta en esa tabla, los más abundantes son el hidrógeno y el helio en el universo y en el Sol, pero no así en la Tierra. También, apreciamos que las abundancias relativas de esos elementos en el universo y el Sol –al igual que en las otras estrellas- son prácticamente las mismas, teniendo en cuenta que son medidas aproximadas, lo que ocurre con casi todos los restantes elementos. Sin embargo, no sucede lo mismo con los planetas, como ocurre en

la corteza terrestre, donde los más abundantes son el oxígeno (46%), silicio (27%), aluminio (8,1%), hierro (6,3%) y calcio (5%).

Tabla 2. Abundancias relativas en % de los elementos químicos más comunes en el universo y el Sol, comparados con la Tierra (referidas a la corteza terrestre). Valores de Al y Ca no mostrados.

ELEMENTO	% ABUNDANCIA UNIVERSO	% ABUNDANCIA SOL	% ABUNDANCIA TIERRA
Hidrógeno	75	75	0,15
Helio	23	23	0,00000055
Oxígeno	1	0,9	46
Carbono	0,5	0,3	0,18
Neón	0,13	0,1	0,0000003
Hierro	0,11	0,1	6,3
Nitrógeno	0,1	0,1	0,002
Silicio	0,07	0,09	27
Magnesio	0,06	0,07	2,9

Pero, en la Tierra, hay variaciones en la composición de los elementos, según el medio: corteza, océanos, atmósfera.

En los océanos, el oxígeno sigue siendo el más abundante, pero aumentando su representación hasta un 86%, mientras que el hidrógeno es el segundo más abundante con un 11%. Después, le siguen cloro y sodio, componentes de la sal común (**Tabla 3**).

Tabla 3. Elementos más abundantes en los océanos.

	ELEMENTO	SÍMBOLO	% ABUNDANCIA
1	Oxígeno	O	86
2	Hidrógeno	H	11
3	Cloro	Cl	2
4	Sodio	Na	1,1
5	Magnesio	Mg	0,13
6	Azufre	S	0,093
7	Potasio	K	0,042
8	Bromo	Br	0,0067
9	Carbono	C	0,0028
10	Estroncio	Sr	0,00081

En la atmósfera terrestre, lo es el nitrógeno con un 78%, seguido del oxígeno con un 21%, mientras que el hidrógeno solo tiene una abundancia del 0,000055% (**Tabla 4**). Pues, esto nos da pistas sobre la formación de la Tierra. Por ejemplo, al principio, se debió perder una gran cantidad de hidrógeno, al ser muy ligero y volátil, conservándose en los océanos al estar combinado con oxígeno en forma de agua. Sin embargo, al contrario, se enriqueció en elementos pesados, como el hierro que, por gravedad, van acumulándose en las capas más interiores de la Tierra. En el cuerpo humano, los más abundantes son: oxígeno, carbono, hidrógeno, nitrógeno, calcio y fósforo (**Tabla 5**).

Tabla 4. Composición natural de la atmósfera.

Nitrógeno (N ₂)	780.840 ppmv (78,084%)
Oxígeno (O ₂)	209.460 ppmv (20,946%)
Argón (Ar)	9.340 ppmv (0,9340%)
Dióxido de carbono (CO ₂)	387 ppmv (0,0387%)
Neón (Ne)	18,18 ppmv (0,001818%)
Helio (He)	5,24 ppmv (0,000524%)
Metano (CH ₄)	1,79 ppmv (0,000179%)
Kriptón (Kr)	1,14 ppmv (0,000114%)
Hidrógeno (H ₂)	0,55 ppmv (0,000055%)
Óxido nitroso (N ₂ O)	0,3 ppmv (0,00003%)
Monóxido de carbono (CO)	0,1 ppmv (1x10 ⁻⁵ %)
Xenón (Xe)	0,09 ppmv (9x10 ⁻⁶ %)
Ozono (O ₃)	0-0,07 ppmv (0-7x10 ⁻⁶ %)
Dióxido de nitrógeno (NO ₂)	0,02 ppmv (2x10 ⁻⁶ %)
Yodo (I)	0,01 ppmv (1x10 ⁻⁶ %)
Amoníaco (NH ₃)	trazas

Tabla 5. Elementos más abundantes en el cuerpo humano.

	ELEMENTO	SÍMBOLO	% ABUNDANCIA
1	Oxígeno	O	61
2	Carbono	C	23
3	Hidrógeno	H	10
4	Nitrógeno	N	2,6
5	Calcio	Ca	1,4
6	Fósforo	P	1,1

Toda la materia del universo que conocemos está compuesta de los mismos materiales. Las galaxias, las estrellas, los planetas, nosotros mismos, estamos hechos, en distintas proporciones de elementos químicos, que se formaron hace millones de años en una estrella y que a su “muerte” se dispersaron para formar nebulosas planetarias y nubes moleculares, para construir nuevos sistemas planetarios. Como dijo Carl Sagan: “nosotros somos polvo de estrellas”.

Nuestro planeta, nació con todos los elementos químicos contenidos en la nebulosa que formó nuestro sistema solar (probablemente 83: del Z=1 al 92, excepto Tc, Pm, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac y Pa, con núcleos inestables). Pero, se produjeron dos fenómenos diferenciadores de los demás planetas solares. El primero, fue de concentración. Así, los átomos están en la Tierra concentrados en un factor de 10^{20} con respecto al medio interestelar. Una mayor densidad atómica, supone una mayor oportunidad de choque entre ellos y, por tanto, una mayor variedad de combinaciones con respecto al medio interestelar, que se puede considerar casi estéril para el desarrollo de los elementos (algunas moléculas sí que se forman).

Segundo, una vez asentada la Tierra, se redistribuyeron los elementos según sus propiedades, diferenciando a aquella entre: núcleo, manto y corteza. El núcleo que es, esencialmente, de hierro, representa casi 1/3 de la masa del planeta. El manto, esencialmente, de silicio, constituye los restantes 2/3 y ocupa una extensión de unos 2.500 km por debajo de la superficie. La corteza terrestre y la atmósfera son muy finas, tanto que apenas representan un 1% de la masa de la Tierra. Excepto el núcleo, todas estas partes intercambian de forma constante sus elementos.

Por tanto, en sus primeros pasos de formación, la Tierra, que estaba muy caliente, se empobreció de elementos volátiles (hidrógeno, gases nobles, etc.) y se enriqueció con elementos de altas temperaturas de condensación (hierro, aluminio, silicio, etc.).

En los primeros momentos, los metales afines al azufre como el cobre y el plomo, se disolvieron en forma de sulfuros y flotaron hacia la parte superior de la Tierra; por ello son fáciles de extraer. Los metales preciosos, como el iridio o el oro, se hundieron en el núcleo junto a la mayor parte del hierro. Esto mismo, le sucedió a los elementos más pesados, por lo que son escasos en la corteza.

Cuando se formaron los océanos, hace unos 3.800 millones de años, el agua disolvió los restos del hierro que habían quedado en la superficie terrestre y eso fue mucho hierro.

Así que, la corteza no tenía, por entonces, hierro, pero las cianobacterias de los océanos primigenios, productoras de oxígeno, no solo elevaron el nivel de oxígeno atmosférico, sino que, también, formaron óxidos de hierro, a partir del hierro que quedó en ellos y que se depositó en forma de rocas en el lecho marino. Estos depósitos, son el mineral de hierro de los que extraemos el elemento, actualmente.

El iridio, que fue creado -como el plomo, oro y otros metales muy pesados- en una supernova tipo Ia, originalmente era abundante en la Tierra, pero se hundió en el núcleo. Sin embargo, podemos encontrar este metal en ciertas rocas, las que provienen del cinturón de asteroides sito entre Marte y Júpiter y que se estrellaron posteriormente sobre la Tierra como, por ejemplo, el que se supone acabó con los dinosaurios hace unos 65 millones de años. Y es que, una vez solidificada la Tierra, los elementos pesados ya no se hundían en el núcleo. De esta manera, la época de los bombardeos de asteroides nos trajeron otros metales pesados que se pueden encontrar en la superficie, lo que incluye oro, platino y níquel. Los asteroides de ese cinturón, sí que valen su peso en oro; se calcula en unos 600 quintillones de dólares su valor en metales preciosos.

En los primeros momentos de formación de la Tierra, el carbono debió de alcanzar su punto de ebullición y escapar de ella. Pero, era muy necesario para formar la vida y, de alguna manera, volvió a llegar a nuestro planeta, ya que ahora es abundante (décimo en la corteza). La explicación puede llegar de mano de la teoría del gran impacto: “hace unos 4.500 millones de años, un protoplaneta denominado Tea chocó con la Tierra y dio lugar a nuestra luna”. Pero, ese impacto pudo mezclar el núcleo de los dos cuerpos celestes y su manto y, el de Tea, muy rico en carbono, se mezclaría con el manto de la Tierra.

Aunque muy raros en la Tierra, los gases nobles son abundantes en el universo y tienen su gran representación en otros planetas. Entonces, es de suponer que la Tierra primitiva fuese rica en gases nobles, pero que se escapasen de nuestra atmósfera. Sin embargo, no tuvo por qué ser solo así; por ejemplo, se ha descubierto recientemente que el xenón es capaz de desplazar al silicio en el cuarzo a altas presiones y temperaturas, por lo que se debió perder en los abundantes bombardeos de meteoritos ricos en cuarzo sobre la Tierra primitiva. El helio, se obtiene del gas natural, pero no se depositó ahí cuando la Tierra se creó, sino que se fue formando por descomposición radiactiva de uranio y torio. No obstante, se acaba de descubrir, por primera vez, un yacimiento de helio en Tanzania,

que duplica las reservas actuales de nuestro planeta. Así que, es posible que una parte importante de helio permanezca aún atrapada en la corteza terrestre.

Como hemos indicado anteriormente, boro, berilio y litio, son muy abundantes en la Tierra, con respecto al universo. Es probable, que nos lleguen de los rayos cósmicos en la nucleosíntesis interestelar, pero también de novas de galaxias. Recientemente, se ha descubierto una fuente de litio importante en la nova Sagittarii 2015 N.2, formado a partir del inestable ${}^7\text{Be}$, lo que sugiere que estos eventos pueden darse para otros elementos.

Tabla periódica de los elementos

■ Litófilos
 ■ Atmósfilos
 ■ Siderófilos
■ Calcófilos
 Sin clasificar

	1	2											13	14	15	16	17	18	
1	H																		He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og	
LANTANOIDES			58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71			
ACTINOIDES			90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103			

Figura 37. Clasificación geoquímica de los elementos.

De esta manera, geoquímicamente, los elementos se clasifican en (**Figura 37**):

- **Siderófilos.** Son el hierro y los relacionados con él: cobalto, níquel, molibdeno, rutenio, rodio, paladio, renio, iridio, osmio, platino y oro. Son muy densos y, por ello, se acumularon en el núcleo.

- **Litófilos.** Son afines al oxígeno y son mayoría. Hay metálicos: todos los alcalinos y alcalinotérreos, escandio, titanio, vanadio, cromo, manganeso, itrio, circonio, niobio, lantanoides, torio, uranio, hafnio, tantalio, wolframio y aluminio, y también, no metales y metaloides: boro, silicio, fósforo, oxígeno y halógenos. No llegan al núcleo y, esencialmente, se encuentran en la superficie de la corteza terrestre o cerca de ella (manto superior), donde forman minerales, la mayoría son silicatos. Se concentran con respecto a la abundancia solar. En los océanos están en forma soluble.

- **Atmósfilos.** Están, preferentemente, en la atmósfera y son: hidrógeno, carbono, nitrógeno y gases nobles. El carbono está aquí por la presencia de dióxido de carbono en la atmósfera y el hidrógeno por la formación de vapor de agua (nubes).

- **Calcófilos.** Son el azufre y sus afines: cobre, cinc, galio, germanio, arsénico, selenio, plata, cadmio, indio, estaño, antimonio, telurio, mercurio, talio, plomo, bismuto y polonio. Forman minerales. Se concentran en el núcleo externo y en el manto inferior.

Esta clasificación no está cerrada, solo es preferente. Un determinado elemento puede pertenecer a más de uno de los grupos que hemos visto anteriormente. Los elementos que no hemos citado, están sin clasificar.

Una vez en la Tierra, los átomos de los elementos se combinan entre sí, para formar, esencialmente, moléculas y redes, a excepción de los gases nobles que están de manera natural en su forma atómica. Recalamos lo de natural, puesto que en el laboratorio, sí que se han obtenido combinaciones de estos elementos, especialmente, de xenón y kriptón.

La mayoría de los elementos que están en la corteza terrestre no están solos, sino formando minerales, bien en menas, filones, yacimientos y vetas. El filón, es un depósito de minerales producidos por enfriamiento del magma o del vapor de agua recalentado en una fisura de la corteza terrestre. El yacimiento, es una acumulación extraordinaria de un mineral y la veta, es un depósito de un mineral en forma de franja diferenciada en una roca. Por su parte, la mena es una acumulación de un mineral, esencialmente, de óxidos, sulfuros o silicatos, donde el elemento está en suficiente cantidad para ser extraído, y que además, resulte fácil o relativamente fácil de reducir para poder extraerlo del mineral. Asimismo, no debe contener impurezas casi imposibles de eliminar y que impidan su explotación económica. De los minerales, es de donde se extrae el elemento en distintos grados de pureza.

La mina es solo la instalación que explota el mineral del cual se obtiene el elemento.

Los elementos atmosféricos, se encuentran en forma de moléculas, a excepción de los gases nobles, que como sabemos, están en forma atómica.

Finalmente, en los océanos están, esencialmente, en forma de moléculas y compuestos iónicos.

ELEMENTOS NATIVOS

Un elemento nativo es el que está presente en la naturaleza en minerales constituidos por átomos de un solo elemento en estado de oxidación cero, incluyendo también aleaciones metálicas naturales.

No hay que confundir un elemento nativo con su estado natural, que es la forma en que lo encontramos en la naturaleza. Por ejemplo, el elemento nitrógeno no se encuentra en la naturaleza como nitrógeno atómico, sino como molécula diatómica N_2 gas. Así que, su estado natural es el de una molécula diatómica gaseosa, pero no se encuentra nativo, porque no está en minerales en estado de oxidación cero. Otro ejemplo, el titanio se encuentra en minerales, como el rutilo (TiO_2), en estado de oxidación +4, de donde se extrae. En este caso, el titanio está en estado natural de mineral, pero no es un elemento nativo, al no encontrarse en su estado de oxidación cero.

El estado nativo de un elemento no es frecuente, ya que solo algo más de veinte elementos se encuentran en forma de mineral nativo, representando menos del 0,15% de abundancia de la corteza terrestre. Son solo dos no metales los que se presentan nativos y abundantes: azufre y carbono (grafito y diamante) y, escasamente, el selenio; tres semimetales: telurio, arsénico y antimonio (raros), y además, se pueden establecer hasta tres grupos de minerales de metales nativos:

- **Oro, plata y cobre.** El oro nativo está en pepitas del elemento puro. La plata nativa se encuentra, esencialmente, en forma de alambres. El cobre nativo, se puede hallar en yacimientos de zonas de cementación o enriquecimiento supergénico de minerales.

- **Grupo del platino.** Son aleaciones de los llamados minerales de la mena del platino: osmio, paladio, iridio, rutenio y rodio, además del propio platino.

- **Hierro, níquel y cobalto.** La mayor parte de hierro nativo está en el núcleo, aunque también se puede encontrar en rocas básicas y en sedimentos de carbonato y madera petrificada. El níquel nativo se encuentra en el núcleo junto al hierro, en meteoritos aleado con hierro y, raramente, en yacimientos, muy localizados. Se ha encontrado cobalto metálico en algunas minas canadienses y en los Urales.

Hay otros metales que se pueden encontrar nativos, como cadmio, molibdeno, indio y aluminio, pero son raros. Más raros aún, son el plomo, estaño, mercurio, cromo y bismuto.

LA TABLA PERIÓDICA Y LAS PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS

Ya hemos citado varias veces a la tabla periódica en el transcurso de esta obra, lo que es habitual en una de química inorgánica como esta. Sin embargo, ahora ha llegado el momento de utilizarla como herramienta para describir configuraciones y propiedades de los elementos de una manera sistematizada.

En la tabla periódica actual (**Figura 38**), los elementos se ordenan por su número atómico en grupos (verticalmente) y periodos (horizontalmente), lo que da lugar a una homogeneidad, a veces solo relativa (tendencias), en las propiedades de los elementos de cada grupo. Hay 18 grupos y 7 periodos. Los grupos de la tabla periódica, engloban a elementos con igualdad de configuración electrónica externa con variación de n en cada uno de los periodos.

Tabla periódica de los elementos																																		
1	1	2															13	14	15	16	17	18												
	1 H Hidrógeno 1,00794																5 B Boro 10,811	6 C Carbono 12,011	7 N Nitrógeno 14,0067	8 O Oxígeno 15,9994	9 F Flúor 18,9984	10 Ne Neón 20,1797												
2	3 Li Litio 6,941	4 Be Berilio 9,012182															11 Na Sodio 22,99	12 Mg Magnesio 24,305															17 Cl Cloro 35,4527	18 Ar Argón 39,948
3	11 Na Sodio 22,99	12 Mg Magnesio 24,305	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al Aluminio 26,981	14 Si Silicio 28,8055	15 P Fósforo 30,9737	16 S Azufre 32,066	17 Cl Cloro 35,4527	18 Ar Argón 39,948																
4	19 K Potasio 39,0983	20 Ca Calcio 40,08	21 Sc Escandio 44,9559	22 Ti Titanio 47,867	23 V Vanadio 50,9415	24 Cr Cromo 51,996	25 Mn Manganeso 54,93805	26 Fe Hierro 55,847	27 Co Cobalto 58,9	28 Ni Níquel 58,69	29 Cu Cobre 63,546	30 Zn Cinc 65,409	31 Ga Gallo 69,723	32 Ge Germanio 72,59	33 As Arsénico 74,9216	34 Se Selenio 78,0	35 Br Bromo 79,904	36 Kr Kriptón 83,8																
5	37 Rb Rubidio 85,4678	38 Sr Estroncio 87,0	39 Y Itrio 88,9058	40 Zr Circonio 91,22	41 Nb Niobio 92,9063	42 Mo Molibdeno 95,94	43 Tc Tecnecio 98,0	44 Ru Rutenio 101,07	45 Rh Rodio 102,9055	46 Pd Paladio 106,42	47 Ag Plata 107,868	48 Cd Cadmio 112,41	49 In Indio 114,118	50 Sn Estaño 118,69	51 Sb Antimonio 121,75	52 Te Telurio 127,0	53 I Yodo 126,904	54 Xe Xenón 131,29																
6	55 Cs Cesio 132,9054	56 Ba Bario 137,33	57 La Lantano 138,9055	72 Hf Hafnio 178,49	73 Ta Tantalio 180,947	74 W Wolframio 183,84	75 Re Renio 186,207	76 Os Osmio 190,23	77 Ir Iridio 192,217	78 Pt Platino 195,08	79 Au Oro 196,966	80 Hg Mercurio 200,59	81 Tl Talio 204,383	82 Pb Plomo 207,20	83 Bi Bismuto 208,98	84 Po Polonio 208,9824	85 At Ástato 209,9871	86 Rn Radón 222,0																
7	87 Fr Francio 223,0197	88 Ra Radio 226,0254	89 Ac Actinio 227,0278	104 Rf Rutherfordio 261,0	105 Db Dubnio 262,0	106 Sg Seaborgio 266,0	107 Bh Bohrio 264,0	108 Hs Hassio 277,0	109 Mt Meitnerio 268,0	110 Ds Darmstadtio 281,0	111 Rg Roentgenio 272,0	112 Cn Copernicio 285,0	113 Nh Nihonio 284,0	114 Fl Flerovio 289,0	115 Mc Moscovio 288,0	116 Lv Livermorio 292,0	117 Ts Téneso 293,0	118 Og Oganesson 294,0																
LANTANOIDES			58 Ce Cerio 140,115	59 Pr Praseodimio 140,90	60 Nd Neodimio 144,24	61 Pm Prometio 144,0	62 Sm Samario 150,36	63 Eu Europio 151,0	64 Gd Gadolinio 157,25	65 Tb Terbio 158,925	66 Dy Disprolio 162,50	67 Ho Holmio 164,0	68 Er Erbio 167,26	69 Tm Tulio 168,0	70 Yb Iterbio 173,04	71 Lu Lutecio 174,967																		
ACTINOIDES			90 Th Torio 232,038	91 Pa Protactinio 231,035	92 U Uranio 238,0	93 Np Neptunio 237,048	94 Pu Plutonio 244,064	95 Am Americio 243,0	96 Cm Curio 247,0	97 Bk Berkelio 247,0	98 Cf Californio 251,0	99 Es Einsteinio 252,0	100 Fm Fermio 257,0	101 Md Mendelvio 258,0	102 No Nobelio 259,0	103 Lr Laurencio 262,0																		

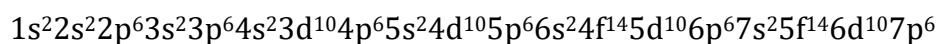
Figura 38. ©Tabla periódica de los elementos de producción propia.

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

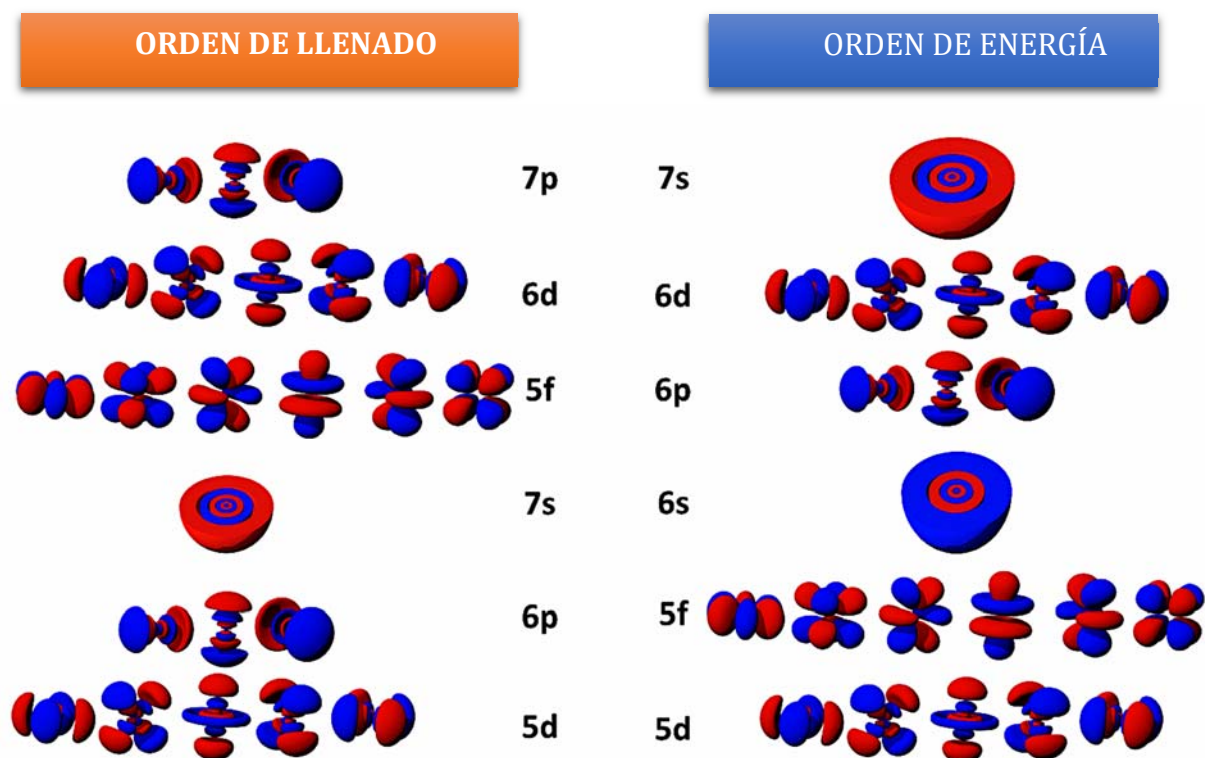
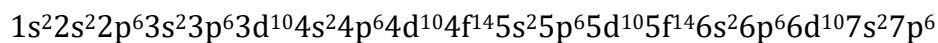
Hemos visto, anteriormente, los niveles de energía del modelo atómico mecánico cuántico, de menor a mayor energía y que representamos en la **Figura 36**. Sin embargo, los electrones no ocupan esos niveles correlativamente, sino que lo hacen siguiendo dos reglas: primera, se llenan antes los orbitales ns que los $(n-1)d$ y segunda, también se llenan antes los ns que los $(n-2)f$.

Así que, se empezarán llenando los orbitales $1s$, $2s$, $2p$, $3s$ y $3p$. Pero ahora, no se llenan los orbitales $3d$, sino que lo hace antes el $4s$. Y cuando llegamos a los $4f$, tenemos que esperar a llenar antes los $6s$. Por tanto, no coinciden los niveles de energía de los orbitales atómicos obtenidos con la resolución de la función $\Psi_{n,l,m}$ correspondiente, con el orden de llenado de los orbitales atómicos. Esto, lo vemos en la **Figura 39**.

Debido a ello, la configuración del elemento 118, el último conocido, será:



Una vez completada la configuración electrónica del elemento, se vuelve a recuperar el orden de energía:



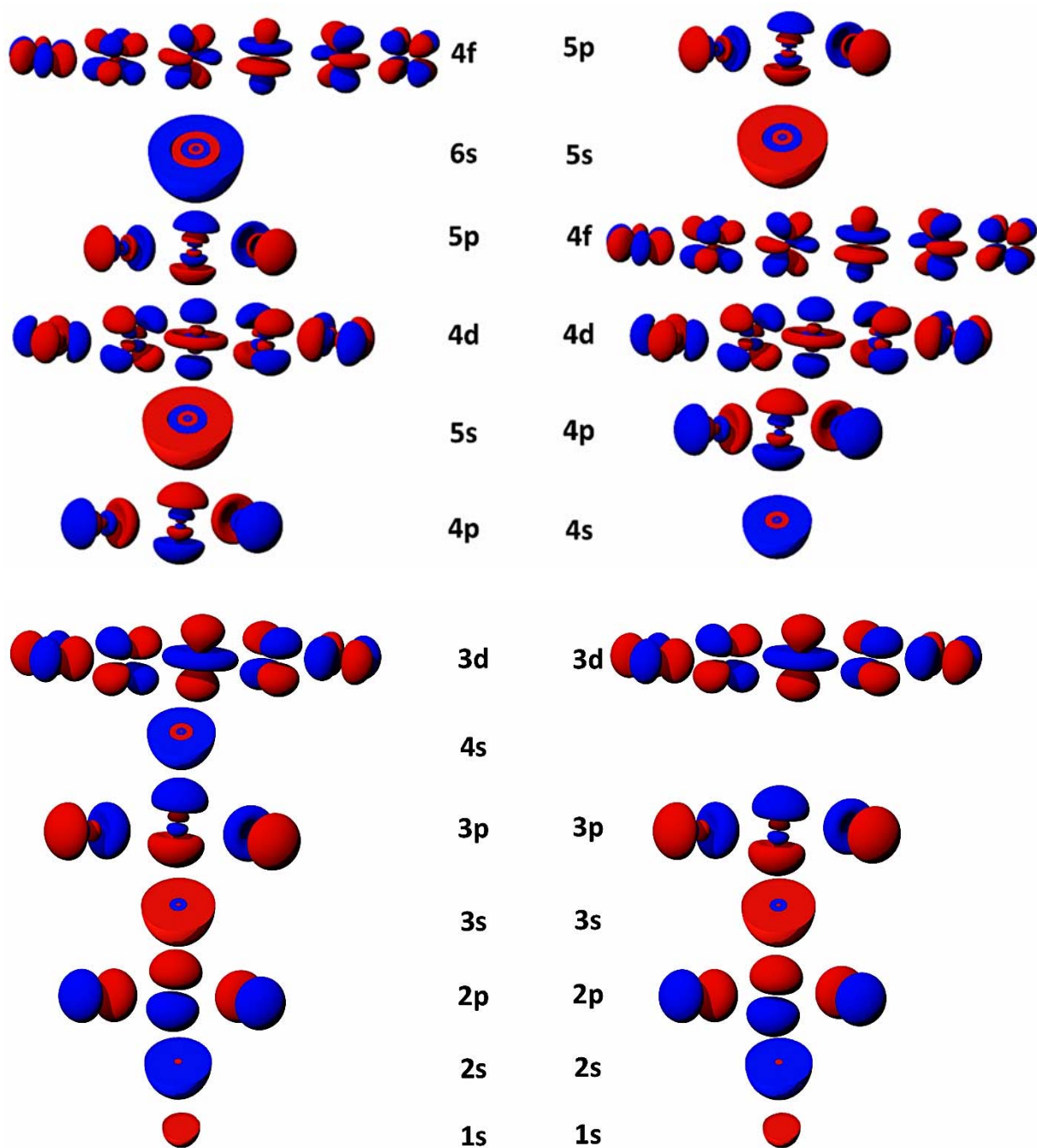


Figura 39. Representación gráfica de los orbitales atómicos por orden de llenado (izquierda) y por orden de energía (derecha). Los orbitales *s* se ocupan con 2 electrones, los *p* con 6, los *d* con 10 y los *f* con 14. Dominio público.

Los elementos, se disponen correlativamente en la tabla periódica por orden de llenado de los electrones, comenzando por el hidrógeno $1s^1$, que será el elemento de número atómico 1 y que se corresponde, como ya sabemos, con el número de protones de su núcleo que es igual al de electrones en el átomo neutro. En la **Figura 40** se muestran todas las configuraciones externas de los elementos de la tabla periódica.

Por comodidad y claridad, solo se escriben las configuraciones electrónicas más externas de cada elemento que, además, es lo que importa en cuanto a su colocación en la tabla periódica, mientras que para dar cuenta de su configuración interna, se recurre a la de los gases nobles, señalándolas con un corchete. Así, la configuración electrónica completa de los propios gases nobles y su equivalencia, es la siguiente:

He: $1s^2$

Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$

equivale: $[He] 2s^2 2p^6$

Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

equivale: $[Ne] 3s^2 3p^6$

Kr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

equivale: $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Xe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

equivale: $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^6$

Rn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

equivale: $[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

Por lo que, en el ejemplo de configuración del elemento 118 que hemos puesto anteriormente: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$ por equivalencia con lo expuesto, abreviadamente, será: $[Rn] 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$.

Tabla periódica de los elementos

■ Bloque s
■ Bloque p
■ Bloque d
■ Bloque f

	1	1s¹ H											18	np⁶ He						
1		1 ns ¹	2 ns ²											13 np ¹	14 np ²	15 np ³	16 np ⁴	17 np ⁵	2 1s ²	
2		3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3		11 Na	12 Mg	3 (n-1)d ¹	4 (n-1)d ²	5 (n-1)d ³	6 (n-1)d ⁴	7 (n-1)d ⁵	8 (n-1)d ⁶	9 (n-1)d ⁷	10 (n-1)d ⁸	11 ns ¹	12 ns ²	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4		19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 4s ¹ 3d ⁵	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5		37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 5s ¹ 4d ⁴	42 5s ¹ 4d ⁵	43 Tc	44 5s ¹ 4d ⁷	45 5s ¹ 4d ⁸	46 4d ¹⁰	47 Pd	48 Ag	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6		55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 6s ¹ 5d ⁹	79 Pt	80 Au	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7		87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 7s ¹ 6d ⁹	111 Ds	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	
		6s²		4f¹5d¹	4f³	4f⁴	4f⁵	4f⁶	4f⁷	4f⁷6d¹	4f⁹	4f¹⁰	4f¹¹	4f¹²	4f¹³	4f¹⁴	4f¹⁴5d¹			
		LANTANOIDES		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
		7s²		6d²	5f²6d¹	5f³6d¹	5f⁴6d¹	5f⁶	5f⁷	5f⁷6d¹	5f⁹	5f¹⁰	5f¹¹	5f¹²	5f¹³	5f¹⁴	5f¹⁴7p¹			
		ACTINOIDES		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

Figura 40. Configuraciones externas de los elementos de la tabla periódica y su clasificación en bloques. El hidrógeno no pertenece a bloque alguno.

Por otra parte, los elementos, se clasifican en la tabla periódica, según su configuración más externa en cuatro bloques:

- **Bloque s.** Abarca los grupos 1 y 2, donde se van llenando los orbitales *s*. Como hay un máximo de dos electrones, es por lo que solo hay dos grupos.

- **Bloque p.** Incluye a los elementos de los grupos 13 a 18, seis en total, donde se van llenando los seis electrones de los orbitales *p*.

- **Bloque d.** Contiene a los elementos de los grupos 3 a 12, por tanto, diez en total, correspondientes al llenado de los orbitales *d*.

- **Bloque f.** Comprende a los llamados lantanoides y actinoides, donde se van llenando los orbitales 4*f* y 5*f*, respectivamente, con sus 14 electrones.

En los bloques *s* y *p*, se sigue siempre la norma general de llenado de orbitales, así, en el grupo 1, su configuración externa es ns^1 y en el grupo 2, ns^2 . En los grupos 13 a 18, los llamados elementos representativos, lo hacen desde el np^1 a np^6 , respectivamente, con la excepción del helio, que es $1s^2$.

Sin embargo, en los elementos correspondiente al bloque *d*, llamados de transición externa, donde se llenan los orbitales desde $(n-1)d^1$ a $(n-1)d^{10}$, desde el grupo 3 al 12, se producen algunas “anomalías”, que realmente no son tales, pues la configuración de un elemento es la que es, sencillamente porque es la más estable y el elemento no entiende de reglas. Así, el niobio, cromo, molibdeno, rutenio, rodio, paladio, platino y darmstadtio, no siguen la norma general de llenado en sus respectivos grupos, como se muestra en la **Figura 40**.

Además, en el grupo 11, la configuración externa no es $(n-1)d^9$, como debería ser, sino que es $ns^1 (n-1)d^{10}$ o $ns^1 (n-2)f^{14} (n-1)d^{10}$. Esto es debido, a que se tiende a llenar (d^{10}) o semillanar (d^5), los orbitales $(n-1)d$, que son más estables que los *ns*. Así que, por ejemplo, se prefiere la configuración $4s^1 3d^5$ en el cromo a la $4s^2 3d^4$ y la $4s^1 3d^{10}$ sobre la $4s^2 3d^9$ en el cobre. Por su parte, niobio, rutenio, rodio, platino y darmstadtio, adquieren su estabilidad transfiriendo un electrón de más de sus niveles *ns* a los $(n-1)d$, lo que en el paladio se eleva a dos electrones ($4d^{10}$).

En el caso de los lantanoides y actinoides, denominados elementos de transición interna, hay más de esas “anomalías”, como vemos en la **Figura 40**.

ESTADO DE AGREGACIÓN

La mayoría de los elementos de la tabla periódica son sólidos, unos pocos son gases: H, N, O, F, Cl y los gases nobles y solo mercurio y bromo son líquidos, en condiciones estándar NIST (Instituto Nacional de Normas y Tecnología) de presión (1 atm) y temperatura (20 °C), como se muestra en la **Figura 41**.

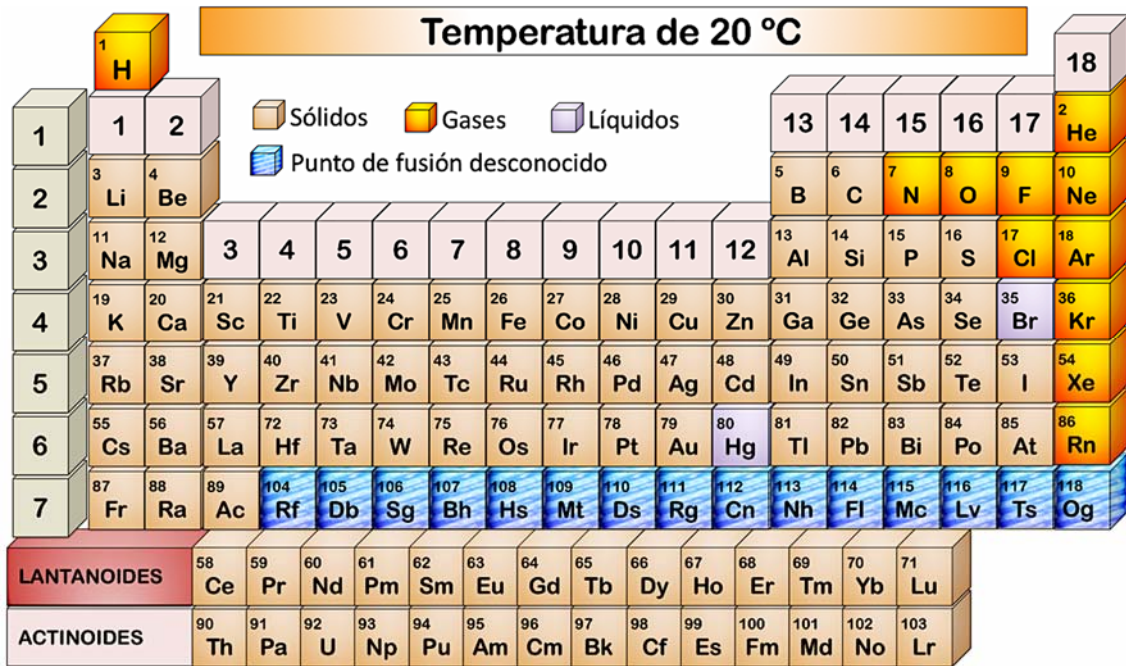


Figura 41. Clasificación de los elementos por estado de agregación en condiciones estándar NIST.

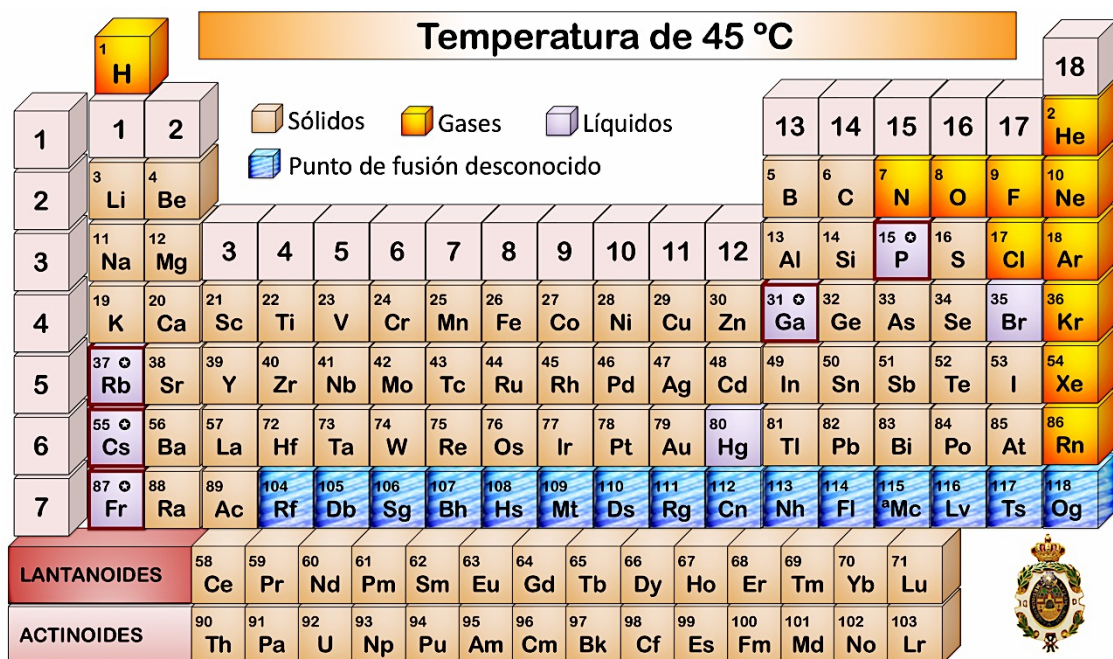


Figura 42. Estado de agregación de los elementos químicos a 45 °C.

Si calentamos todos los elementos a 45 °C, además de bromo y mercurio, también son líquidos rubidio, cesio, francio, galio y fósforo, cuyos puntos de fusión son inferiores a esa temperatura (**Figura 42**). Si subimos la temperatura a 101 °C, también lo son sodio y potasio y, además, el bromo está en estado gaseoso (**Figura 43**).

Cuando alcanzamos los 1.000 °C, también están estado gaseoso sodio, potasio, rubidio, cesio, francio, cinc, cadmio, mercurio, fósforo, arsénico, azufre, selenio, telurio, polonio, yodo y ástato, mientras que se licuan: litio, magnesio, calcio, estroncio, bario, radio, plata, aluminio, indio, talio, germanio, estaño, plomo antimonio, bismuto, cerio, praseodimio, europio, iterbio, neptunio, plutonio, californio, einstenio, mendelevio y nobelio (**Figura 44**). Si seguimos calentando, a temperaturas de 3.500 °C (punto de fusión del carbono), todos los elementos están en estado gaseoso, excepto boro, carbono, cromo, níquel, circonio, niobio, molibdeno, tecnecio, rutenio, rodio, hafnio, tantalio, wolframio, renio, osmio, iridio, platino, praseodimio, torio, protactinio, uranio, neptunio, berkelio, californio, einstenio, fermio, mendelevio, nobelio y laurencio (**Figura 45**). Al llegar a los 5.000 °C, solo tantalio, wolframio, renio y osmio se encuentran en estado líquido, los demás son gases (**Figura 46**). Y finalmente, al alcanzar los 5.600 °C (punto de ebullición del renio), todos ellos son gases (**Figura 47**).

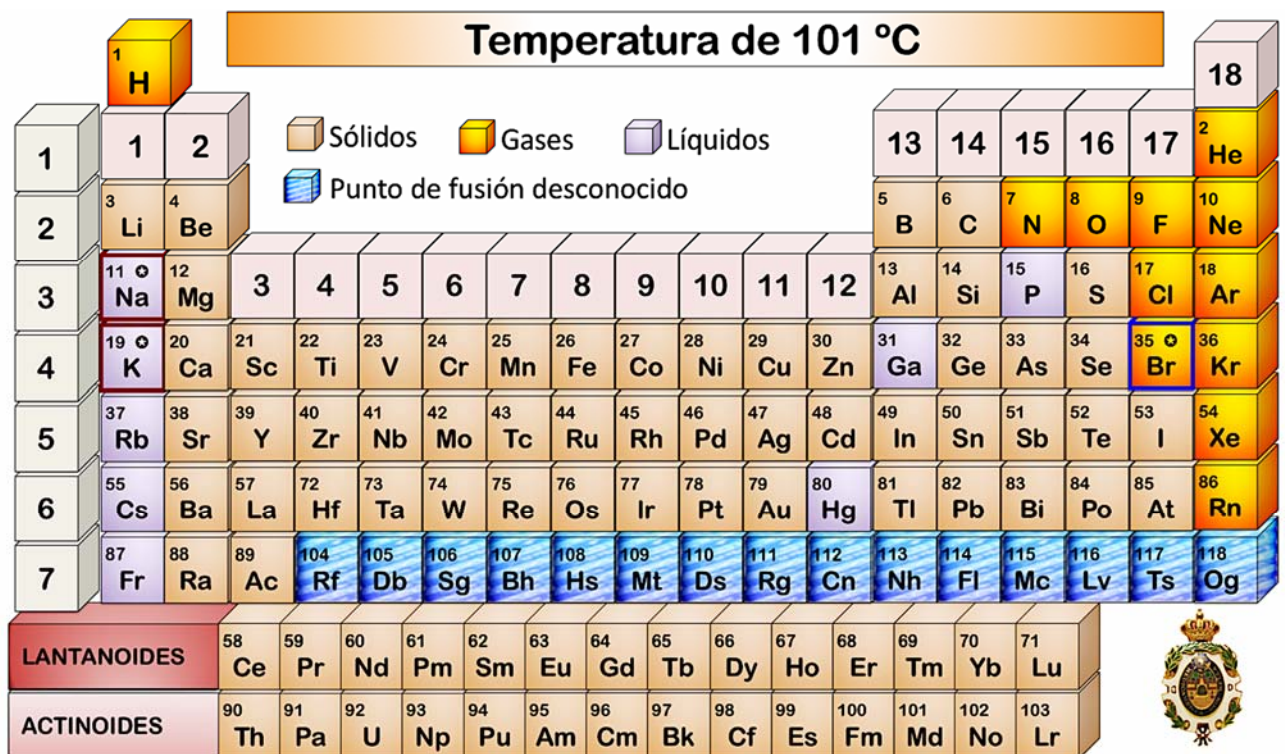


Figura 43. Estado de agregación de los elementos químicos a 101 °C.

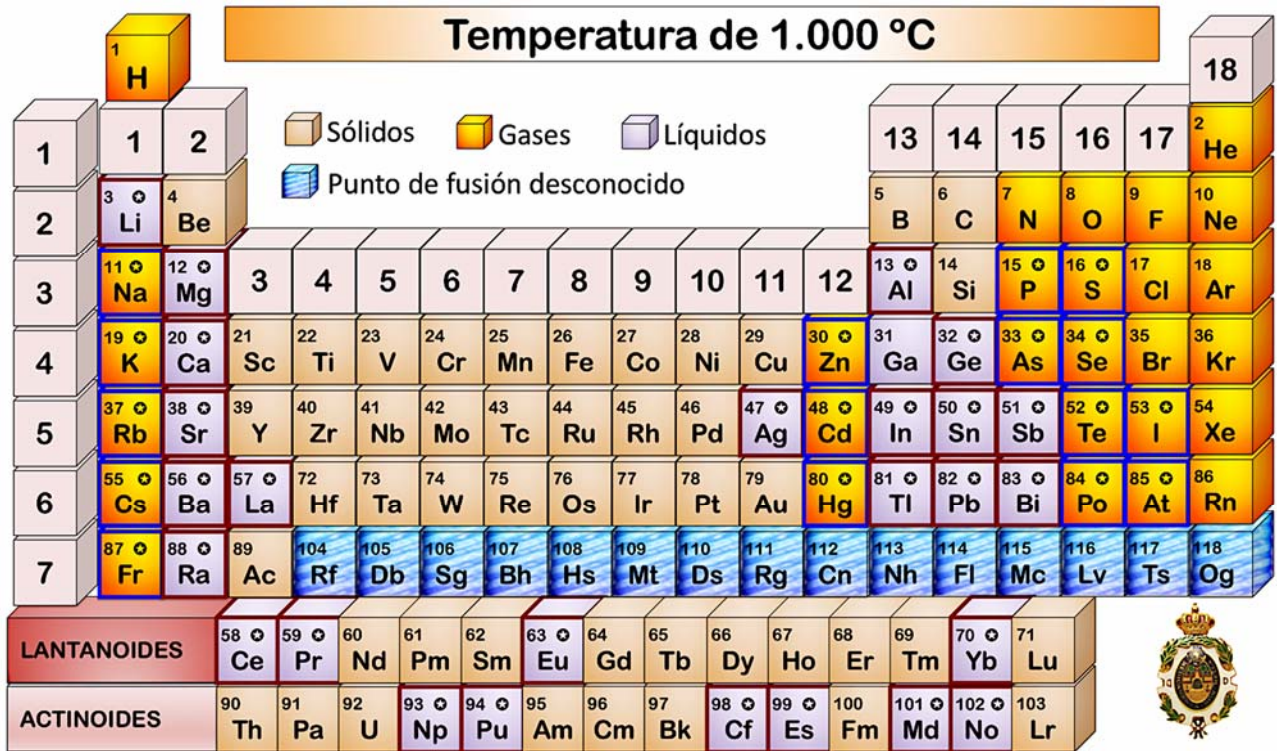


Figura 44. Estado de agregación de los elementos químicos a 1.000 °C.

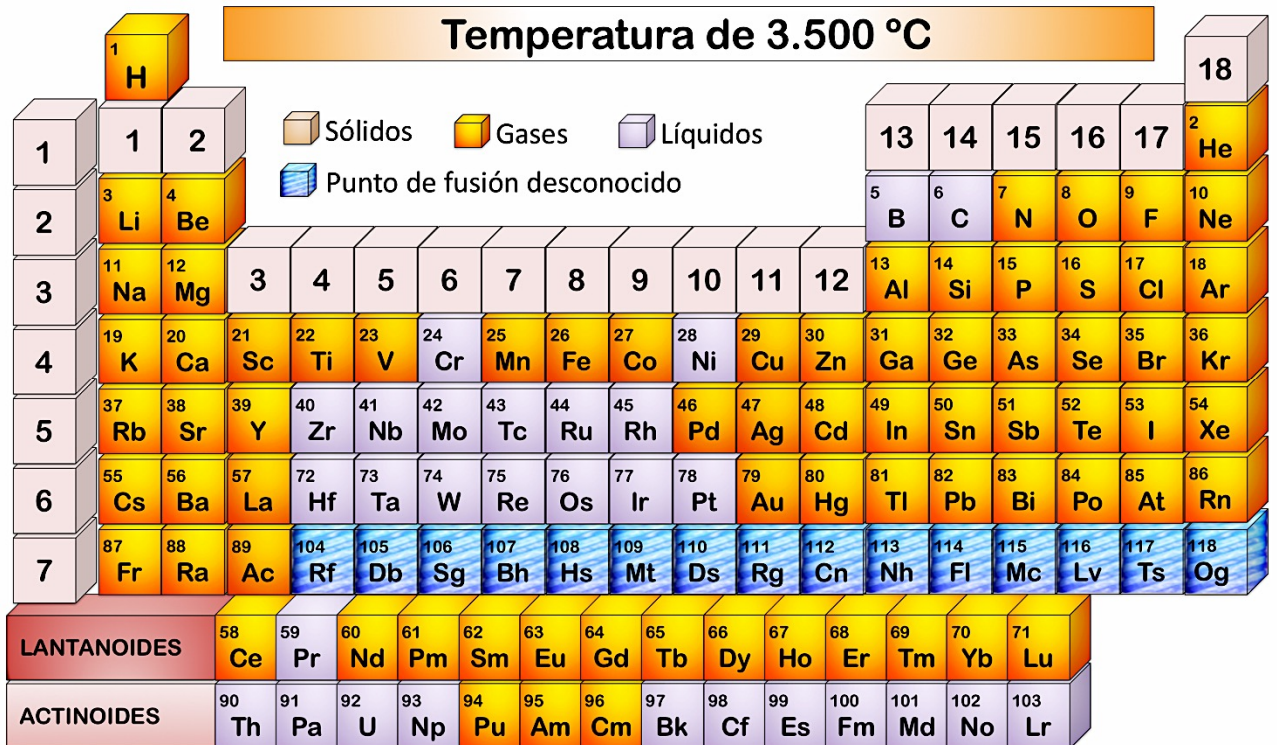


Figura 45. Estado de agregación de los elementos químicos a 3.500 °C.

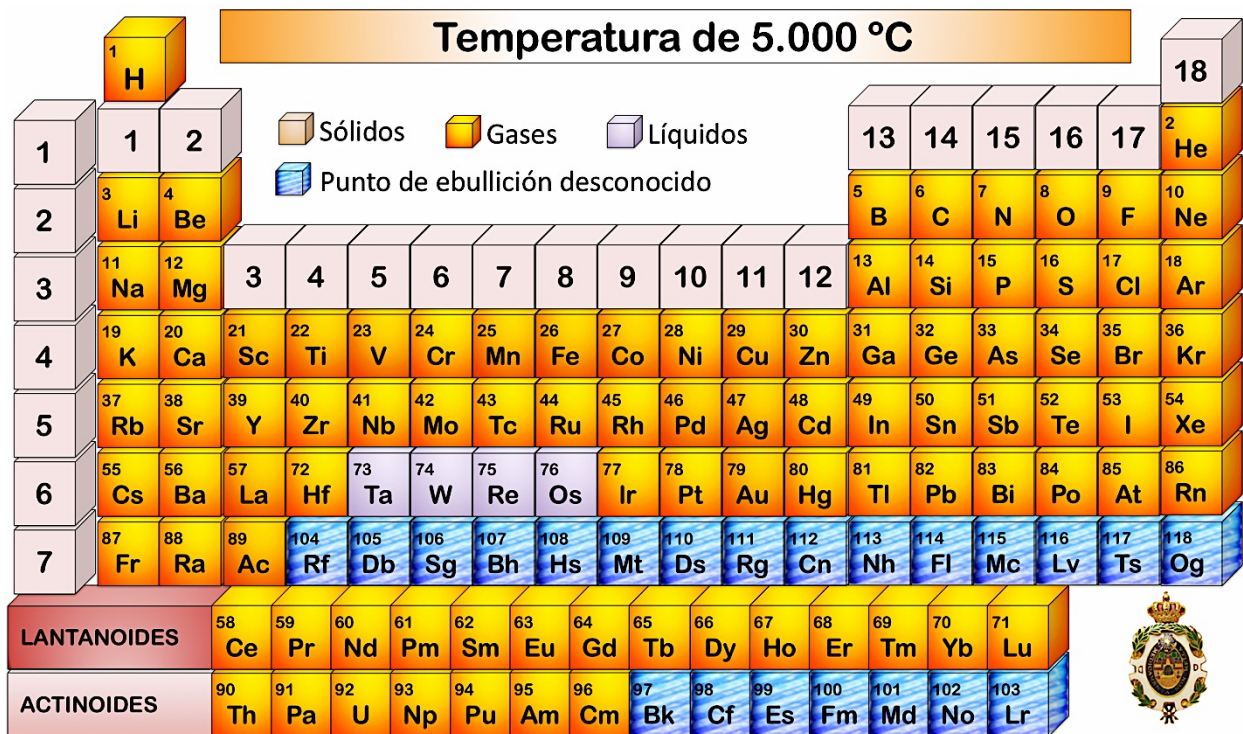


Figura 46. Estado de agregación de los elementos químicos a 5.000 °C.

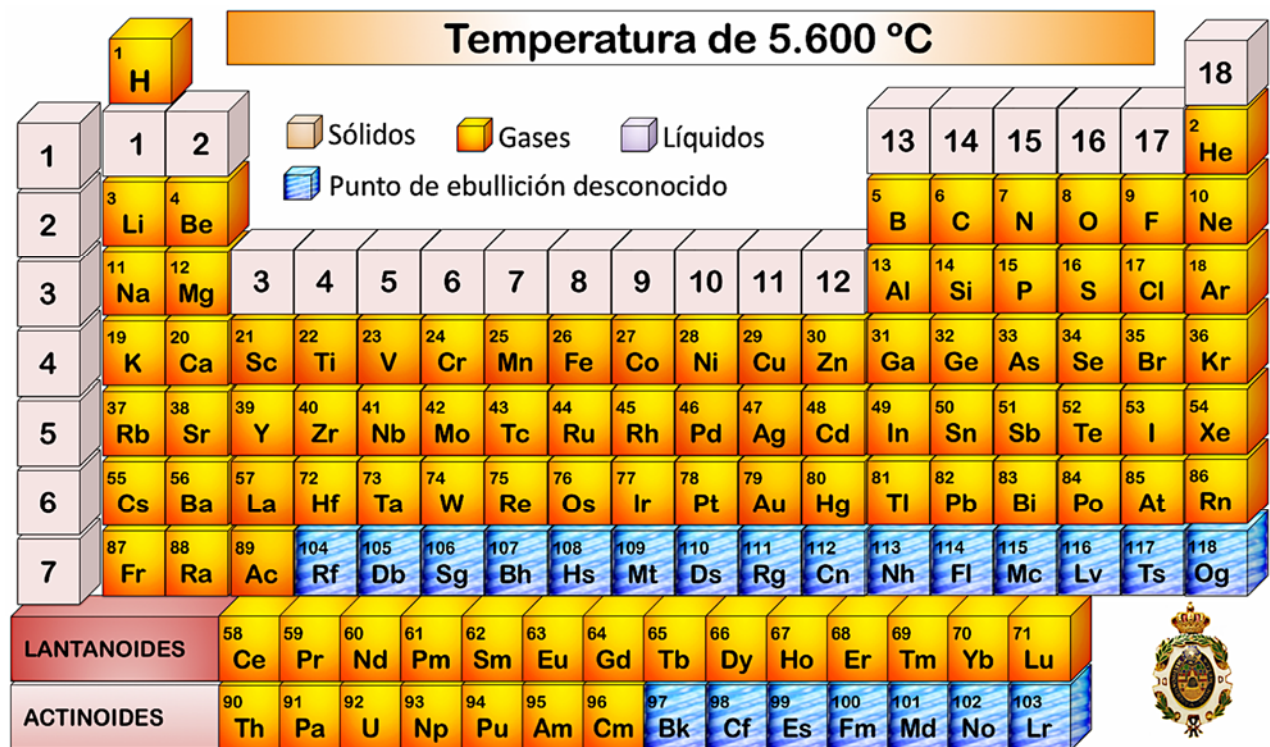


Figura 47. Estado de agregación de los elementos químicos a 5.600 °C.

Así que, a partir de los 3.500 °C no existe ningún elemento conocido en estado sólido y desde 5.600 °C, estarán todos en estado gaseoso. Sin embargo, como hay elementos cuyo punto de ebullición se desconoce es probable que, algunos, estén en estado líquido, incluso por encima de los 5.600 °C, hasta llegar a su punto de ebullición, por lo que siempre habrá una temperatura, a partir de la cual, todos los elementos estarán en forma de gas.

Por su parte, si hacemos lo contrario, es decir enfriar, por ejemplo a -78 °C, resulta que el gas radón, y los líquidos bromo y mercurio se solidifican, mientras que el gas cloro se licua. Si enfriamos a -198 °C, también se solidifican los gases argón, kriptón y xenón; el cloro que se había licuado, se solidifica, mientras que los gases nitrógeno, oxígeno y flúor se licuan. Por tanto, solo quedarían a esa temperatura tres elementos en estado gaseoso: helio, neón e hidrógeno. Finalmente, si descendemos hasta los -270 °C, es decir cerca del cero absoluto (-273,15 °C), todos los elementos químicos son sólidos, excepto el helio, que no se solidificará ni siquiera si pudiéramos alcanzar el cero absoluto, a no ser que se le comprima, ya que esta característica no puede ser debida a que la energía del punto cero sea tan elevada que le impidiese su solidificación, sino a que su punto de fusión sería cercano al cero absoluto y al comportamiento bosónico de su núcleo. Del resto, el último elemento en solidificarse es el hidrógeno, que tiene un punto de fusión de -259,14 °C.

Todo esto no es magia, simplemente depende del punto de fusión y el de ebullición de cada elemento. El elemento de mayor punto de fusión conocido es el del carbono (3.500 °C) y el menor, de los sólidos conocidos, el del cesio (28,44 °C). Por su parte, el mayor punto de ebullición conocido es el del renio (5.596 °C) y el menor de los conocidos no gaseosos, el del bromo (59 °C) y de los sólidos, el yodo (184,3 °C).

CARÁCTER METÁLICO Y NO METÁLICO

Los elementos se clasifican, también, por su carácter metálico y no metálico. En realidad, hay una tercera clase, la que corresponde a los metaloides o semimetales, con propiedades intermedias a los dos anteriores.

Los metales, son los más numerosos (aproximadamente el 75%) y se sitúan, esencialmente, a la izquierda y centro de la tabla periódica (**Figura 48**). Se caracterizan por ser sólidos -con la excepción del mercurio- de apariencia brillante y de color gris

plateado, en mayor o menor medida, con las excepciones del cesio, cobre y oro (y quizás bismuto que es bastante blanco). Todos los metales, poseen bajo potencial de ionización y alto peso específico.

Tabla periódica de los elementos

	1	2											13	14	15	16	17	18	
1	H																		He
2	3	4											5	6	7	8	9	10	
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	
	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og	
LANTANOIDES			58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71			
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
ACTINOIDES			90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103			
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

Figura 48. Clasificación de los elementos en metales, no metales y metaloides.

Los metales son buenos conductores del calor y la electricidad. El elemento que mejor conduce la corriente eléctrica es la plata, seguido del cobre y el oro. Sin embargo, para ese fin, se utiliza el cobre, por ser más barato o el oro, porque no se oxida como la plata. Igualmente, los mejores conductores térmicos son plata, cobre y oro, aunque se suele utilizar el aluminio como disipador térmico, por ser más eficaz.

Los metales son dúctiles y maleables; algunos son tenaces y otros blandos. Un metal es dúctil si por la acción de una fuerza externa se deforma sin romperse, como, por ejemplo, Al, Fe, Zn, Cu, Hg. Es lo opuesto a frágil. Es maleable, si cambia de forma por acción de un martillo, como, por ejemplo, Al, Au, Ag, Sn, Cu, Pt, Fe. Como vemos, algunos son maleables y dúctiles a la vez. Los primeros, dan alambres o hilos y, los segundos, láminas delgadas. Son tenaces, si oponen mucha resistencia a romperse o deformarse (por ej. Fe y aceros). Tenacidad, resistencia y fortaleza son sinónimos y su antónimo es debilidad. Es blando si se raya con facilidad, como los metales de los grupos 1 y 2. Su antónimo es duro. No es lo mismo dúctil que blando, ya que la ductilidad solo se presenta

cuando el material soporta una fuerza considerable. La dureza se mide, habitualmente, mediante la escala de Mohs (1-10). El más duro en esa escala es el C diamante (10).

Los no metales se encuentran hacia la derecha de la tabla periódica. Se caracterizan por lo contrario a los metales: no poseen brillo metálico, no son conductores del calor ni de la electricidad, poseen alto potencial de ionización y bajo peso específico. Pueden ser sólidos, líquidos o gases, constituyendo, esencialmente, moléculas discretas diatómicas y poliatómicas o redes, con la conocida excepción de los gases nobles. Naturalmente que hay excepciones, por ejemplo, el yodo, un no metal, tiene aspecto metálico o el carbono grafito que es conductor de la electricidad, mientras que el diamante lo es del calor. Además, se consideran metaloides a: boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio, polonio y livermorio.

RADIATIVIDAD

Como sabemos el átomo es estable debido a que existe un “andamio” que mantiene en su sitio a protones, neutrones y electrones, pero esa construcción hace que se almacene energía. La atracción entre protones y neutrones es lo que más energía almacena pero, a su vez, también existe una tensión entre las fuerzas que unen a los protones en el núcleo. Por ello, a veces, se libera energía de un átomo, dependiendo de su propia estructura y estabilidad. Entonces, un átomo es estable si su estructura no cambia nunca. De hecho, la mayoría de los elementos químicos han permanecido estables desde su síntesis estelar, hace miles de millones de años. Pero, en algunos átomos son tan grandes las fuerzas que unen a sus partículas atómicas que no resultan lo suficientemente fuertes como para mantenerles estables. Entonces, partes del átomo pueden escapar en todas direcciones. Este proceso es la radiactividad. Esas partículas si son capaces de interactuar con otros átomos, entonces, emiten energía en forma de calor o de luz. Debido a ello, hay sustancias radiactivas que resplandecen en la oscuridad.

Hay átomos, denominados fisionables, que desprenden gran cantidad de energía. El uranio es el más representativo de ellos. El proceso en sí, se llama fisión nuclear, que da lugar a la división del átomo. En la fisión, si se le acerca un neutrón libre al átomo fisionable, que es radiactivo e inestable, es atraído al núcleo atómico, por lo que se hace aún más inestable. Entonces, éste se divide, creando dos nuevos átomos y liberando neutrones que originan, a su vez, la fisión de otros átomos, liberando más neutrones y así

hasta que se agotan los átomos. A esta reacción se le denomina reacción nuclear en cadena. Estas reacciones no se producen en la naturaleza, sino que las producimos nosotros artificialmente. Una vez iniciada la reacción, si no se controla, acabará en una bomba de fisión o bomba atómica. Hay materiales que son capaces de controlar la reacción, absorbiendo neutrones.

Los materiales radiactivos pueden emitir dos tipos de radiaciones que se ven afectadas por los campos eléctricos y están formadas por partículas: alfa y beta. Las alfa son idénticas al He^{2+} y las beta poseen las mismas propiedades que los electrones. Además hay una tercera que no es afectada por los campos eléctricos: la gamma, que es un tipo de radiación electromagnética.

ELEMENTOS NATURALES Y SINTÉTICOS

Los elementos naturales son los que se encuentran en la naturaleza y tienen, al menos, un isótopo natural, estable o radiactivo. Los artificiales, son los creados por el hombre y todos sus isótopos son sintéticos. Así, se consideran naturales a 90 elementos: desde el hidrógeno ($Z=1$) al uranio ($Z=92$), con las excepciones de tecnecio ($Z=43$) y prometio ($Z=61$), que son artificiales.

Tabla periódica de los elementos

Naturales
 Sintéticos

1	1	2											13	14	15	16	17	18	
	H																	He	
2	3	4											5	6	7	8	9	10	
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	
	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og	
LANTANOIDES			58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71			
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
ACTINOIDES			90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103			
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

Figura 49. Clasificación de los elementos en naturales y sintéticos.

Los elementos sintetizados por el hombre son hasta ahora, veintiocho: Tc, Rf, Db, Sg, Bh, Hs, Mt, Ds, Rg, Cn, Nh, Fl, Mc, Lv, Ts, Og, Pm, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No y Lr (**Figura 49**), es decir todos los transuránicos ($Z=93$ a 118), y tecnecio ($Z=43$) y prometio ($Z=61$). Desde el uranio, ya no hay ningún elemento natural.

La Tierra recibió 83 elementos naturales fabricados en las estrellas, pero también lo son los que se producen naturalmente en nuestro planeta, aunque no nos llegasen en su constitución. Éstos, son los elementos radiactivos: Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac y Pa, que se forman naturalmente en minerales de uranio. Todos ellos a niveles de trazas. En total: 90.

ELEMENTOS ESTABLES Y RADIATIVOS

Los elementos radiactivos, son los que no tienen ningún isótopo estable. Todos los elementos de la tabla periódica, desde el hidrogeno ($Z=1$) al plomo ($Z=82$), con excepción del tecnecio ($Z=43$) y prometio ($Z=61$), son estables, es decir, tienen un único isótopo natural estable o, generalmente, predominan éstos; los demás, son radiactivos inestables (**Figura 50**). Entre los elementos radiactivos, son naturales: Bi, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac, Th, Pa y U; el resto son artificiales. Los elementos radiactivos son inestables.

Tabla periódica de los elementos

Estables
 Radiactivos artificiales
 Radiactivos naturales

	1																	18						
1	1	2																	2					
2	3	4																	5	6	7	8	9	10
3	11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18						
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36						
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54						
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86						
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118						
LANTANOIDES			58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71								
ACTINOIDES			90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103								

Figura 50. Clasificación de los elementos en estables y radiactivos.

ISÓTOPOS Y ALOTROPÍAS

La palabra isótopo, que proviene del griego, significa “en el mismo sitio” y es porque los isótopos –que tienen el mismo número de protones en el núcleo- ocupan el mismo lugar en la tabla periódica. Pueden ser naturales o sintéticos.

Las alotropías son distintas formas en las que puede presentarse un determinado elemento, lo que supone tener diferentes modificaciones estructurales que den lugar a propiedades físicas y comportamientos químicos distintos en cada una de ellas. El elemento con más estados alotrópicos es el azufre (**Tabla 6**).

Tabla 6. Estados alotrópicos de los elementos.

Antimonio	Blanco plateado, negro, amarillo y gris
Arsénico	gris, amarillo y negro
Azufre	S ₂ a S ₈ , S _n , amorfo, fibroso y varias más
Boro	1 amorfo, 3 cristalinas
Carbono	grafito, diamante, fullerenos, nanotubos, carbinos y amorfos
Circonio	a 863 °C
Cobalto	a 422 °C
Estaño	a 13,2 °C (gris y blanco)
Fósforo	blanco (α y β), negro y rojo
Germanio	1 amorfo y 1 cristalino
Hierro	a 912 y 1.394 °C
Nitrógeno	2 en estado sólido (hexagonal y cúbica)
Oxígeno	O ₂ y O ₃
Polonio	alfa cúbica y beta romboédrica
Selenio	2 amorfos (negro y rojo) y 1 cristalino (gris)
Silicio	1 amorfa (pardo) y 1 cristalina (gris)
Titanio	a 882 °C
Uranio	a 668 y 776 °C

La diferencia esencial entre isótopo y alotropía es que, en el primero, es el mismo elemento con distinta masa (en número de neutrones), mientras que en la alotropía, el elemento tiene la misma masa, pero distinta estructura. No hay que confundir la alotropía, que se refiere a un elemento, con el polimorfismo, que se da en materiales sólidos.

Los valores de las propiedades de los elementos que tienen alotropías, se refieren siempre a la forma más estable. Esto hay que tenerlo muy en cuenta, puesto que pueden variar significativamente. Por ejemplo, la dureza del carbono es de solo 0,5 en la escala de

Mohs, lo que puede extrañar, ya que el diamante tiene la mayor dureza (10) en esa escala, pero es que la forma más estable del carbono es el grafito y a ella se refiere la dureza, como el resto de sus propiedades.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Hay ciertas propiedades, denominadas periódicas, cuyos valores crecen o decrecen gradualmente dependiendo del grupo o periodo o, presentan patrones claros. Se consideran propiedades periódicas a: radio atómico, electronegatividad, energía de ionización y afinidad electrónica. También, se pueden introducir el punto de fusión y el de ebullición, calor específico e incluso el carácter metálico-no metálico.

RADIO ATÓMICO, COVALENTE E IÓNICO

La medida del radio atómico no es tarea fácil debido a que, como sabemos, el átomo no tiene límite y aunque a distancias lejanas al núcleo la probabilidad de encontrar al electrón se acerque a cero, nunca lo es, por lo que hay varias formas de determinarlo. En esta obra, los valores mostrados de los radios atómicos están tomados considerando la distancia promedio calculada desde el núcleo al electrón más alejado de aquél.

El radio covalente, por su parte, es la mitad de la distancia internuclear entre dos átomos idénticos unidos por un enlace covalente sencillo, mientras que el radio iónico es la distancia internuclear entre dos iones unidos por enlace iónico, repartiendo la distancia entre catión y anión.

La unidad internacional de medida del radio es el nm (nanómetro) o el pm (picómetro), con una relación: $1 \text{ nm} = 1.000 \text{ pm} = 10^{-9} \text{ m}$.

El radio atómico varía en la tabla periódica aumentando de derecha a izquierda y de arriba abajo, por lo que el elemento de mayor radio es el francio (270 pm) que es radiactivo y de los estables (no radiactivos), el cesio (260 pm). Al contrario, el de menor radio conocido es el del hidrógeno (25 pm), seguido del helio (31 pm). Este hecho, tiene mucha influencia en algunas propiedades. Por ejemplo, en el caso del flúor, su pequeño tamaño (50 pm), logra que el átomo central pueda actuar en su máximo estado de oxidación, ya que el impedimento estérico es menor, lo que es más complicado en el resto de los halógenos.

El radio atómico, es una propiedad periódica bastante homogénea en cada grupo, aunque se produce alguna que otra pequeña alteración en los elementos situados a la derecha del grupo 12, donde ya se han llenado los orbitales d , resultando que, sobre todo, galio y germanio tienen radios atómicos menores de lo esperado. Esto, se debe a la denominada *contracción escándida*, cuya causa es el pobre apantallamiento de la carga nuclear (atenuación de la fuerza atractiva sobre los electrones más externos) por parte de los electrones en los orbitales d del bloque d y que se puede comparar con la *contracción lantánida* o contracción del bloque f , que es causada por el también pobre apantallamiento de la carga nuclear de los electrones que ocupan los orbitales f . Estas contracciones ocurren cuando cambia por primera vez el número cuántico l . La consecuencia es que los elementos del cuarto período, que tienen el orbital $3d$ lleno ($3d^{10}$), poseen un tamaño menor que el que le correspondería en su grupo, lo que afecta a los elementos: Ga, Ge, As, Se y Br, con radios atómicos menores a los esperados, como se muestra en la **Figura 51** para galio (grupo 13) y germanio (grupo 14) comparativamente con el grupo 2.

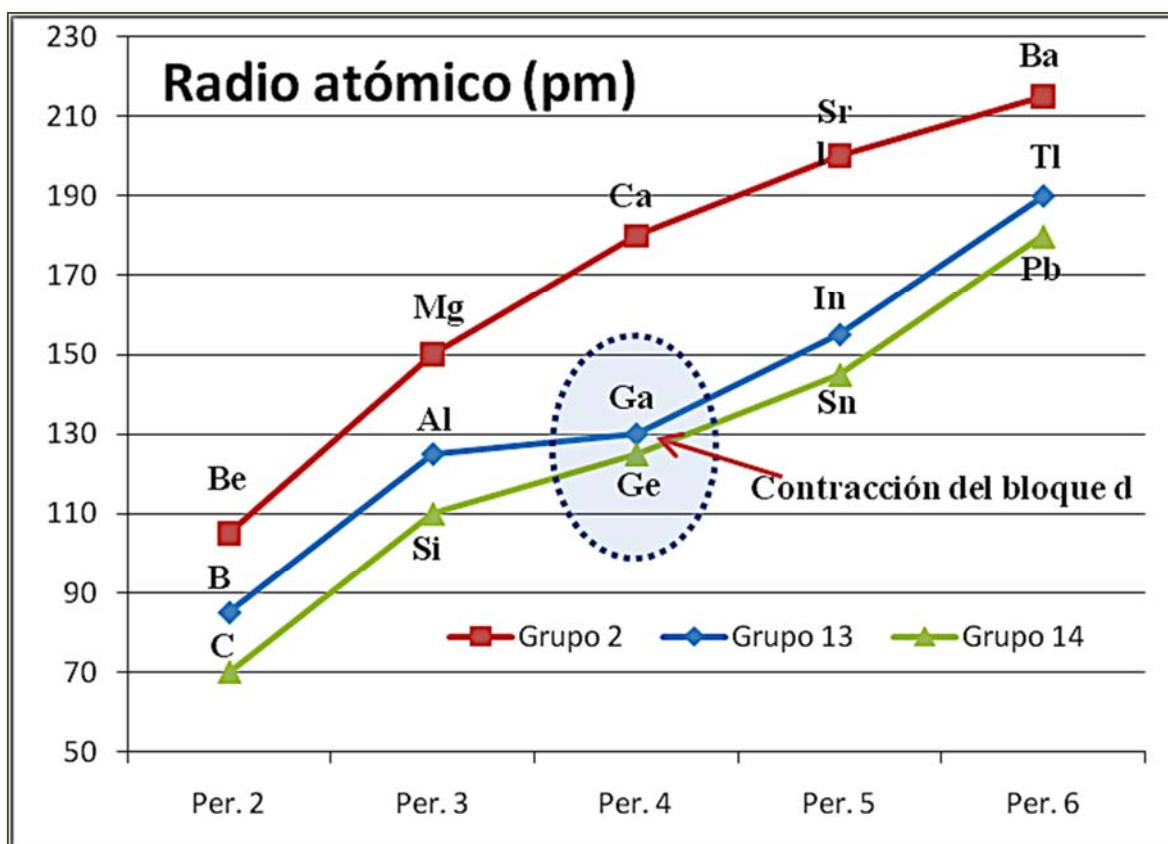


Figura 51. Radio atómico de elementos de los grupos 2, 13 y 14 de la tabla periódica. Se observa la contracción del bloque d , en el caso del Ga y Ge. Modificado de Wikipedia. Dominio público.

ELECTRONEGATIVIDAD

La electronegatividad define la capacidad de un átomo para competir con otro por los electrones de un enlace químico. El más electronegativo, atrae los electrones hacia sí, creando una carga parcial negativa, mientras que en el otro átomo se constituye una carga parcial positiva. Así, podemos representar zonas de carga positiva y negativa en una molécula, mediante los programas informáticos adecuados, en el denominado mapa de potencial electrostático (**Figura 52**), para estudiar las posibles interacciones por carga contraria entre diferentes moléculas.

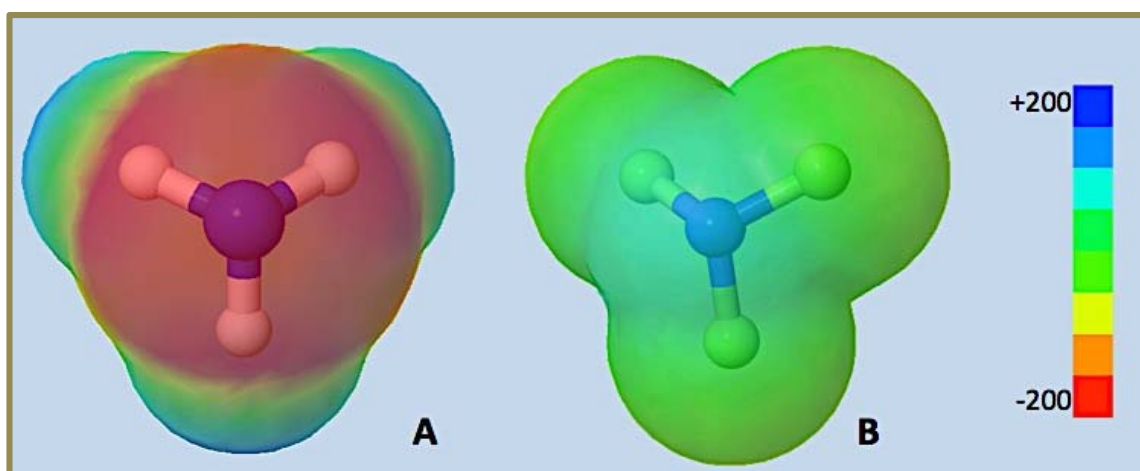


Figura 52. Mapa del potencial electrostático de: A) NH_3 ; el nitrógeno más electronegativo que el hidrógeno atrae hacia sí los electrones de los enlaces, lo que sumado al par de electrones sin compartir que posee, crea una zona fuertemente negativa (en rojo) sobre él, con una zonas de carga parcial positiva sobre los hidrógenos. El resultado, es que al nitrógeno puede unirse un átomo cargado positivamente, por ejemplo el H^+ , para formar el NH_4^+ . B) NF_3 ; ocurre lo contrario, ahora es el flúor el que atrae a los electrones de los enlaces con los nitrógenos. Sin embargo, la diferencia de electronegatividad entre F (3,98) y N (3,04) es menor que entre el N (3,04) y el H (2,2), lo que provoca una casi homogénea distribución de la carga, que será débilmente negativa (colores verdes). Debido a ello, la molécula de NH_3 es muy polar (1,46 D), mientras que la de NF_3 , lo es muy débilmente (0,1 D). Realizado con el programa Spartan '14.

El símbolo de la electronegatividad es χ . No tiene dimensiones. Varía en la tabla periódica aumentando de izquierda a derecha y de abajo arriba (excluyendo a los gases nobles), pero en algunos grupos hay desviaciones en el patrón, sobre todo por la presencia de metaloides en el grupo considerado.

Hay diferentes escalas, pero en esta obra utilizaremos la de Pauling, en la que se atribuye el valor 3,98 al flúor que es el más electronegativo y, por tanto, siempre atrae hacia sí a los electrones del enlace. La menor electronegatividad corresponde al francio (0,7).

ENERGÍA DE IONIZACIÓN

La energía de ionización es la que hay que suministrar a un átomo neutro, en estado gaseoso, para quitarle un electrón de su capa de valencia, transformándolo en un catión. Hay dos factores que influyen, principalmente, sobre la energía de ionización. Por una parte, será tanto mayor cuanto más atraído esté el electrón por el núcleo. Por otro lado, como los átomos tienden a tener ocho electrones en su capa de valencia (octeto), acercarse al octeto disminuirá la energía de ionización y, al contrario, distanciarse de él, la aumentará. Además, depende del radio atómico.

En la tabla periódica, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba, por lo que resulta el de mayor valor, de los conocidos, el helio y el de menor, el cesio. Se representa por I y su unidad es el kJ/mol. Los valores que se dan habitualmente en las tablas hacen referencia solo a la energía necesaria para arrancar un primer electrón (I_{1^a}).

Por ejemplo, en el litio, por pérdida de $1e^-$ alcanzaría la configuración $1s^2$ muy estable del catión Li^+ y, para ello, tendríamos que aportar una energía de ionización de tan solo 520,2 kJ/mol. Pero, para constituir un catión estable de oxígeno ($2s^2 2p^4$), necesitaríamos arrancar no uno, sino hasta cuatro electrones, para conseguir una situación similar (O^{4+} , que sería $2s^2$). Entonces, no solo necesitamos la energía para quitar un electrón, que es ya de por sí alta (I_{1^a} : 1.313,9 kJ/mol), sino también la suficiente para arrancar un segundo (I_{2^a} : 3.388,3 kJ/mol), un tercero (I_{3^a} : 5.300,8 kJ/mol) y hasta un cuarto electrón (I_{4^a} : 7.469,2 kJ/mol) y, como son acumulativas, se requeriría un total de 17.472,2 kJ/mol, lo que no es asumible. Por ello, al oxígeno le resulta más fácil adquirir dos electrones, a pesar de la repulsión interelectrónica, que perder cuatro para alcanzar el octeto.

Así que, debemos de tener en cuenta el número de electrones que hay que separar del átomo, porque a veces nos llevamos sorpresas. Pongamos, por ejemplo, el caso del hidrógeno (I_{1^a} : 1.312 kJ/mol) y del carbono (I_{1^a} : 1.086,5 kJ/mol). En principio, le será más fácil al carbono que al hidrógeno el formar su catión. Pero, vamos buscando la situación más estable, el octeto; entonces, para el hidrógeno, solo es necesario quitar un electrón y la energía total seguirá siendo de 1.312 kJ/mol, mientras que al carbono es necesario quitarle, al menos, dos, por lo que la suma total será de 3.438,1 kJ/mol (I_{1^a} 1.085,5+ I_{2^a} 2.352,6), es decir, unas 2,5 veces más y, por ello, no constituye su catión.

AFINIDAD ELECTRÓNICA

Por su parte, la afinidad electrónica es la energía intercambiada cuando un átomo neutro gaseoso y en su estado fundamental, capta un electrón y se transforma en un anión monovalente. Si la energía es absorbida por el átomo, la afinidad tendrá valor positivo y, por tanto, hay que aportarla, pero si es liberada tendrá valor negativo, tal y como sucede en la mayoría de los elementos químicos (salvo para lantanoides, gases nobles, nitrógeno, elementos del grupo 12 y alcalinotérreos). Así que, en general, cuanto mayor sea el valor negativo de la afinidad electrónica, la tendencia a formar el anión será mayor, mientras que los valores positivos, indican que no se constituirá el anión del elemento.

La afinidad electrónica, tiene la misma unidad que la energía de ionización, el kJ/mol y se representa por AE . En principio, varía en la tabla periódica de la misma manera que la energía de ionización, aumentando de izquierda a derecha y de abajo arriba, aunque de forma desordenada con ciertos patrones. También, como en el caso de la energía de ionización, se tiende a constituir, en la medida de lo posible, el octeto.

El cloro resulta ser el elemento con mayor valor negativo de AE (-349 kJ/mol), por tanto, es el que tiene mayor facilidad para adquirir un electrón adicional, mientras que el lutecio (+50 kJ/mol) es el que menos (junto a los elementos del 58 al 70).

Los patrones o reglas que se observan, son los siguientes:

- ◆ Los no metales tienen afinidades electrónicas más bajas que los metales.
- ◆ Los metales constituyen cationes, mientras que los no metales lo hacen con el anión.

Por ejemplo, los metales alcalinos, con valores negativos de AE , deberían ganar un electrón y formar aniones -1 para completar su nivel más externo ns^2 , pero también pueden constituir el catión $+1$, dejando el nivel ns vacío. Ambas situaciones son muy estables, ya que cumplen la regla del octeto. Pero, un elemento químico no puede formar un catión y un anión elemental a la vez (excepto el hidrógeno). Debe elegir y, en este caso, al entrar en competencia energía de ionización y afinidad electrónica, les resulta más favorable la primera que la segunda, por lo que forman el catión monovalente.

- ◆ En el bloque p , las afinidades electrónicas se van haciendo cada vez más negativas a medida que nos acercamos a los gases nobles.

♦ Para formar aniones, los átomos tienen que disponer de capas de valencia con "huecos" de electrones que puedan ser ocupados por ellos.

♦ Siempre que se pueda, se tenderá a la ocupación total de la capa de electrones externa para lograr el octeto, que por ser la configuración más estable compensará la energía que hay que aportar, por lo que la tendencia es a formar el anión, completando el octeto, hasta un límite en el que compensará dejar vacíos los orbitales más externos para crear el catión.

♦ Los gases nobles (grupo 18) son muy estables, pues cumplen todos la regla del octeto, así que no tienen necesidad alguna de formar el catión o anión elemental.

La electronegatividad, energía de ionización y afinidad electrónica, están íntimamente relacionadas por la ecuación: $\chi = (I + AE) / 2$.

DENSIDAD, MASA Y VOLUMEN ATÓMICO

La densidad es una magnitud referida a la masa en una cantidad de volumen:

$$\rho \text{ (densidad)} = \frac{m \text{ (masa atómica)}}{V \text{ (volumen atómico)}}$$

La unidad de medida es el g/cm³, aunque para los gases se suele expresar en g/L. La densidad de una sustancia es independiente de la cantidad de materia observada, al contrario de la masa y el volumen. Opuestamente, es dependiente de la temperatura y del estado físico de agregación. Normalmente, los gases y el estado gaseoso de una determinada sustancia es menos denso que el líquido y, éste, a su vez, que el sólido. Por ello, es que el sólido se hunde en su fundido, con solo las excepciones de bismuto, galio, antimonio y silicio, además de agua líquida y ácido acético, cuyos sólidos flotan.

La masa atómica, que es casi igual a la suma de protones y neutrones, es la masa ponderada de los isótopos de cada elemento. Así que, salvo con alguna excepción, la masa atómica aumenta linealmente con el aumento del número atómico. A los elementos de menor masa les denominamos ligeros y a los de mayor, pesados. Su unidad, es la denominada unidad de masa unificada y se representa por *u*.

El volumen atómico, que es el volumen que ocupa 1 mol de átomos de un elemento, resulta mayor en los elementos del bloque s, después vienen los no metales y, por último, los metales de transición. Es directamente proporcional a la masa e inversamente a la

densidad. Se suele medir en cm^3/mol . En general, aumenta con el número atómico en cada grupo y disminuye hacia la derecha de la tabla periódica.

La densidad, es directamente proporcional a la masa atómica e inversamente al radio atómico ($m/4,1875r^3$). Por tanto, la densidad debería aumentar conforme descendemos en el grupo, ya que la masa atómica lo hace así, pero también lo hace el radio atómico, por lo que es un factor inverso, siendo esta última variación casi lineal.

Entonces, ¿cómo varía la densidad en la tabla periódica? Pues, es un asunto complejo. Hay que fijarse en las diferencias entre masa y radio de cada elemento y compararlas con el anterior y posterior de su grupo. La densidad aumenta, pero solo en principio, con la masa atómica, y, por tanto, el elemento más pesado (más masa) del grupo es el que debería tener mayor densidad. Pero, aunque el radio atómico aumenta progresiva y casi linealmente en todos los grupos, la masa no lo hace así, depende del periodo y, es por ello, que la densidad no sigue un comportamiento regular en los grupos.

El elemento de menor densidad conocida es el hidrógeno y el más denso el osmio. El hidrógeno, también tiene la menor masa, pero el osmio no es el más pesado (más masa) de los elementos, de hecho, solo ocupa el lugar 76 de 118.

Las densidades de los sólidos están comprendidas, aproximadamente, entre 0,2-20 g/cm^3 , las de los líquidos entre 0,5-4 g/cm^3 y las de los gases son muy pequeñas, y por eso se expresan en g/L .

OTRAS PROPIEDADES

Otras propiedades a considerar son: la valencia y estado de oxidación, el potencial de electrodo, la densidad de carga eléctrica y la entalpía de atomización.

VALENCIA Y ESTADO DE OXIDACIÓN

La valencia se concibe como “el número de enlaces que puede formar un determinado átomo”.

El estado de oxidación, por su parte, es “la cantidad de electrones que tiende a ceder o adquirir un átomo en una reacción química”.

Pero, aunque parecen dos conceptos distintos, no tiene que ser así, porque la valencia se puede entender también como estado de oxidación y, entonces, es un número,

positivo o negativo (según su electronegatividad) que nos indica el número de electrones que comparte con otro átomo o átomos. Y esta es una expresión de lo más habitual.

Así que, cuando decimos que el oxígeno actúa en un estado de oxidación -2, equivale a que su valencia es 2, ya que forma 2 enlaces, por ejemplo con 2H, para constituir la molécula de H₂O. Pero, además, como el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno, atrae hacia sí los electrones del enlace y se dice, entonces, que su estado de oxidación es de -2. Así mismo, cada uno de los hidrógenos estará en estado de oxidación +1, para que la molécula resulte neutra.

POTENCIAL DE ELECTRODO

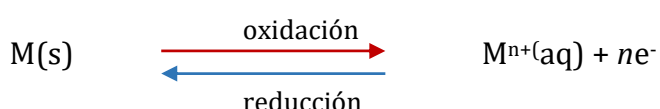
El potencial de electrodo se ocasiona en las reacciones de óxido-reducción o redox.

El electrodo es una pieza de un metal en estado de oxidación cero que se sumerge en un baño con una sustancia ionizable disuelta en agua. Si el electrodo y la sustancia es del mismo metal, entonces se producen dos procesos:

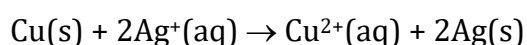
- El ion metálico M^{n+} de la disolución puede interaccionar con el electrodo. En este caso, toma electrones de él, convirtiéndose en el metal M en estado de oxidación cero. El ion, entonces, se reduce.

- Un átomo metálico M del electrodo cede n electrones y se incorpora a la disolución como ion M^{n+} . En este caso el átomo se oxida.

La reacción es:



En el caso de que sean distintos los átomos, la reacción puede producirse o no. Por ejemplo, supongamos que tenemos un electrodo de cobre y en la disolución acuosa $AgNO_3$, que estará ionizada en Ag^+ y NO_3^- . Entonces, resulta que los iones de Ag^+ son desplazados de la disolución acuosa y se depositan en el electrodo como plata elemental, mientras que el cobre se incorpora a la disolución como Cu^{2+} . La reacción es:



Por tanto, el cobre metal se oxida a Cu^{2+} , mientras que la plata Ag^+ se reduce a Ag .

Pero, si en vez de Ag^+ , introducimos en la disolución acuosa iones Zn^{2+} , la reacción anterior no se produce.

Para conocer cómo se originan los cambios anteriores y por qué algunas de las reacciones no tienen lugar, debemos acudir a métodos de medida. Sin embargo, con un solo electrodo, los cambios que se producen son demasiado pequeños para ese fin. Por ello, recurrimos a utilizar una pareja de electrodos distintos. La combinación de ellos con una cuba, es lo que se denomina: célula electroquímica.

De esta manera, se producen dos semireacciones parciales, una de oxidación y otra de reducción y para que la reacción total se produzca, tiene que ser espontánea.

La medida del potencial de electrodo está normalizada y se denomina potencial normal; se representa por E^0 , su unidad es el voltio (V) y representa una tendencia a producirse una determinada semireacción.

Un mayor potencial negativo, indica una tendencia a actuar como reductor. El litio es el más potente elemento reductor que se conoce (-3,05 V). Un potencial positivo significa lo contrario. El flúor (+2,81 V) es el elemento más oxidante que se conoce.

DENSIDAD DE CARGA ELÉCTRICA

La densidad de carga eléctrica es la cantidad de carga eléctrica lineal a través del radio. Se representa por la letra griega ρ y es directamente proporcional a la carga del ion e inversa al radio: $\rho = Q/4\pi r^3$, siendo Q la carga del ion. Su unidad es el C/m (culombios/metro).

Su medida resulta útil para determinar, en los elementos del grupo 1 y 2, el mayor o menor número de moléculas de agua a las que se puede unir el ion del elemento en disolución acuosa.

El interés, radica en que algunos de los elementos del grupo 1, sodio y potasio, esencialmente, intervienen en procesos fisiológicos, donde el transporte a través de membranas está condicionado por el tamaño del ion hidratado. Así, el sodio, con mayor densidad de carga que el potasio, se podrá rodear de más moléculas de agua y esto hace que aumente el radio del ion Na^+ hidratado, con respecto al K^+ . De esta manera, al K^+ , le es más fácil atravesar membranas biológicas que al Na^+ . Si no se hidratasen estos iones, resultaría que como el Na^+ tiene un menor radio iónico que el K^+ , le sería más fácil

atravesar membranas que al K^+ . Así que, la hidratación, invierte la relación de radios Na^+/K^+ , permitiendo así una mayor permeabilidad para el potasio, lo que utiliza el organismo humano, por ejemplo, en el proceso de polarización-despolarización de membranas.

ENTALPÍA DE ATOMIZACIÓN

La entalpía, energía o calor de atomización es la energía necesaria para formar un mol de átomos gaseosos a partir del elemento en condiciones estándar. Se representa por ΔH_{atom} y su unidad es el kJ/mol. Está relacionada con el punto de fusión. Cuanto más estable es una sustancia mayores valores se dan en estas dos propiedades.

CURIOSIDADES

La Tierra, tiene una gran variedad de combinaciones químicas, más de las que poseen otros planetas, lunas, estrellas o el universo conocido. Pero, también sabemos que tenemos 28 elementos químicos que no nos llegan de las estrellas y que los sintetizamos nosotros. Eso sí, estos nunca estarán disponibles en el universo, ya que, entre otras cosas, no explotaremos en forma de supernova, para que lo estén. Y ni aún así, puesto que la mayoría de los elementos sintéticos son de muy corta vida: minutos, segundos e incluso milisegundos.

En la Tierra, como tales elementos químicos constituidos por átomos aislados, solo existen de forma natural y en condiciones normales de presión y temperatura los gases nobles: He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn, denominados así, porque no se combinaban con ningún otro elemento químico, ni siquiera consigo mismo para formar una molécula. Esto sigue siendo de esta manera, de forma natural, pero el hombre ha logrado a base de empeñamiento y en su empeño de destruir mitos (lo que en muchos casos, es muy loable), sintetizar combinaciones de estos elementos.

Todos los demás elementos químicos no pueden existir como átomos aislados, sino que unen sus átomos entre sí, para formar moléculas o redes, o bien, con átomos de otros elementos, generando combinaciones químicas de diversa naturaleza, constituyendo, sobre todo, lo más interesante para un químico inorgánico, los minerales. Así que, para tener un elemento puro, esencialmente, hay que obtenerlo o extraerlo de alguna forma tecnológica.

Por ejemplo, el hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, no se encuentran en forma atómica, en condiciones normales, sino que están formando moléculas diatómicas mucho más estables. Ese es su estado natural. Sin embargo, el que formen combinaciones muy estables, no quiere decir que no sean reactivas. El hidrógeno, oxígeno y nitrógeno dan lugar a numerosos minerales y combinaciones químicas, esencialmente, moléculas, redes y clatratos.

No obstante, estas combinaciones que termodinámicamente suelen ser muy favorables, cinéticamente, a veces, no lo son. Quizás, la reacción más llamativa en este sentido es la de formación de la molécula de H_2O , que aunque es exotérmica, resulta que, hidrógeno y oxígeno pueden permanecer en contacto sin que nada suceda porque si bien es muy favorable termodinámicamente, cinéticamente no lo es. Eso sí, una vez iniciada la reacción es explosiva por la cantidad de energía liberada. Y para ello, solo hace falta poner en vecindad H_2 y O_2 gaseosos y encender una cerilla. El resultado es la formación de la molécula de H_2O y una violenta explosión. La inactividad cinética de esta reacción o su violencia no tiene que preocuparnos, porque el agua no se forma de manera natural en nuestro planeta, es adquirida, esencialmente, en la descomposición de los meteoritos al entrar en nuestra atmósfera.

La composición y comportamiento químico de un elemento no tiene porqué ser el mismo en cualquier lugar del universo conocido. Veamos a continuación unos ejemplos significativos.

La gran abundancia de hidrógeno y de helio en el universo es bien correspondida en la atmósfera de los planetas solares gaseosos. Así, Júpiter y Saturno poseen una atmósfera constituida por hidrógeno y helio; la de Neptuno es de hidrógeno, helio y metano, mientras que Urano, tiene una atmósfera de helio y metano.

Sin embargo, la de los planetas rocosos es muy diferente. La de Venus es de dióxido de carbono (96%), nitrógeno (3%), dióxido de azufre (0,015%), vapor de agua (0,002%), monóxido de carbono (0,0017%), argón (0,007%), helio (0,0012%), neón (0,0007%) y trazas de sulfuro de carbono, cloruro de hidrógeno y fluoruro de hidrógeno. La de Marte, está compuesta por dióxido de carbono, nitrógeno, kriptón, xenón y argón y la de la Tierra, la más compleja, como sabemos, de nitrógeno (78,084%), oxígeno (20,946%), argón (0,934%), dióxido de carbono (0,0387%), neón (0,001818%), helio (0,000524%), metano

(0,000179%), kriptón (0,000114%), hidrógeno (0,000055%), óxido nitroso (0,00003%) y trazas de monóxido de carbono, xenón, ozono, dióxido de nitrógeno, yodo y amoníaco.

Las condiciones ambientales de presión y temperatura juegan un papel decisivo en el estado de agregación de un elemento químico, pero también pueden influir de tal manera que cambie hasta sus propiedades físico químicas.

Por ejemplo, veamos que sucede en Júpiter con el hidrógeno. El hidrógeno natural, en la Tierra, es un no metal en estado de gas. Las capas más externas de Júpiter son frías, y, por ello, el hidrógeno molecular de Júpiter es un gas como en la Tierra. Pero, a medida que se va descendiendo hacia el centro del planeta, el gran incremento de la presión atmosférica, hace que el hidrógeno se transforme en un líquido muy denso, hasta que al llegar cerca del núcleo del planeta, la presión es tan enorme que alcanza el estado de plasma, donde los electrones de los átomos de hidrógeno no son atraídos por su núcleo; se generan así, cargas positivas y negativas y el líquido se vuelve conductor como un metal, por lo que se denomina hidrógeno metálico. El hidrógeno líquido metálico tiene baja viscosidad, como el agua, y es un buen conductor eléctrico y térmico.

Todos los elementos hasta el plomo ($Z=82$), excepto tecnecio ($Z=43$) y prometio ($Z=61$), son estables. No hay ningún elemento con número atómico superior que tenga un isótopo estable. Antes, esto mismo era hasta el elemento contiguo al plomo, el bismuto ($Z=83$). Sin embargo, se ha descubierto recientemente que el bismuto es radiactivo; eso sí, su vida media es de $1,9 \times 10^{19}$ años, así que, un átomo de bismuto que haya llegado a nuestro planeta durante su formación, subsistirá hasta la desaparición de la Tierra; de hecho, se cree que será el último elemento en desvanecerse del universo.

El tecnecio es el primer elemento sintético que nos encontramos en la tabla periódica, justo debajo del manganeso y es radiactivo. Debido a que fue el primero en ser obtenido artificialmente, se le denominó así, ya que su nombre procede de la palabra griega "technikos" que significa "artificial". El prometio, que también es radiactivo, es el segundo. Ambos, están incrustados en la tabla periódica entre los elementos naturales.

Hay una competencia entre qué elemento natural fue el último en descubrirse. Si consideramos al ástato ($Z=85$) como natural, éste lo fue, en 1940 y si no, el francio ($Z=87$), en 1939. Como ambos son radiactivos, el último elemento natural estable en ser descubierto fue el renio ($Z=75$), en 1925.

Y es que, aunque primero se descubrió al ástato cuando se sintetizó en el laboratorio en 1940, se considera que puede producirse en la naturaleza y si bien su vida media es muy corta, se le ha incluido entre los elementos naturales. Se ha hecho un cálculo de que en un instante determinado solo existe una onza (28 g) de ástato en todo el mundo y que, además, no es el mismo de un día a otro. Se produce por la descomposición radiactiva natural de uranio y torio, pero muy lentamente. En un espécimen de mineral que contenga uranio o torio, puede haber solo 1 o 2 átomos de ástato.

El francio es el elemento natural más inestable, con una vida media de 22 min. El ástato es el siguiente menos estable con sus aproximadamente 8 h.

En el hidrógeno funcionan a la perfección las ecuaciones de la mecánica cuántica, así que los físicos están encantados con él. Es el único átomo con el que es posible resolver la ecuación de Schrödinger, pero a partir del helio con dos protones y dos neutrones, se complica todo y los físicos nos dejan a los químicos que resolvamos nuestros problemas con los átomos, eso sí, con herramientas informáticas.

Además, el hidrógeno nació solo en el universo y soltero sigue, ya que no sabemos dónde colocarlo en la tabla periódica. Es el elemento menos pesado (1,00794 u); el helio es casi cuatro veces más pesado (4,002 u). En contraste, el más pesado de los elementos naturales es el uranio (238 u). Es más pesado que el plomo (207,2 u). Así que, eso de “eres más pesado que el plomo”, no es la referencia más grande que tenemos, pero ya que el uranio es radiactivo, sí que el plomo es el más pesado de los elementos estables. El hidrógeno, también es el elemento menos denso (0,0899 g/L) y el más denso de los medidos, es el osmio (22,59 g/cm³), puesto que el iridio disputa, según como lo midamos.

Al contrario que el hidrógeno, que se utiliza como combustible ligero, el helio es incombustible, por lo que se puede usar con seguridad en aeronaves como sustituto del hidrógeno. El helio, es seis veces más ligero que el aire y por eso es ideal para llenar globos para fiestas. También por ello, el helio agudiza la voz humana, ya que al ser menos denso que el aire ofrece una resistencia menor a las cuerdas vocales. Nos parece gracioso al oírlo, pero atención, porque inhalaciones continuadas de helio puede producir asfixia y la muerte, ya que no entra oxígeno y no se estimula el reflejo respiratorio.

El aire que respiramos contiene, esencialmente, N₂ y O₂. Sin embargo, en las bombonas de buceo se utiliza una mezcla de He, N₂ y O₂ o solo helio y oxígeno porque el

helio es menos soluble en la sangre que el nitrógeno y su bajo peso y densidad le permite salir más rápidamente de los tejidos, reduciendo el tiempo de descompresión.

El litio es el elemento sólido y también el metal más ligero (6,941 u) y menos denso ($0,535 \text{ g/cm}^3$). Además de flotar en aceite, el litio también lo hace en agua, lo que no es corriente ya que solo hay dos metales que lo hacen: litio y sodio, que son menos densos que el agua. El potasio también lo es, pero no flota, sino que se mezcla con el agua.

Todos los elementos del grupo del litio, los denominados metales alcalinos, que incluyen al sodio, potasio, rubidio, cesio y francio, son muy reactivos, en especial rubidio y cesio (del francio no se conoce bien su reactividad), tanto que a éstos dos hay que mantenerles cerrados en ampollas a vacío o rellenas de aceite para que no reaccionen con el oxígeno. Son los metales más reactivos de la tabla periódica y lo demuestran en su reacción con el agua.

Como hemos indicado, litio, sodio y potasio son menos densos que el agua y, por ello, sus reacciones en medio acuoso ocurren en la superficie y con violencia, salvo la del litio que es muy suave porque es lenta. En esta última, se produce un burbujeo debido al desprendimiento de hidrógeno y una solución transparente de hidróxido de litio. La de sodio desprende una gran cantidad de calor, tanto que éste se funde en forma de bola gris plateada. Además, el hidrógeno se inflama y arde con llama de color amarillo anaranjado, mientras que el sodio explota. Es la más espectacular. En la reacción del potasio, el calor de la reacción es suficiente para inflamar al hidrógeno, con formación de una llama rosa azulada y el potasio, como el sodio, también explota. El rubidio y el cesio producen sus reacciones en el fondo, ya que son más densos que el agua y estallan, produciendo una onda de choque que llega a destruir el recipiente que los contiene. En el caso del cesio, se forma el hidróxido de cesio que es la base más fuerte conocida.

Y hablando del cesio, resulta que marca el ritmo de nuestras vidas, ya que se utiliza en los relojes atómicos de alta precisión (**Figura 53**), que son el estándar de referencia para medir el tiempo. De hecho, la definición actual de un segundo es: “la duración de 9.192.631.770 periodos de la radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado terrestre del átomo 133 del cesio”. Resulta tan preciso, que solo puede ganar o perder un segundo cada 138 millones de años.



Figura 53. Reloj atómico del Laboratorio Nacional de Física del Reino Unido. De la obra *The elements*. Theodore Gray.

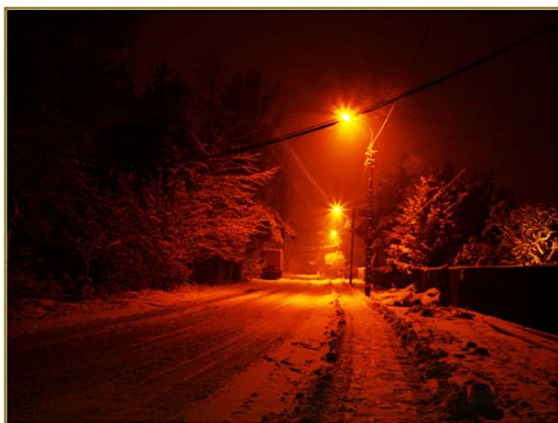


Figura 54. Iluminación de una carretera con lámparas de sodio. Dominio público.

El sodio, se utiliza en lámparas de vapor para dar una luz amarillenta (**Figura 54**), que proporciona más cantidad de luz por unidad de electricidad que la mayoría de los otros tipos de lámparas. Se emplean en iluminación urbana y de carreteras. El problema, es que cuando te iluminan, se le ve a uno como si estuviera muerto. No es muy favorecedor que digamos.

El potasio tiene un isótopo natural radiactivo: ^{40}K , lo que hace que los plátanos, que son muy ricos en este elemento, sean radiactivos. Pero, son solo trazas que entran dentro de la radiación natural de fondo a la que todos estamos sometidos. No hay que alarmarse, otros elementos conocidos, también lo son en trazas: Ca, Cr, Zn, Se, Cd, Xe, Pt o Pb.

Los compañeros de los metales alcalinos, a la derecha de la tabla periódica, los denominados metales alcalinotérreos, aunque algo menos, también son muy reactivos. Son elementos muy conocidos. ¿Quién no ha oído hablar del magnesio o del calcio?



Figura 55. Reloj de radio. *The elements.* Theodore Gray.

Sin embargo, la alta toxicidad del berilio y del radio, contrastan con la supuesta bondad del magnesio y calcio, elementos indispensables para la vida. La pintura de radio y cinc, se usó en los relojes de radio (**Figura 55**), muy populares en el siglo pasado. Eran pintados a mano por operarias, que se intoxicaban con él, porque chupaban el pincel, lo que les provocaba enfermedades y, a largo plazo, la muerte. Este hecho, provocó un cambio en las leyes de algunos países, para que los trabajadores, en general, pudieran

demandar a sus patrones por inseguridad laboral.

Y el magnesio ¿bondadoso? En su naturaleza está, pero el hombre se ha empeñado en darle una faceta desagradable, su uso en bombas incendiarias, aprovechando la alta inflamabilidad del elemento.

Al estroncio, le pasa algo parecido. No es radiactivo ni tóxico y se emplea en algo tan bonito como los fuegos artificiales. Pero, se le ha manchado su honor, porque uno de sus isótopos, el ^{90}Sr , es radiactivo y componente de la lluvia nuclear que sigue a las explosiones nucleares. Se acumula en huesos y desde allí irradia, produciendo leucemia.

En el lado contrario de la tabla periódica, nos encontramos con los denominados halógenos. Todos ellos muy populares. ¿Quién no conoce a flúor, cloro, bromo o yodo?

El flúor actúa como catalizador en la formación de nuestros huesos y dientes, así como en su reparación. Para ello, se añade a las pastas de dientes en forma de NaF. Pero necesitamos muy poca cantidad de fluoruro para realizar este proceso. Sin embargo, se adiciona no solo a las pastas de dientes, sino también a los elixires de enjuagues dentales, aguas de bebidas e incluso a ciertas soluciones de tratamientos periodontales. Parece que el flúor es la panacea para protegernos de todos los problemas dentales. Pues bien,

además de no ser cierto, en concentraciones elevadas produce el efecto contrario, con manchas irreversibles en los dientes y otros efectos tóxicos: la fluorosis.

El flúor es un gas tan reactivo, que si se sopla una corriente de él hacia cualquier objeto, éste arderá en llamas. Y esto, incluye a objetos considerados tan ininflamables como el vidrio. Lo curioso es que sus combinaciones son muy estables, es decir, poco reactivos.

El cloro, otro gas, tiene dos caras; puede ser Mr. Hyde o el Dr. Jekyll. La inhalación de cloro puede ser mortal; se utilizó como gas de guerra, pero también es el más eficaz desinfectante de aguas de bebida y piscinas que se conoce. Fue el primer gas usado como arma química, lo que sucedió en la Primera Guerra Mundial y lo que, por otra parte, sirvió para demostrar su ineficacia, porque dependiendo de las condiciones atmosféricas, podía ser inútil, por ejemplo, con fuerte lluvia o peor aún, si el viento soplaba hacia la dirección de tu ejército, gaseabas a tus propios soldados. Ni fiable ni mucho menos, recomendable.

El bromo, se puede encontrar en los pijamas infantiles, porque se añade tetrabromobisfenol a los de fibra sintética, para que sean más resistentes al fuego. También, se adicionan a ciertos plásticos, asimismo resistentes al fuego.

El yodo es un gran desinfectante. Pero, para un químico, su valor máspreciado es que nos enseña a diferenciar el vapor del humo, como nos dice Theodore Gray en su obra "The elements": "el yodo es sólido, en condiciones normales, con un punto de fusión de 113,7 °C. Pero, si se le calienta suavemente, se derrite y empieza a emitir un denso vapor de un bello color violeta. Pues bien, si queremos fotografiar este vapor sobre un fondo negro, resulta que sin importar la luz con la que se ilumine, no se verá, porque no hay partículas que reflejen la luz. En cambio, el humo sí se deja fotografiar si se le ilumina por un lado, ya que está constituido por diminutas partículas que sí reflejan la luz".

Hasta ahora, hemos visitado a elementos situados en la tabla periódica en grupos bastante homogéneos, en cuanto a propiedades de sus elementos. Vamos a cambiar, para visitar grupos con menor homogeneidad, que comienzan con el del boro.

El boro se encuentra, esencialmente, en el bórax, que es un agente químico usado para lavar la ropa. Como dice Theodore Gray: "con ese uso y con ese nombre, ¿quién lo va a respetar? Sin embargo, se merece un respeto, porque al combinarse con el nitrógeno,

forma el nitruro de boro (BN), un material casi tan fuerte como el diamante, que si se lograra obtener en su forma cristalina de wurtzita, sería aún más duro que el diamante”.

El aluminio, se utiliza en muchos materiales. La ventaja del aluminio sobre el acero es que no se oxida. El aluminio reacciona más rápidamente con el oxígeno que el hierro del acero, pero el óxido de aluminio es mucho más resistente. Sin embargo, el mercurio está prohibido en un avión de pasajeros, porque cuando entra en contacto con el aluminio del fuselaje del avión lo corroe, quitando la capa de óxido protector. Es una reacción muy espectacular, que destruye el material de aluminio y que no es recomendable realizar, precisamente en un avión en vuelo.

A costa del galio, un personaje llamado Uri Geller, se hizo famoso en la década de los 70 del siglo pasado. En sus entrevistas televisivas, decía y demostraba que podía doblar cucharas con el poder de su mente. La realidad, es que empleaba sus dedos para frotar la zona de la cuchara más delgada. Con esto, conseguía producir el calor suficiente para que la cuchara se doblara. Lo que hacía creer es que ésta era de un material duro y resistente, pero la realidad es que era de galio, que funde como sabemos a temperaturas menores de 30 °C. Este es un truco muy utilizado hoy en día en funciones de magia, porque basta con introducir un material construido con galio en agua a unos 35 °C para que desaparezca, ya que se funde completamente.

El indio, en estado puro, “grita” cuando se le dobla. Se queja. Esta propiedad, es compartida con el estaño, su vecino de la derecha. El crujido es debido a que sus cristales se quiebran y reordenan. Pero, para sonidos, no hay nada mejor que la melodía que emite el antimonio, ya que cuando se le calienta y se le vierte en un molde, no se limita a chasquear o crujir, sino que produce unos sonidos melódicos que se asemejan a las campanas tibetanas, mientras se va enfriando.

Otra curiosidad del indio es que es uno de los pocos metales que se pegan al cristal. La mayoría lo repelen. Por cierto, el nombre de indio, no es por la India ni por Indiana Jones, es por el color azul índigo que emite en el espectro.

El talio, tiene muy mala fama. Se han cometido asesinatos con él. Difícil de detectar porque sus síntomas son parecidos a una gripe, si no fuera por la alopecia que produce. Sin embargo, Agatha Christie, prefería utilizar en sus novelas el ácido prúsico (ácido cianhídrico). Por ejemplo, en “el caso de los anónimos”, escribe: “luego por otro lado el

ácido prúsico es más dramático y no falla como otros venenos”. Y es que, en este caso, la víctima suele morir en medio de un ataque parecido a uno epiléptico.

A la derecha de los elementos anteriores nos encontramos con el grupo del carbono.

El carbono es el componente básico de la vida, y con ello ya hemos dicho bastante de él. Pero, hay otros elementos igual de importantes para la vida. Y es que el oxígeno, es el combustible de ella, porque la gran reactividad de éste, que hace se combine con casi cualquier elemento, es lo que da lugar al desarrollo de aquella. Además, el calcio, por su parte, forma la estructura de la mayoría de los esqueletos.

Pero, el carbono es único en una propiedad: la concatenación. Los átomos de carbono, tienden a la formación de compuestos cíclicos y a constituirse en láminas. Una lámina, es el grafeno; si apilamos una lámina con otra, el grafito; si se doblan en forma de esfera, los fullerenos y si se enrollan en tubos, los nanotubos de carbono, que es el material más fuerte conocido, hasta ahora.

Además el carbono puede ser muy deseado por el ser humano. A altas presiones y temperaturas, deja de ser un patito feo, llamado grafito y se transforma en un bello cisne, el diamante. Los diamantes pueden ser cisnes blancos, pero translúcidos, aunque generalmente son de color amarillo, marrón, gris o incluso incoloros, y también pueden encontrarse de color azul, verde, negro, rosado, violeta, púrpura y rojo.

Uno de sus compuestos, el dióxido de carbono, es famoso por ser el más significativo gas de efecto invernadero, que tanta polémica ha despertado con el cambio climático. Pero, peor es otro de ellos, el hidrato de metano, tanto que los científicos lo denominan “el arma de hidrato de metano”. Éste, se encuentra en los océanos y en el permafrost en gran cantidad y aunque es estable a bajas temperaturas, el calentamiento global puede activar el arma. El metano, es un potente gas de efecto invernadero, mayor que el CO₂, por lo que puede producir un cambio climático descontrolado.

El silicio es el informático, ya que es la base de nuestra tecnología. De la humilde arena del desierto (sílice) se construyen los chips que están en nuestros ordenadores, tabletas, móviles, etc. Existe un valle dedicado a él, Silicon Valley, en San Francisco (California, Estados Unidos), sede de industrias tecnológicas tan notorias como Yahoo, Facebook o Twitter y otras que figuran en el Forbes 500.

El nombre del germanio deriva del inglés Alemania, lo que es raro, porque solo hay otros tres elementos más con el honor de ser un país: francio, polonio y americio. Bueno, también el rutenio que fue nombrado así en honor a Rutenia, que en la Edad Media englobaba a lo que es hoy Rusia, Ucrania y Belarú. Pero, si no contamos a éste último, solo el germanio es estable, los otros son radiactivos y de vida corta.

El estaño es un elemento muy sumiso. Es fácil de derretir y de moldear, por ello y porque nunca pierde su brillo, los “soldaditos de plomo”, casi nunca se hicieron de plomo puro, sino de aleación plomo estaño o incluso de estaño puro.

Se cuenta el siguiente misterio sobre el estaño: en el frío invierno del año 1850 (uno de los máximos de la Pequeña Edad de Hielo), los tubos de estaño del órgano de una iglesia se desmoronaron y se convirtieron en polvo. Ahora sabemos, que esto es debido a que el estaño blanco pasa a gris a bajas temperaturas, provocando lo que se denomina la peste del estaño, por las manchas grises que aparecen en el estaño blanco y que lo reduce a polvo.

El plomo, es el metal preferido para las balas. Solo 2 g de plomo en una bala resulta letal. Sin embargo, no puede penetrar en chalecos blindados porque no es muy denso. Para eso, se utilizan balas con wolframio o uranio natural, que son 75 veces más densos que el plomo y resultan baratos.

El plomo es el prototipo de metal contaminante, tóxico y venenoso, a la par con el mercurio. Menos mal que ya no se utiliza como aditivo en la gasolina. Su colega es el mercurio. Cualquiera de los dos nos puede dejar sordos. Hay una relación demostrada entre los empastes de amalgama (aleaciones de mercurio) y la pérdida de audición. El saturnismo dejó sordos a Goya, Fortuny y Van Gogh, por el plomo de los pigmentos que usaban en sus pinturas. Y también, nos “ablandan” el cerebro: el eretismo mercurial fue magistralmente descrito en el “sombbrero loco” de “Alicia en el País de las Maravillas”, pero también el plomo produce encefalopatías. Juntos, son los matones del barrio.

El siguiente grupo a la derecha es el del nitrógeno, un no metal típico y muy aristocrático. Está considerado como un gas noble por su baja reactividad, por lo que se codea con el helio y los restantes gases nobles del grupo 18 de la tabla periódica. En la atmósfera que respiramos es el rey, ya que es su componente mayoritario (78%), muy por encima del oxígeno (21 %), dejando a los gases nobles solo las migajas. Además, tiene su propio ciclo, que es vital para la nutrición vegetal. El ciclo del nitrógeno es una de las

tres reacciones redox más importantes del medio biológico. Aquí se codea, nada menos, que con la fotosíntesis y la cadena respiratoria mitocondrial.

Si el nitrógeno es aristocrático, aunque pobre (se encuentra en los abonos), el berilio es el ricachón del barrio. La familia mineralógica del berilio está formada por algunas de las más famosas y bellas piedras preciosas, como la aguamarina de color azul o verde pálido, la esmeralda que es verde oscura y la menos conocida morganita de tonalidades rosadas. Y el aluminio también pide su sitio en esta elite, porque el zafiro y el rubí son óxidos de aluminio.

El nitrógeno líquido es un refrigerante criogénico económico y asequible. Con un punto de ebullición de $-195,79\text{ }^{\circ}\text{C}$, resulta lo bastante frío para congelar casi cualquier cosa. Al verter nitrógeno líquido sobre agua se produce una niebla que no es de nitrógeno, sino del vapor de agua del aire que se condensa, debido al enfriamiento que produce el nitrógeno.

El fósforo ha resultado un elemento antipático por el uso que se le dio en la Segunda Guerra Mundial, al igual que el magnesio. Ambos, en contubernio y en forma de bombas incendiarias, quemaban edificios y a las personas según salían de ellos. Hoy en día, se sigue utilizando fósforo blanco en proyectiles de artillería. Además, es protagonista de historias de terror: el fósforo se inflama fácilmente y produce el denominado fuego fatuo, que es conocido desde la antigüedad y del que cuentan aterradoras leyendas. La creencia popular es que son almas de difuntos que están a mitad de camino entre el cielo y el infierno, es decir, las ánimas. Es difícil de ver, porque tiene poca duración, pero los avistamientos están bien documentados. Se producen solo en los cementerios (de ahí la relación con las ánimas) y en los pantanos. Se han visto por todo el mundo y son unas bolas de fuego azuladas o verdosas, que flotan en el aire.

Pero, también tiene otra cara amable, su uso en forma de fosfatos, base de los fertilizantes que han acabado con la restricción de cosechas debido a la escasez de fósforo en el suelo y, por tanto, ha contribuido a evitar hambrunas en la historia de la humanidad.

El arsénico, vecino de abajo del fósforo, es otro elemento de mala fama. Es un veneno y es cancerígeno. Theodore Gray nos dice que: “una de las ideas más tontas y peligrosas del siglo XIX, la tuvo William Morris, el Dior inglés de la época victoriana, que promovía el uso del verde esmeralda, también llamado verde de París, un pigmento de arsénico, en los tapices. El problema, es que con la tradicional humedad inglesa, se

convertía el arsénico en su peligrosísima forma gaseosa de AsH_3 , que enfermaba e incluso mataba a los que vivían en esa casa. La creencia de que el clima húmedo es malo para la salud, se gestó desde entonces. Y como el médico les recetaba unas vacaciones en la playa, no había quién lo discutiese”. Otra mala idea, fue la utilización del arsénico como engordante de pollos, lo que actualmente en España está prohibido.

El antimonio, tiene su hueco entre la aristocracia. Se dice en la Biblia (Reyes II, IX, 30) que la Reina Jezabel lo utilizó en forma de su mineral estibina para pintarse sus cejas de negro.

El bismuto tiene vecinos muy peligrosos. Su compañero a la izquierda es el plomo

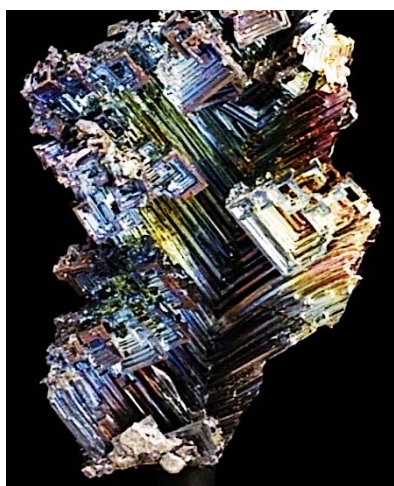


Figura 56. *Cristal de bismuto puro de la colección privada de Theodore Gray.*

y el de la derecha, el polonio, y si el plomo es muy tóxico, el polonio ha resultado ser un veneno radiactivo letal, que se ha empleado para eliminar a individuos por los denominados motivos de seguridad nacional. Sin embargo, el bismuto no se ha contaminado de ellos, no es tóxico e incluso se ha utilizado en medicamentos. Además, el bismuto, es una de las sustancias más diamagnéticas, por lo que es muy difícil de magnetizar ya que desvía el campo magnético en ángulo recto. Esto, significa que genera un campo magnético opuesto cuando se aproxima a un imán fuerte. Y, por otra parte, le encanta formar bellos cristales cuando se enfría (**Figura 56**).

Nos encontramos ya, en el grupo del oxígeno. El oxígeno es indispensable para la vida; es el elemento más abundante en la corteza terrestre, océanos y ser humano, segundo en la atmósfera y tercero en el universo. Pero hay algo más que decir de él. Una de sus alotropías es el ozono, nuestro escudo protector de las letales radiaciones UV del Sol. La capa de ozono estratosférica, se empezó a generar hace unos 450 millones de años y unos 120 millones después, comenzó a concentrarse. Sin el ozono, la vida compleja en tierra firme no existiría, así de simple. Resguardada de la radiación la vida pudo prosperar. Primero, aparecieron las plantas que elevaron los niveles atmosféricos de oxígeno hace unos 375 millones de años, permitiendo que 15 millones de años después, los reptiles acuáticos salieran y colonizaran la corteza terrestre, con las plantas en su plena prosperidad.

Del azufre, en principio poco bueno se puede decir; huele mal, muy mal, en todas sus formas y en casi todas sus combinaciones, algunas de las cuales son responsables de la lluvia ácida y de la contaminación por “smog” de las ciudades. Además, el azufre es uno de los componentes de la pólvora negra, que tantas muertes ha producido. En fin, una delicia. Algo bueno tendrá, aunque solo sé de un compuesto que merezca la pena: el ácido sulfúrico, el ácido más producido y utilizado mundialmente. Pero, ahora que recuerdo, al ácido sulfúrico se le denominó antiguamente aceite de vitriolo. Al “fantasma de la ópera” se le quemó la cara con esa sustancia. Edgar Allan Poe, escribió una novela en la que cuenta que un chulo rociaba con vitriolo la cara a las rameras de París que se iban con otro, lo que era práctica habitual. Y hay otros muchos relatos de terror, cuyo protagonista es el vitriolo. Y, ¿qué me dicen de la “lupara blanca”? Pues es un término utilizado para referirse a los asesinatos que no dejan rastro. El método más utilizado, para ello, es el de disolver el cadáver en ácido sulfúrico. Pero, aunque no es tan eficaz como vemos en las películas, ya que se necesitan días para que el cadáver no sea reconocible y, además, sea imposible destruirlo por completo, no me gusta nada. Y para relatos verdaderos de terror, el que se produce en el volcán Kawah Ijen de Indonesia, donde trabajan día y noche unos centenares de mineros, para extraer un azufre nativo muy puro. A medida que anochece, se pueden ver unas misteriosas llamas de color azul que emergen desde el cráter y parecen avanzar por las vertientes como espectros sobrenaturales (**Figura 57**).



Figura 57. Volcán Kawah Ijen, Indonesia. El fotógrafo Olivier Grunewald se pasó 30 noches fotografiando este fenómeno. Foto de Yahoo News.

El selenio puede ser esencial, beneficioso, protector del cáncer y tóxico. Bueno y malo. ¿Todo en uno? No, depende de la dosis y de la especie biológica considerada. El selenio es odiado por los ganaderos ovinos. A elevadas concentraciones en el pasto, produce alopecia, pero si falta, da lugar a infertilidad y retraso en el crecimiento. Así que, los ovejeros se quedan sin lana, con menos camada o con famélicos corderos. En cualquier caso, un desastre económico.

El telurio, es un elemento con un nombre muy bonito, proviene del latín Tierra, pero la exposición a una pequeña cantidad de él, te hace oler a ajo podrido durante unas semanas. Este hecho, limitó su investigación y, sobre todo, las ganas de hacer ensayos con los alumnos en el laboratorio de química.

Estos elementos que hemos visto son los denominados representativos. A partir de aquí, entramos en los elementos de transición.

El primero de ellos, el escandio, es poco conocido por ser muy escaso, ya que solo se producen unos 45 kg del elemento puro por año. Sin embargo, el titanio, que es su compañero de la derecha en la tabla periódica sí que es popular, ya que se encuentra en muchos materiales aunque, a veces, sea solo de nombre y no se encuentre realmente, pero que se utiliza en publicidad porque nos crea sensación de robustez. El titanio no se oxida, es muy fuerte y es biocompatible, por lo que es un biomaterial ideal para utilizarlo en implantes clínicos, incluidos los dentales. Es caro y no porque sea escaso, al contrario, es muy abundante (9º en abundancia total); lo es porque es muy difícil de refinar.

El hierro, es el único elemento que ha dado su nombre a una Edad. Actualmente, en forma de acero, sigue siendo muy importante. Así que, seguimos en la Edad de Hierro o del acero. El problema del hierro es su fácil oxidación. Pero, si se le alea con cromo (10-12%), constituye el acero inoxidable, que también puede contener níquel o molibdeno, entre otros metales.

El cobre no tiene ningún secreto. No es tóxico, porque es emético (provoca el vómito), es fácil de trabajar y es un material resistente a un precio razonable. Pero sobre todo, se encuentra nativo. Aleado con estaño es el bronce y con el cinc, el latón. Y así, entró en la historia: como la Edad de Bronce. El siguiente elemento a su derecha, es el cinc, que es un metal muy barato y, por ello, en cierta forma, desacreditado. La razón del por qué los centavos en Estados Unidos se hacen de cinc, no es otra que la de su más bajo precio que el del cobre.

El circonio es un impostor; se usa en forma de circonita cúbica para imitar al diamante. Es el falso diamante. El niobio, por su parte, es muy “guay”; se utiliza para fabricar piezas para piercing, por ser bioinerte y porque puede dar lugar a atractivos colores.

Pero, ahora entramos en el barrio de los metales nobles. Y no solo porque sean difíciles de atacar, sino también por su relación con la joyería.

El rodio se utiliza en joyería de fantasía, por ser muy brillante y porque su chapado tiene la apariencia de la plata o del platino. El paladio, también se utiliza para imitar a la plata, lo que resulta chocante porque es veinte veces más caro. El problema principal de la plata es que se oscurece, lo que no ocurre con el paladio. El mejor oro blanco es oro con paladio. El platino, se utilizó para adulterar oro en el siglo XVIII. Actualmente, el precio del platino es superior al del oro. Entonces, si el oro no es el metal más caro, ni el más noble ¿por qué esa obsesión humana por él?

Pues, no solo es porque nos atraiga el brillo y color tan característico del oro, que no tiene otro metal es que, además, es muy fácil de trabajar. Así, una onza de oro, se puede extender en forma de hoja de 27 m^2 , con solo unas decenas de átomos de espesor. El llamado “pan de oro”, es una lámina con un espesor de $0,006 \text{ mm}$, lo que se equipara al papel de aluminio más fino.



Figura 58. Colección de vidrio con uranio. Dominio público.

El uranio, es el último elemento natural. Otro de los elementos manipulados por el hombre, para destruir a seres humanos. La primera bomba atómica fue la de fisión de uranio, estallada sin aviso previo a una población civil desprevenida. Nada de lo fabricado hasta ahora por el hombre, ha sido tan terrible.

El uranio se puede comprar legalmente en tiendas de Internet como Amazon y eBay y no solo como antigüedades, frascos de cristal y objetos diversos (**Figura 58**), además se vende mineral de uranio con actividad radiactiva certificada.

Y una curiosidad, ¿qué pasaría si juntásemos todos los elementos de la tabla periódica?





Pues, lo que no se formaría sería una supermolécula. Los átomos no siempre se fusionan para formar moléculas. Además, lo que constituyan será al azar, ya que dependerá de qué átomo está en vecindad con qué otro. Así que, cada vez que intentemos juntarlos darán cosas diferentes. Según el director del Instituto de Química Teórica de la Universidad de Texas, John Staton: “al juntar a todos los elementos en una cámara sellada en forma de polvo y gas, el oxígeno gaseoso reaccionaría con el litio o el sodio y se inflamaría, aumentaría la temperatura del contenedor hasta que pareciera un infierno. El carbono grafito en polvo, también se inflamaría. Hay más o menos unos 25 elementos radiactivos y provocarían una mezcla inflamable un poco peligrosa. El plutonio en llamas no es algo muy recomendable. Inhalar el aire que desprende el material radiactivo causaría una muerte inmediata. (...) Al final, los elementos siempre llegarían a un equilibrio y, en ese caso, sería una mezcla de compuestos comunes y estables”.

El cuerpo humano contiene 41 de los elementos naturales, algunos de ellos en niveles de trazas. Los más abundantes son: oxígeno (61%), carbono (23%), hidrógeno (10%), nitrógeno (2,6%) y calcio (1,4%) y, también, pero en mínimas cantidades, encontramos, entre otros, al oro. Sí, nuestro cuerpo contiene este precioso metal, aunque no será para enriquecernos, ya que solo valdría 1 céntimo de euro. De hecho, el precio de todos los elementos en el ser humano es de unos 120 €, y el único que merece la pena es el potasio que vale unos 80€. Cotizados en elementos químicos valemos menos de lo que nos creemos; otra cosa es lo que cuestan nuestros órganos, que se valoran en miles o millones de euros, dependiendo del mercado legal o ilegal. El hierro que contiene nuestro cuerpo solo sirve para hacer un clavo de unos 75 mm de largo, pero tenemos carbono suficiente para fabricar 900 minas de lápiz.

Lo que sí somos muy ricos es en átomos, aunque no se valoren en dinero. En total, una persona de 60 kg tiene unos diez mil cuatrillones de ellos en su cuerpo.

HIDRÓGENO



	1s ¹
	gas
	no metal
	natural
	estable
	atmósfilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	es incoloro
Radio atómico	25 pm	Radio iónico (-1)	154 pm
Radio covalente	31 pm	Volumen atómico	14,24 cm ³ /mol
Punto de fusión	-259,14 °C	Punto de ebullición	-252,87 °C
Energía ionización	1.312 kJ/mol	Afinidad electrónica	-72,80 kJ/mol
Densidad	0,0899 g/L	Electronegatividad	2,2
Estados oxidación	+1, -1	Potencial normal*	0
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	0,18 J/m.s.°C
Energía atomización	218 kJ/mol	Dureza	-

*H⁺⁺ e⁻ → H. Es el potencial de referencia.

Etimología

El nombre de hidrógeno proviene del griego “*hydor*” que significa “agua” y “*gennao*” que significa “generador”, es decir, creador de agua, debido a que al quemarlo se originaba agua.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al físico y químico de padres nobles británicos, Henry Cavendish, en 1776.

Isótopos

El hidrógeno tiene 2 isótopos naturales estables: ^1H o protio (H) e ^2H o deuterio (D) y otro radiactivo: ^3H o tritio (T) de 12.346 años de semivida. Es el único elemento cuyos isótopos tienen nombres diferentes. La abundancia relativa de estos isótopos es: ^1H 99,80%; ^2H 0,015% y trazas de ^3H . Por ello, y puesto que las propiedades del hidrógeno se refieren siempre al isótopo ^1H (protio), se le denomina a éste, simplemente hidrógeno.

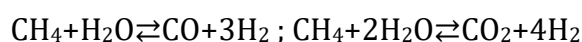
El isótopo ^1H , no posee neutrones, el ^2H , uno y el ^3H , dos. Todos tienen un electrón y un protón.

Estado natural

El hidrógeno atómico no se encuentra libre en la naturaleza, sino que forma la molécula diatómica H_2 , de configuración electrónica σs^2 y, de esta manera, se encuentra en la atmósfera, en pequeñas cantidades, así como en los gases que se desprenden de los volcanes y de las bacterias metanogénicas. Además, da lugar a numerosas combinaciones con otros elementos, denominadas hidruros, que comprenden desde compuestos iónicos y metálicos sólidos hasta moléculas covalentes volátiles. La mayor cantidad de hidrógeno en la Tierra se encuentra en estos compuestos, pero sobre todo, en los yacimientos de petróleo y de los gases combustibles naturales y en el agua.

Obtención

El hidrógeno no es una materia prima. El método de obtención más empleado hoy en día (aproximadamente el 70% del total), es a partir del metano con vapor de agua y un catalizador. Las reacciones que se producen son:



También, se puede obtener a partir de los gases de coque, que están compuestos de, aproximadamente, un 50% de H_2 o por electrolisis del agua.

Además, la electrolisis del agua es un método que permite obtener hidrógeno puro. En la **Figura 59**, vemos un esquema de este proceso. Se introduce en una cuba el electrolito (generalmente H_2SO_4) en agua. En ausencia de corriente eléctrica no se aprecia ningún cambio químico en la disolución, ya que el proceso no es espontáneo. Pero, al conectar el generador de corriente (batería), se liberan unos gases en los electrodos de grafito. En el cátodo (el electrodo conectado al polo negativo) se libera hidrógeno (H_2) y en el ánodo (el electrodo conectado al polo positivo) se libera oxígeno (O_2). La cantidad

de gas liberado en los electrodos depende de la electricidad que se suministre. Si aumentamos el voltaje en el generador crece la cantidad de gas liberada en los electrodos.

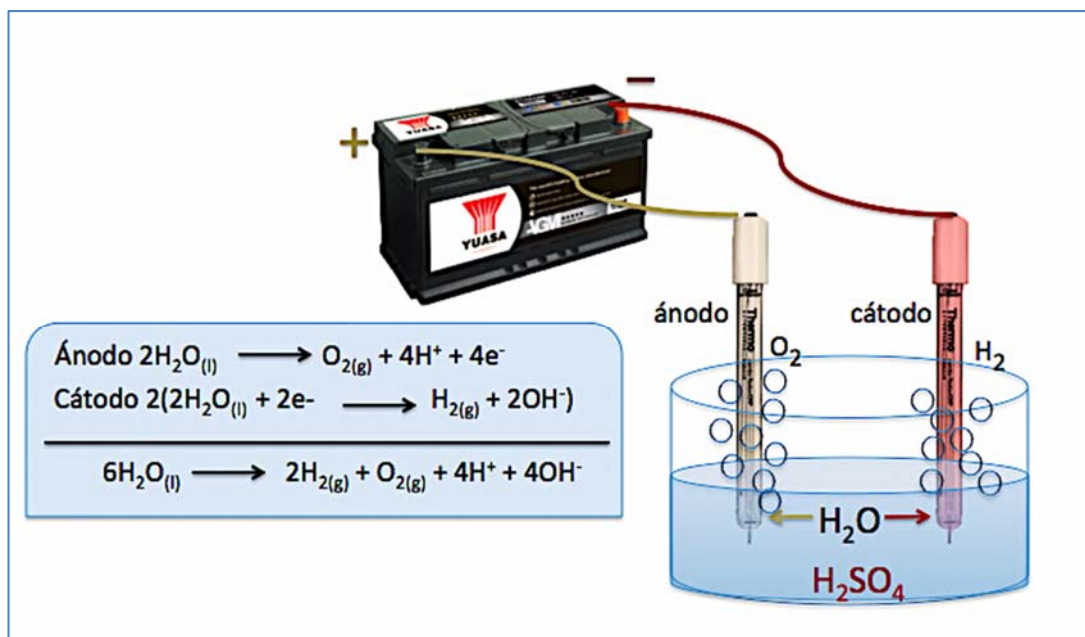


Figura 59. Esquema de la electrolisis del agua.

Los gases formados (H_2/O_2) se pueden recoger de diferentes formas. Por ejemplo, una muy sencilla que se emplea en la obtención de hidrógeno en el laboratorio por este método, es la utilización de simples jeringas.

Abundancia

Universo	75 % (1°)	Sol	75 % (1°)
Corteza terrestre	0,15 % (11°)	Océanos	11 % (2°)
Atmósfera	0,000055% (9°)	Ser humano	10 % (3°)

Aplicaciones

Las aplicaciones del ^1H son muchas y variadas

- Hidrogenación de ácidos grasos, para la transformación industrial de aceites en grasas sólidas.
- Reducción de óxidos metálicos para la obtención de metales.
- Hidrogenación de sustancias orgánicas para reducir grupos funcionales oxigenados y para la adición a dobles y triples enlaces en química orgánica.
- Síntesis del amoníaco en el proceso de Haber.

- Producción de metanol.
- Producción de ácido clorhídrico.
- Combustible de cohetes, combinado con oxígeno o flúor.
- Hidrocraqueo.
- Hidrodesulfuración: eliminación del azufre en el petróleo.
- Soldadura.
- Células combustibles.

• El tritio y el deuterio, se utilizan en las reacciones nucleares artificiales de fusión y también constituyen la llamada bomba de hidrógeno. Y es que, para producir una fusión artificial en lugar del hidrógeno no hay más remedio que utilizar deuterio y tritio como combustibles, ya que estos dos isótopos necesitan una menor energía calorífica para fusionarse que la utilizada por las estrellas con el hidrógeno ^1H .

• El tritio es un marcador en reacciones biológicas y fuente de radiación en pinturas luminosas y el deuterio se utiliza para obtener el agua pesada, la cual se usa como moderador de las reacciones nucleares. El agua pesada no es radiactiva, pero sí que es tóxica.

Reactividad

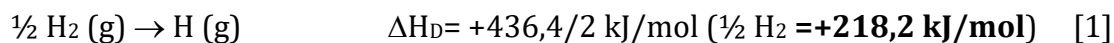
La molécula de H_2 posee una alta energía de disociación ($\Delta H_{\text{D}} = 436,4 \text{ kJ/mol}$), por lo que es muy estable y poco reactiva. Solo reacciona a temperatura ambiente con elementos muy electronegativos, como el flúor. Sin embargo, en presencia de catalizadores que absorben H_2 en su red cristalina (Ni, Pd y Pt), por acción de la luz o por elevación local de la temperatura (una cerilla, por ejemplo), reacciona rápidamente, inclusive con violencia, como en el caso ya comentado de la formación del agua. Así que el hidrógeno es capaz de combinarse, de una manera o de otra, con todos los elementos químicos, excepto con los del grupo 18.

El hidrógeno, puede formar anión H^- (hidruro) y el catión H^+ , denominado hidrón o protón, aunque es muy inestable y, por ello, en disolución acuosa está en forma de H_3O^+ (hidronio). El H^+ es un ácido de Lewis muy intenso, al contrario del anión hidruro H^- , que se comporta como base de Lewis fuerte.

Además de formar por pérdida del electrón $1s^1$ el protón (H^+) de radio 0,88 fm, el hidrógeno también da lugar a otras dos especies catiónicas que se producen en tubos de descarga eléctrica de gases: H_2^+ y H_3^+ pero inestables en la naturaleza. Sin embargo, el H_3^+ ,

es uno de los iones más abundantes en el universo y se cree que fue fundamental para la creación de las primeras estrellas.

La reactividad de los hidruros salinos, viene marcada por la presencia del anión hidruro. El anión hidruro (H^-) tiene una formación endotérmica:



TOTAL (entalpía de formación H^-) **+145,4 kJ/mol**

Sería exotérmica si se formase a partir del hidrógeno atómico (reacción [2]), pero, lo que hay disponible en la naturaleza es el hidrógeno molecular H_2 y no el atómico. Por lo tanto, para formar el H^- , lo primero que es necesario es descomponer a la molécula de H_2 en sus dos átomos de hidrógeno (o $\frac{1}{2}\text{H}_2$ en un H, para los cálculos matemáticos).

La elevada energía de enlace de la molécula de hidrógeno y la escasa afinidad electrónica del hidrógeno, hacen que la entalpía de formación del anión hidruro H^- sea positiva (y alta) y, por tanto, no formaría combinaciones con otro elemento. Sin embargo, la formación del hidruro binario salino es posible en un ciclo de Born-Haber, gracias a la elevada energía de red de los compuestos que se forman, y que compensa con creces la energía de 145,2 kJ/mol que hay que suministrar para formar el hidruro, resultando así, que la formación del hidruro salino es exotérmica. Pero, también involucra una entalpía de formación del hidruro salino baja, lo que le hace bastante reactivo.

En la reacción del hidrogeno con un metal para formar un hidruro metálico, donde el hidrógeno debe de entrar en la red del metal, como en el caso anterior, la molécula de hidrógeno tiene antes que disociarse con un aporte energético y, en este caso, lo más energéticamente favorable da como resultado la adsorción del hidrógeno sobre la superficie del metal. Después, ya puede difundirse dentro del metal, ya que la barrera energética que debe superar es muy baja comparativamente y el átomo de hidrógeno tiene la suficiente energía como para hacerlo.

El hidrógeno atómico es un gas paramagnético muy inestable, por lo que necesita compensar su paramagnetismo para estabilizarse, lo que puede hacer por tres vías principales: formación de la molécula de H_2 , compartiendo su electrón para formar un enlace covalente (molécula) y por ganancia de 1e^- con formación del H^- .

LITIO



	[He]2s ¹
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	c.c.c*	Color	blanco grisáceo plateado
Radio atómico	145 pm	Radio iónico (+1)	58 pm
Radio covalente	128 pm	Volumen atómico	13 cm ³ /mol
Punto de fusión	180,54 °C	Punto de ebullición	1.342 °C
Energía ionización	520,20 kJ/mol	Afinidad electrónica	-59,60 kJ/mol
Densidad	0,535 g/cm ³	Electronegatividad	0,98
Estado oxidación	+1	Potencial normal**	-3,05 V
Conductividad eléctrica	107,80 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	84,80 J/m.s.°C
Energía atomización	161 kJ/mol	Dureza	0,6
Densidad de carga eléctrica	1,4 C/m	Entalpía hidratación	-544 kJ/mol

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Li⁺+ e⁻→ Li

Etimología

El nombre de litio proviene del griego “*lithos*” que significa “piedra”, debido a que fue descubierto en un silicato: la *petalita*.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico sueco Johann Arfvedson, en 1817.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales estables: ${}^6\text{Li}$ (7,5%) y ${}^7\text{Li}$ (92,5%) y 7 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se presenta en forma de minerales de aluminosilicatos como: lepidolita ($\text{KLi}_2\text{Al}(\text{Al,Si})_3\text{O}_{10}(\text{F,OH})_2$) y espodumeno ($\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$). El espodumeno es un mineral duro (6,5-7 en la escala de Mohs), mientras que la lepidolita es un mineral blando (2,5-3) y es también una de las mayores fuentes de rubidio y de cesio (**Figura 60**).



Figura 60. Izquierda: Lepidolita. Itinga. Valle de Jequitinhonha, Minas Gerais, Brasil. GNU Free Documentation License. **Derecha:** Kuncita, variedad de espodumeno. Valle Konar, Afghanistan. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se obtiene por electrolisis de sus haluros u óxidos. La reducción de los cationes de este grupo con otros metales no resulta fácil, al ser muy reductores. No pueden reducirse en medio acuoso (reaccionan con el agua), por lo que el mejor procedimiento es la electrolisis de los haluros fundidos o en forma de vapor a temperaturas elevadas.

Normalmente, se emplea cloruro de litio (LiCl) fundido (punto de fusión: $613\text{ }^\circ\text{C}$) o una mezcla de cloruro de litio, LiCl (45 %) y de cloruro de potasio, KCl (55 %).

Abundancia

El litio es mucho menos abundante en el universo de lo que se puede esperar por su pequeño número atómico, debido a que su núcleo es inestable, pero se puede adquirir por otras vías, bien de novas o de rayos cósmicos, como hemos visto anteriormente.

Universo	0,000006 (32°) %	Sol	trazas
Corteza terrestre	0,0017 % (32°)	Océanos	0,000018 % (17°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,000003 % (25°)

Aplicaciones

Baterías de litio

Están presentes actualmente en casi todos los aparatos electrónicos, tanto doméstico como laboral. Ordenadores portátiles, teléfonos móviles, tabletas, PDA, herramientas eléctricas, etc., tienen baterías con este sistema de acumulación de energía, muy fiable y de gran capacidad. Además, también puede suministrar energía a los motores eléctricos de coches y bicicletas.

- La grasa común contiene estearato de litio.
- Se utiliza en aleaciones con aluminio, cadmio, cobre y manganeso para la construcción aeronáutica, fabricación de cerámicas y lentes de telescopio.

Reactividad

Debido, esencialmente, a su escaso radio, el litio tiene diferencias significativas en sus propiedades con respecto al resto de su grupo. Presenta el llamado efecto diagonal de la tabla periódica, en este caso, con el magnesio y, por ello, muchas de sus sales son muy similares en sus propiedades, ya que, el radio iónico de litio (58 pm) tiene un valor más próximo con el magnesio (72 pm) que al del sodio (102 pm).

Ambas sales, presentan el mismo comportamiento en cuanto a solubilidad en alcoholes y agua. Tienen gran tendencia a hidratarse (son higroscópicas), ya que el carácter polarizante de los pequeños radios iónicos de Li^+ y Mg^{2+} hace que los enlaces con las moléculas de agua sean fuertes. Ambos iones, forman nitruro y carburo por reacción directa; por reacción con oxígeno constituyen óxidos (Li_2O y MgO) y no peróxidos y superóxidos, que sí se forman con los metales alcalinos más pesados.

El litio es el menos reactivo de su grupo, lo que se manifiesta en su débil y lenta reacción con el agua, aunque su reactividad es alta comparado con otros metales de la tabla periódica. Y es que el grupo 1 es el de los metales más reactivos. De hecho, el litio como ya sabemos, es el elemento de mayor poder reductor de la tabla periódica.

Farmacología

El litio se emplea en forma de carbonato para el tratamiento de la psicosis maníaco depresiva bipolar (actualmente denominada trastorno afectivo bipolar). Este trastorno es una grave enfermedad de la mente. Se caracteriza porque el paciente experimenta cambios de ánimo. A veces, se siente muy feliz y con gran actividad (manía) y otras, al contrario, muy triste y poco activo (depresión). Sin embargo, el litio es tóxico para el ser humano en concentraciones plasmáticas superiores a 4 meq/L, por lo que hay que vigilar su dosis durante el tratamiento. El nivel plasmático normal de litio es de 0,5-1,5 meq/L. La dosis recomendada de carbonato de litio es de 300-600 mg diarios.

Su mecanismo de acción consiste en la interacción con la neurotransmisión de serotonina y noradrenalina, entre otros efectos. La toxicidad del litio afecta a los sistemas: nervioso central, neuromuscular, endocrino y renal, con un cuadro clínico caracterizado por convulsiones, alteraciones en la visión, temblor en las manos (síntoma por el que hay que suspender el tratamiento), poliuria, glucosuria e hipotiroidismo.



Figura 61. Cartel anunciando los litines del Dr Gustin.

En el pasado, también se usó el litio en los denominados litines o aguas alcalinas litínicas como diuréticos (**Figura 61**). Actualmente, los litines tienen su aplicación como aguas de mesa de calidad. Se venden en sobres para diluir en un litro.

Es también un producto muy adecuado para excursionistas, ya que la adición de litines al agua de bebida o al agua de nieve en alta montaña proporciona las sales minerales necesarias.

Finalmente, indicar que los litines es un muy apto para deportistas, por su contenido en sales y que debido a su sabor característico, calma la sed que se produce al realizar un ejercicio físico.

SODIO



	[Ne]3s ¹
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	c.c.c*	Color	blanco grisáceo plateado
Radio atómico	180 pm	Radio iónico (+1)	102 pm
Radio covalente	166 pm	Volumen atómico	23,70 cm ³ /mol
Punto de fusión	97,72 °C	Punto de ebullición	883 °C
Energía ionización	495,80 kJ/mol	Afinidad electrónica	-52,80 kJ/mol
Densidad	0,968 g/cm ³	Electronegatividad	0,93
Estado oxidación	+1	Potencial normal**	-2,71 V
Conductividad eléctrica	209,60 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	142 J/m.s.°C
Energía atomización	109 kJ/mol	Dureza	0,5
Densidad de carga eléctrica	0,88 C/m	Entalpía hidratación	-436 kJ/mol

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Na⁺+ e⁻→ Na

Etimología

El nombre de sodio proviene del latín “*sodanum*” que significa “sosa”, nombre común del NaOH. Su símbolo es derivado del latín “*natrium*” por el nitrato de sodio.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico británico Sir Humphrey Davy, en 1807.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural estable: ^{23}Na y 16 sintéticos radiactivos.

Estado natural



No está nativo. Se encuentra en la naturaleza, esencialmente, en menas del mineral halita (**Figura 62**), sal gema o sal común (NaCl) de dureza 2 (se puede rayar con la uña) y se constituye en cristales cúbicos que pueden alcanzar un tamaño muy grande ($>1 \text{ m}^3$). También se encuentra en el agua de mar como NaCl .

Figura 62. Halita. Alemania. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

El sodio, se prepara industrialmente por electrolisis en grandes cantidades, utilizando como materia prima el NaCl fundido, tal como vemos en el esquema de la **Figura 63**.

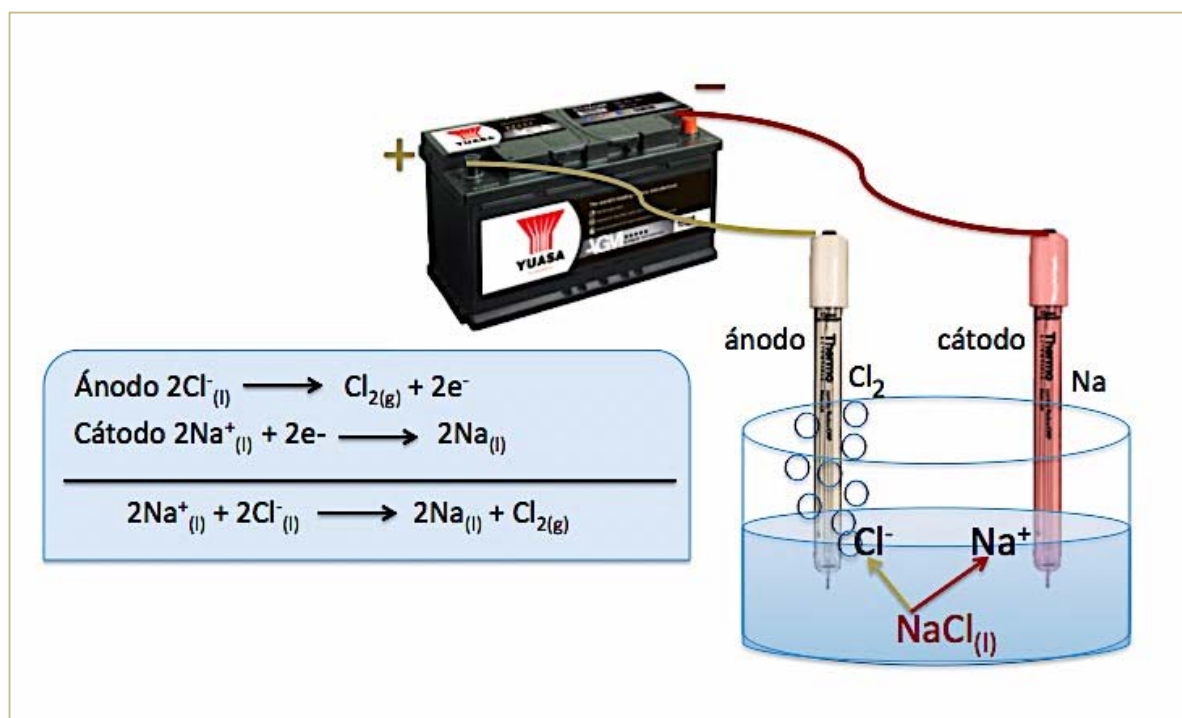


Figura 63. En la electrolisis del NaCl fundido, se produce cloro gas -que se desprende- en el ánodo y sodio metal en el cátodo. Al pasar una corriente eléctrica a través de la sal fundida, los cationes Na^+ se desplazan hacia el cátodo donde se reducen a Na , mientras que los aniones Cl^- se desplazan hacia el ánodo donde se oxidan a Cl_2 .

Abundancia

Universo	0,002 % (15°)	Sol	0,004 % (12°)
Corteza terrestre	2,3 % (7°)	Océanos	1,1 % (4°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,14 % (8°)

Aplicaciones

Luz de vapor de sodio de alta presión

Para la iluminación en el alumbrado público y de las carreteras, se emplea la lámpara de vapor de sodio de baja presión sin mercurio. Posee un alto contraste de iluminación en caso de nieblas y brumas. También, se usa en aplicaciones marítimas.

- El peróxido de sodio se emplea como blanqueador y en detergentes.
- El hidróxido de sodio, se encuentra en los productos desatascadores de tuberías y en los limpiadores de hornos.
- La sal común, se usa para la conservación de alimentos, descongelación o condimento.
- El bicarbonato de sodio es un conocido antiácido.

Reactividad

El sodio es muy reactivo. Reacciona enérgicamente con el agua mientras flota, desprendiéndose hidrógeno gaseoso, lo que es un método de obtención del H₂ en el laboratorio.

Aspectos biológicos

El catión sodio (Na⁺), junto al K⁺, tiene un papel fundamental en el metabolismo celular, por ej. mantiene la osmolaridad. El sodio es extracelular, mientras que el potasio es intracelular. La concentración plasmática de sodio en el organismo humano, en condiciones normales, es de 137-145 meq/L y la del potasio de 3,5-5 meq/L.

El sodio es un macronutriente esencial para nuestro organismo. Su déficit provoca la denominada hiponatremia, con un cuadro clínico de deshidratación, falta de reflejos, letargia, anorexia, calambres y vértigos. Por otra parte, el exceso de sodio, la llamada hipernatremia, es causante de edemas e hipertensión. Las causas esenciales de la hiponatremia son: dietas acalóricas, eliminación excesiva por sudor, vómitos, diarreas, la enfermedad de Addison y el tratamiento con medicamentos antidiuréticos.

POTASIO



- [Ar]4s¹
- sólido
- metal
- natural
- estable
- litófilo

Estructura cristalina	c.c.c*	Color	blanco grisáceo plateado
Radio atómico	220 pm	Radio iónico (+1)	138 pm
Radio covalente	203 pm	Volumen atómico	45,36 cm ³ /mol
Punto de fusión	63,38 °C	Punto de ebullición	759 °C
Energía ionización	418,80 kJ/mol	Afinidad electrónica	-48,40 kJ/mol
Densidad	0,856 g/cm ³	Electronegatividad	0,82
Estado oxidación	+1	Potencial normal**	-2,92 V
Conductividad eléctrica	138,90 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	102,50 J/m.s.°C
Energía atomización	90 kJ/mol	Dureza	0,4
Densidad de carga eléctrica	0,66 C/m	Entalpía hidratación	-352 kJ/mol

*Cúbica centrada en el cuerpo. **K⁺ + e⁻ → K

Etimología

El nombre de potasio proviene del inglés “*pot ash*”, que significa “cenizas de crisol”, debido a que este elemento fue descubierto en el KOH, que se encuentra en las cenizas de las plantas y su símbolo del alemán “*kali*”, expresando “álcali”.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a Sir Humphrey Davy, en 1807.

Isótopos

Tiene 3 isótopos naturales, dos estables: ^{39}K (93,2581%) y ^{41}K (6,7302%) y uno radiactivo: ^{40}K (0,0117%) con un tiempo de semivida de $1,28 \times 10^9$ años y 21 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en la naturaleza, esencialmente, en sus menas de KCl (silvina) y carnalita (KMgCl_3), así como en la silvina, una roca sedimentaria cuyo principal componente es la silvina (**Figura 64**). También está en el agua de mar como KCl.



Figura 64. *Izquierda:* Carnalita. Suria, Barcelona, España. *Derecha:* Silvina. Minas de Suria, Gerona, España. Licencias Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se obtiene por electrolisis del KCl o por reducción de cloruro de potasio fundido con sodio metálico en estado de vapor a $870\text{ }^\circ\text{C}$.

Abundancia

Universo	0,0003 % (20°)	Sol	0,0004 % (17°)
Corteza terrestre	1,5 % (8°)	Océanos	0,042 % (7°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,2 % (7°)

Aplicaciones

Fertilizante

La potasa (KOH) y el sulfato de potasa (KSO₄), se utilizan como fertilizantes simples en agricultura o en combinación (fertilizantes mixtos), para aportar potasio a las plantas como nutriente.

El cloruro de potasio, que es muy poco radiactivo, se utiliza en las dietas bajas en sodio.

Reactividad

El potasio reacciona aún más violentamente que el sodio con el agua. La reacción produce KOH, una base fuerte.

Aspectos biológicos

El catión potasio (K⁺), tiene muchas funciones comunes con las del Na⁺. Ambos, se regulan celularmente por la bomba de sodio-potasio. En la **Figura 65**, se muestra un esquema de funcionamiento de esa bomba biológica. El sodio, que es extracelular, penetra en la célula a favor de gradiente, pero para salir lo hace en contragradiante, por lo que es necesaria una aportación de energía. Lo contrario sucede con el potasio.

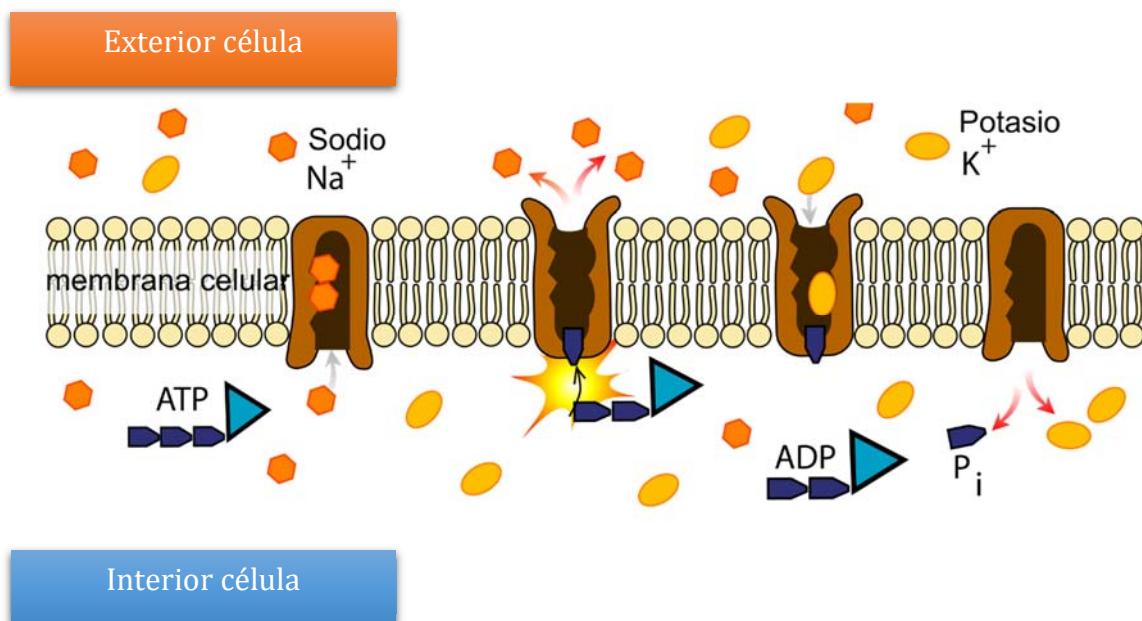


Figura 65. La bomba sodio-potasio es un sistema simétrico de transporte activo contragradiante de iones Na⁺ al exterior de la célula, y de iones K⁺ hacia el interior celular. El Na⁺ que está en mayor cantidad fuera de la célula (142 mEq/L) y, por tanto, en menor dentro de la célula (10 mEq/L), necesita una proteína que aporte la energía suficiente para superar ese empinado gradiente de concentración cuando sale de la célula. Lo contrario, ocurre con los iones K⁺. Iones de sodio en rojo. Iones de potasio en anaranjado. Licencia Creative Commons 1.0.

El potasio es un macronutriente esencial para nuestro organismo. Su carencia da lugar a la hipotasemia, que es grave, pues provoca parada cardíaca. Lo contrario, la hiperpotasemia, también lo induce. Así que, es necesario mantener un nivel de K⁺ adecuado. El plátano contiene mucho potasio.

RUBIDIO



[Kr]5s ¹
sólido
metal
natural
estable
litófilo

Estructura cristalina	c.c.c*	Color	blanco grisáceo plateado
Radio atómico	235 pm	Radio iónico (+1)	149 pm
Radio covalente	220 pm	Volumen atómico	55,79 cm ³ /mol
Punto de fusión	39,31 °C	Punto de ebullición	688 °C
Energía ionización	403 kJ/mol	Afinidad electrónica	-46,90 kJ/mol
Densidad	1,532 g/cm ³	Electronegatividad	0,82
Estado oxidación	+1	Potencial normal**	-2,93 V
Conductividad eléctrica	77,90 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	58,20 J/m.s.°C
Energía atomización	86 kJ/mol	Dureza	0,3
Densidad de carga eléctrica	0,6 C/m	Entalpía hidratación	-326 kJ/mol

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Rb⁺+ e⁻→ Rb

Etimología

El nombre de rubidio proviene del latín “*rubidius*” que significa “rojo oscuro”, debido a la línea roja que emite en el espectro.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a los químicos alemanes Robert Bunsen y Gustav Kirchhoff, en 1861.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales, uno estable, ^{85}Rb (72,165%) y otro radiactivo, ^{87}Rb (27,835%) con un tiempo de semivida de $4,75 \times 10^{10}$ años y 30 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. El rubidio acompaña al litio en la lepidolita.

Obtención

Se obtiene por:

- ◆ Reducción del cloruro de rubidio.
- ◆ Calentamiento a vacío del dicromato de rubidio con circonio; el rubidio destila por encima de $39\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Abundancia

Universo	0,000001 % (28°)	Sol	0,000003 % (25°)
Corteza terrestre	0,006 % (25°)	Océanos	0,000012 % (18°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,00046 % (15°)

Aplicaciones

Reloj atómico de rubidio

Se usa en forma de celdas para relojes de precisión, que contiene una celda de vapor de rubidio, resistencias y antenas de transmisión y de recepción y tiene una anchura de unos 2 centímetros.

- Se emplea para la datación de rocas por el método del Rb-Sr, donde el ^{87}Rb se desintegra a ^{87}Sr . Conocida la relación $^{87}\text{Sr}/^{87}\text{Rb}$, que es medida con un espectrómetro de masas, es posible deducir la edad de las rocas.
- Se utiliza para fabricar vidrios especiales para sistemas de telecomunicaciones de fibra óptica y equipos de visión nocturna.

Reactividad

Es muy reactivo y, por eso, es por lo que se conserva en ampollas cerradas. Estalla en contacto con el agua.

CESIO



- [Xe]6s¹
- sólido
- metal
- natural
- estable
- litófilo

Estructura cristalina	c.c.c*	Color	oro plateado
Radio atómico	260 pm	Radio iónico (+1)	170 pm
Radio covalente	244 pm	Volumen atómico	70,96 cm ³ /mol
Punto de fusión	28,44 °C	Punto de ebullición	671 °C
Energía ionización	375,70 kJ/mol	Afinidad electrónica	-45,50 kJ/mol
Densidad	1,879 g/cm ³	Electronegatividad	0,79
Estado oxidación	+1	Potencial normal**	-2,92 V
Conductividad eléctrica	48,90 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	35,90 J/m.s.°C
Energía atomización	79 kJ/mol	Dureza	0,2
Densidad de carga eléctrica	0,55 C/m	Entalpía hidratación	-293 kJ/mol

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Cs⁺+ e⁻→ Cs

Etimología

El nombre de cesio proviene del latín “*caesius*” que significa “azul cielo”, debido a la línea espectroscópica de color azul que emite.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a los alemanes Robert Bunsen y Gustav Kirchhoff, en 1860.

Isótopos

Tiene solo un isótopo natural y estable: ^{133}Cs y 39 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Acompaña al litio en la lepidolita.

Obtención

Se obtiene por:

- Electrolisis de cianuro de cesio fundido.
- Descomposición térmica de la azida de cesio, para obtención de cesio muy puro.

Abundancia

Universo	0,00000008 % (38°)	Sol	0,00000008 % (29°)
Corteza terrestre	0,00019 (44°)	Océanos	0,00000005 % (31°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,000002 % (26°)

Aplicaciones

Reloj atómico de cesio

Es el más preciso de todos.

- El formiato de cesio, se usa como fluido de perforación para taladradoras de pozos petrolíferos. También, se utiliza en pozos petrolíferos para retirar piedras, en forma de una pieza de metal de magnesio sólido que flota en una solución de formiato de cesio concentrada.
- El cesio se puede utilizar como eficaz desgasificador, ya que se activa mediante calor en una cámara de vacío y acaba hasta con el último rastro de oxígeno y agua.
- El cesio metálico, se utiliza en celdas fotoeléctricas, espectrógrafos, contadores de centelleo, bulbos de radio y lámparas militares de señales infrarrojas.
- En medicina, el isótopo ^{137}Cs radiactivo, se utiliza para el tratamiento del cáncer por radioterapia.

Reactividad

Es el más reactivo de todos los metales no radiactivos. Se conserva en ampollas selladas.

FRANCIO



	[Rn]7s ¹
	sólido
	metal
	natural
	radiactivo

Estructura cristalina	Desconocida	Color	plateado
Radio atómico	270 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	260 pm	Volumen atómico	Desconocido
Punto de fusión*	27 °C	Punto de ebullición*	677 °C
Energía ionización	380 kJ/mol	Afinidad electrónica	-44 kJ/mol
Densidad	Desconocida	Electronegatividad	0,7
Estado oxidación	+1	Potencial normal**	-2,9 V
Conductividad eléctrica	30 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	73 kJ/mol	Dureza	-
Periodo de semivida			22 min

*Valores estimados. **Fr⁺ + e⁻ → Fr

Etimología

El nombre del elemento, derivado de Francia, es en honor a la nacionalidad de su descubridora.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a la física francesa Marguerite Perey, en 1939.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural radiactivo inestable: ^{223}Fr y 32 sintéticos radiactivos.

Estado natural



El francio puede encontrarse en minerales de uranio, como la torita ((Th, U) SiO_4) (**Figura 66**) en la escasísima proporción de 1 átomo/ 10^{18} átomos de uranio.

Figura 66. Torita. The elements, Theodore Gray.

Obtención

Se obtiene en la naturaleza como producto de la desintegración alfa del actinio. Artificialmente, puede prepararse por bombardeo de torio con protones.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	trazas	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

No tiene

Reactividad

Es el elemento natural menos estable con sus 22 minutos de semivida.

CARACTERÍSTICAS DEL GRUPO 1

Los metales alcalinos, llamados así porque en medio acuoso presentan características básicas fuertes, son buenos conductores de la electricidad y del calor. Son todos sólidos, muy blandos, poco densos y muy reactivos. Además, el francio es radiactivo. Muestran una gran regularidad en sus propiedades, ya que su único electrón de valencia se encuentra bastante alejado del núcleo y, por ello, débilmente atraído, mientras que los electrones internos están próximos al núcleo y, consecuentemente, son difíciles de arrancar. Esto mismo, hace que los elementos de este grupo presenten semejanzas en su comportamiento químico, a excepción del litio, como es habitual para el elemento cabeza de grupo de los elementos representativos (bloques *s* y *p*). A este hecho, también contribuye el que todos estos elementos cristalicen en el mismo tipo de red: cúbica centrada en el cuerpo. Tienen muy bajos puntos de fusión y también baja densidad. El estado de oxidación es común a todos ellos: +1.

Los metales alcalinos, se recubren raudamente de una capa de hidróxido en contacto con el aire. También reaccionan con el vapor de agua del aire o con la humedad de la piel. Por ello, estos metales deben almacenarse en líquidos apolares anhidros o en aceite inerte. Reaccionan directamente con los halógenos, el hidrógeno, el azufre y el fósforo, originando los haluros, hidruros, sulfuros y fosfuros correspondientes. Con el nitrógeno, sin embargo, solamente el litio forma el nitruro por reacción directa con N_2 , dando Li_3N . Casi todas las sales son solubles en agua, siendo menos solubles las del litio. Con el amoníaco líquido dan soluciones de color azul en las que hay electrones libres ocupando cavidades formadas por moléculas de amoníaco y que se emplean para reducir compuestos orgánicos. En ellas, según aumenta la concentración del metal, la solución toma color bronce y empieza a conducir la electricidad.

Una característica muy perceptible de los metales alcalinos es que, a la llama, dan colores muy característicos, debido a la fácil excitación de su electrón externo, lo que es producido por su baja energía de ionización. Este hecho, se utiliza para la identificación de ellos, ya que al calentar los metales, éstos absorben calor y liberan energía, lo que sucede en forma de ondas electromagnéticas, que al encontrarse dentro del espectro visible del ojo humano, hace que se pueda apreciar un color determinado. Así, el litio da coloración roja; el sodio amarilla; la del potasio es de color violeta pálido y es difícil de

ver, ya que solo se produce en un primer momento, después es una llama brillante. La del rubidio es violeta y la del cesio lo es azulada.

El radio atómico aumenta al descender en el grupo siguiendo la norma periódica. En el caso del ion aislado sucede lo mismo. Sin embargo, cuando el ion alcalino está hidratado, al unirse a un menor número de moléculas de agua, conforme se desciende en el grupo, resulta de menor tamaño. Así, el radio del K^+ en disolución acuosa $[K(H_2O)_7]^+$, es menor (232 pm) que el del Na^+ $[Na(H_2O)_{13}]^+$ (276 pm). Esto se explica porque, en las disoluciones acuosas, los iones se rodean de moléculas de agua, que son polares, en lo que se denomina una esfera de hidratación. Entonces, los iones más pequeños y con mayor carga se rodean de más moléculas de H_2O , ya que tienen mayor densidad de carga, la cual es directamente proporcional a la carga e inversamente al radio ($\rho = Q/4\pi r^3$). A igualdad de carga (+1 en este caso), solo depende del radio iónico. Por ello, el Na^+ de menor radio iónico (102 pm) que el K^+ (138 pm) y, por tanto, con mayor densidad de carga (Na^+ : 0,88 C/m; K^+ : 0,66 C/m), se puede rodear de un número mayor de moléculas de agua (de 13), que el K^+ (de 7). El Li^+ , que tiene la mayor densidad de carga del grupo, es el que puede rodearse de mayor número de moléculas de agua.

Los puntos de fusión son muy bajos para todos los elementos del grupo, lo que se explica por su enlace metálico, que es bastante débil, debido a que solo tienen un electrón externo para unirse por enlace químico. Esta propiedad sigue una tendencia regular, disminuyendo al bajar en el grupo, tal y como es de esperar, ya que todos los elementos son metálicos y el enlace metálico se debilita al aumentar el radio atómico. Es por ello, también, lo que hace que sean tan blandos. Lo mismo ocurre con el calor de atomización, ya que el punto de fusión y calor de atomización están relacionados. Cuanto más estable es una sustancia, mayores valores se dan en estas dos propiedades y al contrario.

La densidad aumenta, esencialmente, conforme se desciende en el grupo, lo que es normal, ya que es directamente proporcional a la masa atómica, pero también lo es inversamente al radio atómico ($m/4,1875r^3$). Puesto que, tanto la masa como el radio aumentan conforme descendemos en un grupo, resultan factores inversos. Sin embargo, en este grupo, el potasio es menos denso que el sodio, lo que no debería ser. Intentaremos explicar el por qué: el litio es muy ligero, con solo 3 protones y 4 neutrones y aunque tiene el radio más pequeño (145 pm) de su grupo, no compensa el factor masa (6,941 u), dando como resultado que la densidad sea muy baja y la menor del grupo (0,535 g/cm³). El sodio,

es mucho más denso ($0,968 \text{ g/cm}^3$) que el litio, a pesar del aumento del radio del sodio (+35 pm), porque la masa añadida al sodio (+15,349 u) es más que suficiente para acrecentar la densidad del sodio. En cambio, el potasio ($0,856 \text{ g/cm}^3$), es menos denso que el sodio, por lo contrario, es decir, que el aumento de masa con respecto al sodio (+16,808 u) no resulta lo suficiente para compensar el aumento del radio atómico (+40 pm) del potasio con respecto al sodio. Las menores diferencias entre masa y radio se dan entre el rubidio y cesio y, por ello, no hay un aumento brusco de la densidad del rubidio ($1,532 \text{ g/cm}^3$) al cesio ($1,879 \text{ g/cm}^3$). Por el contrario, las mayores diferencias entre esos dos factores y, por tanto, de la densidad, se dan entre litio y sodio y entre potasio y rubidio, con un salto significativo en sus valores.

Las electronegatividades son de las más bajas del sistema periódico, por lo que la carga parcial positiva está siempre en el lado del metal alcalino. El francio es el elemento menos electronegativo que se conoce (0,7), seguido del cesio, potasio y rubidio. El sodio es el 7° y el litio el 9° elemento de menor electronegatividad.

Las energías de ionización de su único electrón externo son bajas, por lo que es fácil arrancar el electrón ns^1 , lo que da lugar al catión elemental, que en este caso es monovalente: X^+ . Pero, también tienen valores negativos de sus afinidades electrónicas, por lo que asimismo, resulta muy favorable la formación del anión elemental y completar así el nivel ns^2 .

Sin embargo, puesto que las dos situaciones no son posibles a la vez, en este caso, hay más tendencia a ganar que a perder el electrón ya que los metales alcalinos tienen los valores de la energía de ionización más bajos de cualquier elemento de la tabla periódica y, aunque no fuera así, un metal tiende siempre a la formación del catión y no del anión, porque son menos electronegativos que los no metales a los que se unen.

Debido a ello, los metales alcalinos dan lugar a compuestos iónicos con el catión X^+ . Sin embargo, como el ion Li^+ es muy polarizante, por su pequeño radio, forma enlaces con un marcado carácter covalente, por lo que no son combinaciones iónicas puras y, por ello, muchas de las sales de litio (hidróxido, fluoruros, carbonatos y fosfatos) son más solubles en alcoholes y menos solubles en agua que las correspondientes sales del resto del grupo.

Los metales alcalinos son muy abundantes, constituyendo, aproximadamente, el 5% en abundancia relativa de la Tierra, sumando la corteza terrestre y océanos.

7

GRUPO 2 METALES ALCALINOTÉRREOS

	1																	18
1	H																	He
2	Li	Be																Ne
3	Na	Mg																Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
LANTANOIDES			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
ACTINOIDES			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

- Se llaman alcalinotérreos por el aspecto terroso de sus óxidos, además de su carácter básico.
- Son todos metales buenos conductores de la electricidad y del calor.
- Son más duros y densos que los correspondientes metales alcalinos.
- Los metales alcalinotérreos, no muestran tanta uniformidad en sus propiedades como los metales alcalinos.
- El berilio presenta efecto diagonal con el aluminio y muchas de sus sales son muy similares en sus propiedades.
- Todos ellos tienen un elevado potencial normal, con valores similares a los metales alcalinos, a excepción del berilio.
- El berilio no reacciona con el agua, ni siquiera con vapor de agua, ni aun calentándolo al rojo vivo.
- El calcio y magnesio, son elementos abundantes en el universo.
- Calcio y magnesio son macronutrientes esenciales para el ser humano.
- El calcio es el componente estructural del ser humano y de numerosos seres vivos.

BERILIO



Bloque s

	[He]2s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	gris
Radio atómico	105 pm	Radio iónico (+2)	27 pm
Radio covalente	96 pm	Volumen atómico	4,89 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.287 °C	Punto de ebullición	2.470 °C
Energía ionización*	899,50 kJ/mol	Afinidad electrónica	0
Densidad	1,848 g/cm ³	Electronegatividad	1,57
Estado oxidación	+2	Potencial normal**	-1,85 V
Conductividad eléctrica	250 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	201 J/m.s.°C
Energía atomización	324 kJ/mol	Dureza	5,5
Densidad de carga eléctrica	4,9 C/m	Entalpía hidratación	-2.485 kJ/mol

*Para I₁^a. La I total para arrancar 2e⁻ es: 2. 656,6 kJ/mol. **Be²⁺+ 2e⁻→ Be

Etimología

El nombre de berilio proviene de la palabra griega "béryllos", vocablo aplicado a las gemas verdes, que derivó en el nombre de "berilo" para su principal mineral.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al farmacéutico y químico francés Nicholas Louis Vauquelin, en 1798.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ^9Be y 9 sintéticos radiactivos.

Estado natural



No está nativo. Se encuentra en diversos aluminosilicatos, sobre todo en su mena del berilo ($\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$) (**Figura 67**). Este mineral, tiene una dureza de 7,5-8 en la escala de Mohs y una densidad relativa de 2,63-2,80. Hay distintas variedades de berilo, consideradas como piedras preciosas: el berilo verde se llama esmeralda, el rojo: *bixbita* o esmeralda roja, el azul: aguamarina, el rosa: morganita y el blanco: goshenita. Hay otras tonalidades, como el verde amarillento y el amarillo miel.

Figura 67. Berilo, variedad esmeralda. Colección privada de Barbra Voltair.
Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se obtiene por reducción del BeF_2 con magnesio metálico.

Abundancia

Universo	0,0000001 % (37°)	Sol	0,00000001 % (39°)
Corteza terrestre	0,00019 % (44°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0,00000004 % (28°)

El berilio -como el litio- es mucho menos abundante en el universo de lo que se puede esperar por su pequeño número atómico, debido asimismo, a la termolabilidad de su núcleo.

Aplicaciones

Fabricación de herramientas de gran dureza

El berilio por su elasticidad, ligereza y alto punto de fusión es apropiado para este fin, en aleación con cobre. No produce chispas, lo que es muy útil para trabajos en pozos de petróleo o con gases inflamables y para fabricar frenos de disco hidráulicos de bicicletas y motos.

Es transparente a los rayos X, por lo que se utiliza en las ventanas de estos aparatos. La ventaja de éstas, es que son lo suficientemente resistentes para soportar un vacío total y pueden fabricarse muy finas, para facilitar la salida de aquellos.

El problema del berilio, es su alto costo y toxicidad para los obreros de las fábricas donde se trabaja con el metal. Las partículas de berilio, entran vía respiratoria en el ser humano y se acumulan en los pulmones, produciendo inflamación y progresando a neumonitis química e incluso a cáncer de pulmón. Sin embargo, se puede emplear en la fabricación de componentes de misiles y aeronaves espaciales, donde se necesita un material de gran consistencia y bajo peso, pero en donde la toxicidad no presenta un gran inconveniente, ya que las medidas de seguridad pueden ser muy elevadas, porque el coste económico no es un problema.

Reactividad

El átomo de berilio es pequeño. Su radio atómico de 105 pm, es inferior al del litio (145 pm). Esto hace que el berilio -más incluso que el litio- sea singular, especialmente en la sales iónicas que forma, donde su pequeño tamaño hace que los aniones lleguen a estar en contacto entre sí, por lo que disminuye la energía reticular de esas sales. Además, como el Be^{2+} es muy polarizante forma enlaces con un alto porcentaje de carácter covalente.

El berilio presenta efecto diagonal con el aluminio y muchas de sus sales son muy similares en sus propiedades. Así, mientras que las combinaciones del resto de los elementos del grupo son predominantemente iónicas, el berilio forma con facilidad combinaciones covalentes o compuestos en cadenas similares a las estructuras de las combinaciones de aluminio, pero con cadenas infinitas.

Tanto berilio como aluminio forman una capa de óxido en contacto con el aire, que los hace resistentes al ataque de los ácidos. A esta reacción, se le denomina *efecto de pasivado*, que consiste en la formación de un óxido del metal por el ataque de un oxidante intenso, que es superficial y que protege al material de posteriores ataques, por lo que en el interior permanece el metal intacto y el material no se rompe.

El berilio no reacciona con el agua, ni siquiera con vapor de agua, ni aun calentándolo al rojo vivo.

MAGNESIO

¹²Mg
24,305



Bloque s

-  [Ne]3s²
-  sólido
-  metal
-  natural
-  estable
-  litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	blanco grisáceo plateado
Radio atómico	150 pm	Radio iónico (+2)	72 pm
Radio covalente	141 pm	Volumen atómico	14 cm ³ /mol
Punto de fusión	650 °C	Punto de ebullición	1.090 °C
Energía ionización*	737,70 kJ/mol	Afinidad electrónica	0
Densidad	1,738 g/cm ³	Electronegatividad	1,31
Estado oxidación	+2	Potencial normal**	-2,36 V
Conductividad eléctrica	224,70 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	156 J/m.s.°C
Energía atomización	148 kJ/mol	Dureza	2,5
Densidad de carga eléctrica	2,8 C/m	Entalpía hidratación	-1.925 kJ/mol

*Para I₁^a. La I total para arrancar 2e⁻ es: 2.188,4 kJ/mol. **Mg²⁺+ 2e⁻→ Mg

Etimología

El nombre de magnesio proviene de la palabra griega "*magnesia*", distrito de la región de Tesalia en Grecia, donde fue encontrado en forma de óxido de magnesio.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico británico Sir Humphrey Davy, en 1808.

Isótopos

Tiene tres isótopos naturales y estables: ^{24}Mg (78,99%), ^{25}Mg (10%) y ^{26}Mg (11,01%) y 15 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en sus menas de dolomita ($\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$) y magnesita (MgCO_3) (**Figura 68**), así como, en la mena de potasio de carnalita y en diversos silicatos.



Figura 68. *Izquierda:* Dolomita. *Derecha:* Magnesita. Localización de ambas: Eugui, Navarra, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM.

Obtención

Se puede obtener por:

- Electrolisis de cloruro de magnesio fundido con CaCl_2 y NaCl a $700\text{ }^\circ\text{C}$.
- Reducción silicotérmica de óxido de magnesio a baja presión y a $1.160\text{ }^\circ\text{C}$.

Abundancia

Universo	0,06 % (9°)	Sol	0,07 % (7°)
Corteza terrestre	2,9 % (6°)	Océanos	0,13 % (5°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,027 % (10°)

El magnesio es un elemento abundante en el universo, al igual que el calcio. Durante el proceso de formación de la Tierra, los dos se concentraron en la superficie

terrestre como minerales y en los océanos en forma de sales solubles. Así, el calcio ocupa el 5° lugar por abundancia relativa en la corteza terrestre y el magnesio el 6° y sus sales constituyen el 0,13 % del agua de mar (principalmente por las de magnesio, que es el 5° elemento en abundancia relativa en ese medio).

Aplicaciones

Bombas incendiarias

Son dispositivos diseñados para iniciar un fuego o para usos militares.

- En cohetes de señales y en pirotecnia.
- Es menos denso que el aluminio, por lo cual es utilizado en aleaciones ligeras, para: construcciones aeronáuticas, automóviles y construcción de misiles.
- La mezcla de óxido de magnesio y cloruro de magnesio es el cemento de magnesio, que solidifica fuertemente y se utiliza para fabricar mármol artificial.
- El hidróxido de magnesio se emplea como antiácido estomacal y laxante.

Reactividad

El magnesio no reacciona con el agua líquida pero sí con el vapor de agua, formando el óxido MgO y liberando hidrógeno. Reacciona con halógenos para dar lugar a redes iónicas. Con el oxígeno da el óxido y el hidróxido, con azufre el sulfato y con el carbono, carbonato.

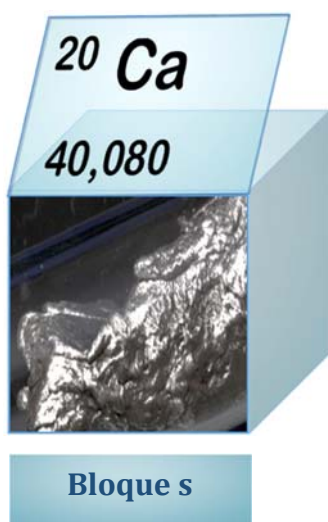
Es muy inflamable, aunque en piezas grandes es muy difícil que pueda arder ya que el grosor del metal dispersa el calor de la superficie lo suficientemente rápido para evitar que se encienda, por lo que se puede utilizar en piezas para autos, aviones, motos y bicicletas. Se suele usar en aleación con aluminio.

Aspectos biológicos

El magnesio es un nutriente esencial para las plantas. La clorofila es una metalproteína de este elemento.

En el ser humano, da lugar a una enfermedad carencial: la hipomagnesemia, que se produce con concentraciones de magnesio <1,5-2,5 mEq/L y que, sí es extremadamente baja, produce: debilidad muscular, confusión y disminución de reflejos. No es considerado tóxico para el ser humano, aunque el polvo de magnesio puede irritar las mucosas y el tracto respiratorio superior.

CALCIO



	[Ar]4s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	c.c.*	Color	blanco grisáceo plateado
Radio atómico	180 pm	Radio iónico (+2)	100 pm
Radio covalente	176 pm	Volumen atómico	26,20 cm ³ /mol
Punto de fusión	842 °C	Punto de ebullición	1.484 °C
Energía ionización**	589,80 kJ/mol	Afinidad electrónica	2,37 kJ/mol
Densidad	1,550 g/cm ³	Electronegatividad	1
Estado oxidación	+2	Potencial normal***	-2,87 V
Conductividad eléctrica	255,80 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	201 J/m.s.°C
Energía atomización	178 kJ/mol	Dureza	1,75
Densidad de carga eléctrica	1,7 C/m	Entalpía hidratación	-1.577 kJ/mol

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a. La I total para arrancar 2e⁻ es: 1.735,2 kJ/mol. ***Ca²⁺ + 2e⁻ → Ca

Etimología

El nombre de calcio proviene del latín "*calx*", que significa "cal" (óxido de calcio).

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a Sir Humphrey Davy, en 1808.

Isótopos

Tiene 5 isótopos naturales estables: ^{40}Ca (96,941%), ^{42}Ca (0,647%), ^{43}Ca (0,135%), ^{44}Ca (2,086%) y ^{46}Ca (0,004%) y uno natural radiactivo: ^{48}Ca (0,187%) con un tiempo de semivida de 6×10^{18} años y 18 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en sus menas de calcita (CaCO_3) y fluorita (CaF_2), que también es la de flúor (**Figura 69**), así como, en la dolomita.



Figura 69. *Izquierda:* Calcita variedad espática. San Ginés de la Jara, Murcia, España. *Derecha:* Fluorita con galena. La Collada, Asturias, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM.

Obtención

Se puede obtener por:

- Reducción aluminotérmica del óxido de calcio.
- Electrolisis de cloruro cálcico fundido.

Abundancia

Universo	0,007 % (12°)	Sol	0,007 % (12°)
Corteza terrestre	5 % (5°)	Océanos	0,00042 % (12°)
Atmósfera	0	Ser humano	1,4 % (5°)

Aplicaciones

Fabricación de yeso

El sulfato de calcio dihidratado, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, es el yeso. Se emplea en construcción; añadiendo agua, se forman cristales que se entrecruzan y sueldan.

- Se emplea como reductor para la obtención de otros metales.
- La caliza (carbonato de calcio) junto con arcilla, molidas, constituye el cemento.
- El hipoclorito de calcio es un agente blanqueador y purificador del agua.

Reactividad

El calcio, con el agua líquida a temperatura ambiente, reacciona dando lugar al hidróxido $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y liberando hidrógeno. Como el magnesio y el resto del grupo, reacciona con facilidad con halógenos, oxígeno y azufre.

Aspectos biológicos

El calcio es el componente estructural del cuerpo humano y de otros mamíferos en su forma de hidroxiapatita $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$, de los corales marinos en forma de fosfato de calcio hidratado y de las conchas de animales marinos, que en este caso, es de carbonato de calcio.

El calcio es esencial para el ser humano y mamíferos. La falta de calcio es una de las causas principales de la osteoporosis. Sin embargo, el consumo de más de 2,5 g de calcio al día sin causa clínica, puede llevar al desarrollo por acumulación y cristalización de piedras en los riñones, esclerosis y problemas en los vasos sanguíneos.

La osteoporosis, es una enfermedad caracterizada por una fragilidad de los huesos producida por una menor cantidad de sus componentes minerales, lo que disminuye su densidad. En condiciones normales, para preservar la masa ósea se necesita alrededor de 1 g diario de calcio, tanto para hombres como para mujeres que no han llegado a la menopausia (pasada la menopausia se necesitan alrededor de 1,5 g). El calcio, se encuentra en abundancia en muchos alimentos como la leche y productos lácteos, pero también en frutos secos, vegetales, y otros.

Asimismo, es responsable de las funciones mecánicas de los nervios y músculos, y es un segundo mensajero de los seres vivos, entre otras muchas funciones.

ESTRONCIO



-  [Kr]5s²
-  sólido
-  metal
-  natural
-  estable
-  litófilo

Estructura cristalina	c.c.*	Color	blanco grisáceo plateado
Radio atómico	200 pm	Radio iónico (+2)	114 pm
Radio covalente	195 pm	Volumen atómico	33,70 cm ³ /mol
Punto de fusión	777 °C	Punto de ebullición	1.382 °C
Energía ionización**	549,50 kJ/mol	Afinidad electrónica	5,03 kJ/mol
Densidad	2,630 g/cm ³	Electronegatividad	0,95
Estado oxidación	+2	Potencial normal***	-2,89 V
Conductividad eléctrica	43,50 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	35,40 J/m.s.°C
Energía atomización	164 kJ/mol	Dureza	1,5
Densidad de carga eléctrica	1,5 C/m	Entalpía hidratación	-1.435 kJ/mol

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a. La I total para arrancar 2e⁻ es: 1.613,7 kJ/mol. ***Sr²⁺ + 2e⁻ → Sr

Etimología

El nombre de estroncio, es en honor al del pueblo escocés "Strontian", donde se descubrió el elemento en un mineral que recibió el nombre de estroncianita.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al británico Sir Humphrey Davy, en 1808.

Isótopos

Tiene 4 isótopos naturales y estables: ^{84}Sr (0,56%), ^{86}Sr (9,86%), ^{87}Sr (7,0%) y ^{88}Sr (82,58%) y 29 radiactivos artificiales, de los que el más famoso es el ^{90}Sr , por ser un subproducto de la lluvia nuclear, que se acumula en los huesos; desde allí irradia y es cancerígeno.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en sus menas de estrocionita (SrCO_3) y celestina o celestita (SrSO_4) (**Figura 70**).



Figura 70. Izquierda: Estroncionita. Monte Vives, Granada, España. **Derecha:** Celestina. Human, China. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM.

Obtención

Se obtiene por:

- Electrolisis del cloruro de estroncio fundido, mezclado con cloruro potásico para rebajar el punto de fusión.
- Reducción de óxido de estroncio con aluminio en virutas, a vacío y a temperaturas en las que el estroncio destila.

Abundancia

Universo	0,000004 % (26°)	Sol	0,000005 % (23°)
Corteza terrestre	0,036 % (16°)	Océanos	0,00081 % (10°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,00046 % (15°)

Aplicaciones

Fuegos artificiales

El nitrato de estroncio da un color rojo carmesí a la llama, por lo cual se emplea para fuegos artificiales y en cohetes de señales (**Figura 71**).

- Se utiliza para producir vidrio para tubos de televisión en color.
- El titanato de estroncio se utilizó como diamante de imitación, antes del desarrollo de la circonita.
- Los polvos luminosos fosforescentes más brillantes son producidos por las sales de aluminio de estroncio con impurezas de europio.



Figura 71. Fuegos artificiales de estroncio. Dominio público.

Reactividad

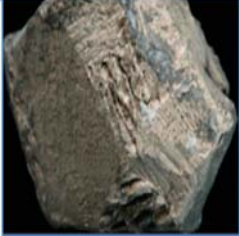
Se oxida rápidamente al ser expuesto al aire, por lo que se guarda en parafina.

Toxicología

Se encuentra, principalmente, en los cereales, vegetales de hojas y productos lácteos. Si bien, las cantidades de estroncio que contienen estos alimentos no constituye un peligro para la salud, está la excepción del cromato de estroncio, muy tóxico aun en pequeñas cantidades.

BARIO

56 Ba
137,34



Bloque s

-  [Xe]6s²
-  sólido
-  metal
-  natural
-  estable
-  litófilo

Estructura cristalina	c.c.c*	Color	blanco grisáceo plateado
Radio atómico	215 pm	Radio iónico (+2)	136 pm
Radio covalente	215 pm	Volumen atómico	38,21 cm ³ /mol
Punto de fusión	727 °C	Punto de ebullición	1.870 °C
Energía ionización**	502,90 kJ/mol	Afinidad electrónica	13,95 kJ/mol
Densidad	3,510 g/cm ³	Electronegatividad	0,89
Estado oxidación	+2	Potencial normal***	-2,91 V
Conductividad eléctrica	26 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	18,40 J/m.s.°C
Energía atomización	180 kJ/mol	Dureza	1,25
Densidad de carga eléctrica	1,3 C/m	Entalpía hidratación	-1.305 kJ/mol

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Para I₁^a. La I total para arrancar 2e⁻ es: 1.468,1 kJ/mol. ***Ba²⁺+ 2e⁻→ Ba

Etimología

El nombre de bario proviene del griego "*barys*", que significa "pesado", porque aunque es un metal ligero, muchos de sus compuestos son "pesados".

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al británico Sir Humphrey Davy, en 1808.

Isótopos

Tiene 7 isótopos naturales estables: ^{130}Ba (0,106%), ^{132}Ba (0,101%), ^{134}Ba (2,417%), ^{135}Ba (6,592%), ^{136}Ba (7,854%), ^{137}Ba (11,23%) y ^{138}Ba (71,7%) y 33 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en su mena de baritina (BaSO_4) (**Figura 72**).



Figura 72. *Izquierda:* Baritina. Almadén, Ciudad Real, España. *Derecha:* Baritina de origen desconocido. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM.

Obtención

Se obtiene por:

- Reducción aluminotérmica del óxido de bario a alto vacío.
- Electrolisis del cloruro de bario.

Abundancia

Universo	0,000001 % (28°)	Sol	0,000001 % (27°)
Corteza terrestre	0,034 % (17°)	Océanos	0,000003 % (21°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,00003 % (21°)

Aplicaciones

Fabricación del litopón

Es un colorante blanco brillante muy estable e insoluble, con buenas propiedades de recubrimiento.

- Se emplea para eliminar trazas de gases en tubos de vacío y televisión.
- El sulfato de bario se emplea en pinturas para dar un blanco permanente.
- El carbonato de bario se emplea como veneno para ratas.
- El nitrato y el clorato de bario se emplean para dar un color verde en pirotecnia.

Reactividad

Reacciona con el oxígeno y lo elimina del ambiente. Lo mismo sucede con el vapor de agua, el CO₂ y el nitrógeno.

Aspectos clínicos

Las sales de bario se usan para diagnóstico clínico.

El sulfato de bario es el agente de contraste más utilizado en el estudio de las alteraciones del tubo digestivo. Presenta alta densidad para los rayos X con una absorción mínima y bajo coste.



Se utiliza por vía oral (40-450 g) y rectal (150-750 g) y permite observar posibles estrechamientos, úlceras y alteraciones de la mucosa digestiva. No puede administrarse por vía respiratoria ni intravenosa. Por vía respiratoria, puede causar disnea y neumonitis y por vía intravenosa provoca arritmias de diversos grados, desde fibrilación ventricular a asistolia y muerte por parada cardíaca.

Actualmente, y debido a la baja sensibilidad del sulfato de bario, se limitan sus usos. Sin embargo, la utilización de doble contraste por administración de sulfato de bario y aire o bicarbonato, permite mejorar la sensibilidad para el examen del estómago o colon. La utilización de sulfato de bario micronizado mejora la capacidad de detección de úlceras frente al sulfato de bario convencional.

El bario, se encuentra en altas cantidades en los frutos secos, algas, pescados y ciertas plantas. No presenta problemas para la salud.

RADIO



-  [Rn]7s²
-  sólido
-  metal
-  natural
-  radiactivo

Estructura cristalina	*c.c.c	Color	blanco grisáceo plateado
Radio atómico	215 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	221 pm	Volumen atómico	45,21 cm ³ /mol
Punto de fusión	700 °C	Punto de ebullición	1.737 °C
Energía ionización**	509,3 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	5,0 g/cm ³	Electronegatividad	0,9
Estado oxidación	+2	Potencial normal***	-2,8 V
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	18,60 J/m.s.°C
Energía atomización	159 kJ/mol	Dureza	-
Periodo de semivida			1.600 años

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Para I₁^a. La I total para arrancar 2e⁻ es: 1.488,3 kJ/mol.***Ra²⁺+ 2e⁻→ Ra

Etimología

El nombre de radio proviene del latín "*radius*", o "rayo", por su radiactividad.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al matrimonio Marie y Pierre Curie, en 1898.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural radiactivo: ^{226}Ra y 32 sintéticos radiactivos.

Estado natural

El radio es un producto de descomposición del uranio, por lo que se puede encontrar en los minerales de éste.

Obtención

Se obtiene como resultado de los procesos de desintegración en minerales de torio y uranio. Puede extraerse mediante lavados durante el procesado de los mismos, en forma de bromuro o cloruro de radio.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	trazas	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	trazas

Aplicaciones

Pinturas luminosas

El radio y sus sales presentan luminiscencia.

Se utiliza como fuente de neutrones.

El llamado *radiendocrinador*, que contenía cantidades elevadas de radio, se empleó como fuente de radiación sobre los órganos reproductores masculinos, con el fin de que altas dosis de radiactividad dirigidas a esos órganos aumentasen la virilidad, lo que resultó no ser cierto, y además puede ser muy peligroso.

Actualmente, se usan protectores para esa zona cuando se irradia, incluso si la dosis es pequeña.

Reactividad

Se supone que es el más reactivo de este grupo.

CARACTERÍSTICAS DEL GRUPO 2

Comparar la variación de las propiedades en los metales alcalinotérreos es más complicado que en el caso de los metales alcalinos, siendo difícil encontrar tendencias claras. Sin embargo, la situación mejora bastante si excluimos al berilio, cuyo comportamiento es muy poco parecido al de los restantes elementos de su grupo.

Como ocurre en los metales alcalinos, la dureza disminuye y los radios atómico e iónico aumentan al descender en el grupo, como es norma periódica. Sin embargo, en este caso, no se pueden determinar los números de hidratación, porque los procesos de intercambio con el agua son mucho más rápidos que en los metales alcalinos y, por tanto, no se puede establecer un parámetro de variación similar a éstos. Asimismo, en semejanza a los metales alcalinos, el aumento del radio iónico al bajar en el grupo es regular, destacando el berilio con un radio iónico muy pequeño (el menor de todos los iones).

Todos ellos tienen un elevado potencial normal, con valores similares a los metales alcalinos, a excepción del berilio, cuyo potencial normal (-1,85 V), es bastante menor que el del litio (-3,05 V). El menor potencial redox del berilio, se debe a que la suma de sus energías de ionización primera y segunda (2.656,6 kJ/mol) aunque no sea demasiado alta para formar el catión Be^{2+} , sí que lo es para que pueda ser compensada al hidratarse.

Explicaremos este punto: El carácter reductor está gobernado por dos energías: la de hidratación (ΔH_{hidr}) y la de ionización (I), las cuales tienen efectos opuestos (a mayor ΔH_{hidr} y a menor I , mayor poder reductor). Ambas energías disminuyen regularmente al bajar en el grupo 2, pero es más intensa la disminución de la energía de ionización y, por lo tanto, prevalece, por lo que el carácter reductor aumenta al bajar en el grupo.

Si comparamos los valores de estas energías con las de los metales alcalinos, resultará que aunque las energías de hidratación de éstos son más bajas que las de sus homólogos alcalinotérreos, también lo son los de las energías de ionización, pero al predominar ésta, en general, resultan más reductores los alcalinos que los alcalinotérreos. En el caso del litio, sin embargo, predomina el factor: mayor energía de hidratación (-544 kJ/mol) mayor poder reductor y, por ello, tiene el mayor potencial redox de su grupo, lo que unido a una baja energía de ionización (520,2 kJ/mol), hace que también tenga el mayor potencial redox de todos los elementos. En el berilio, sucede todo lo contrario

porque es más determinante el factor mayor energía de ionización (899,5 kJ/mol) menor poder reductor, debido al pequeño radio del catión Be^{2+} .

Las sumas de las energías de ionización correspondientes al primero y segundo electrón, son lo suficientemente bajas como para poder arrancar los dos electrones más externos ns^2 , lo que da lugar al catión elemental que, en este caso, es divalente, con el cual forman los metales alcalinotérreos compuestos iónicos. Las afinidades electrónicas son de cero o positivas, ya que tienen completo el último nivel ns^2 y no dan lugar a aniones elementales (ni moleculares) como era de esperar en un metal.

Los puntos de fusión de los metales alcalinotérreos –bastante más altos que los de los alcalinos- no siguen una tendencia clara, porque las estructuras en estado sólido de los metales son distintas: berilio y magnesio, hexagonal simple; calcio y estroncio, cúbica centrada en las caras y bario y radio, cúbica centrada en el cuerpo.

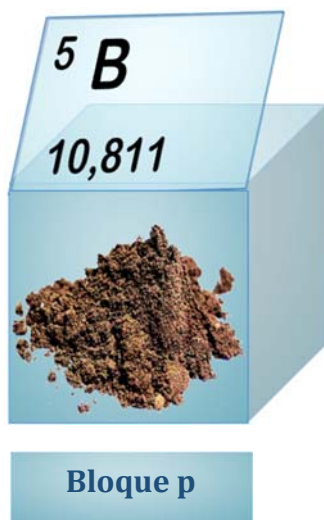
Son más duros que los homólogos alcalinos. Además, el berilio es duro pero quebradizo y el estroncio resulta muy maleable.

Asimismo, los calores de atomización son más elevados en los elementos de este grupo que en el caso de los metales alcalinos. Por eso, resultan más estables y menos reactivos que los correspondientes metales alcalinos, aunque no por ello dejan de ser bastante reactivos, ya que sus entalpías de atomización siguen siendo bajas. Su estabilidad disminuye al descender en el grupo. El más estable es el berilio.

Son bastante más densos que los correspondientes metales alcalinos. La densidad sigue un patrón similar al de los metales alcalinos, con la excepción del berilio. En este caso, el calcio se comporta como el potasio con respecto al elemento que le precede (Ca-Mg; K-Na) y así, el calcio es menos denso que el magnesio. El berilio, no sigue el mismo patrón que el litio en su grupo, de tal manera que su densidad no es la menor del grupo (más bien intermedia). Así que, para encontrar una tendencia similar a la de los metales alcalinos, hay que excluir al berilio. El berilio, tiene una densidad más alta que la del magnesio, debido fundamentalmente a su pequeño radio, que no es compensado por su masa.

Las electronegatividades –que son pequeñas- disminuyen al bajar en el grupo, como cabe esperar, ya que la carga nuclear efectiva se mantiene casi constante al bajar en el grupo.

BORO



	[He]2s ² 2p ¹
	sólido
	metaloide
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	romboédrica	Color	negro
Radio atómico	85 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	84 pm	Volumen atómico	4,6 cm ³ /mol
Punto de fusión	2.075 °C	Punto de ebullición	4.000 °C
Energía ionización*	800,60 kJ/mol	Afinidad electrónica	-26,70 kJ/mol
Densidad	2,460 g/cm ³	Electronegatividad	2,04
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-0,857 V
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	27,40 J/m.s.°C
Energía atomización	573 kJ/mol	Dureza	9,3

*Para I₁^a. La I total para 3e⁻ es: 6.887,4 kJ/mol. **H₃BO₃+3H⁺+3e⁻→B+3H₂O

Etimología

El nombre de boro proviene de la palabra árabe "*buraq*" o del persa "*burah*", que significa "bórax", haciendo referencia a su principal mineral.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a los químicos franceses Joseph Louis Gay Lussac y Louis Jacques Thénard, en 1808.

También se le otorga a Sir Humphry Davy, que lo obtuvo 9 días después.

Isótopos

Tiene dos isótopos naturales y estables: ^{10}B (19,9%) y ^{11}B (80,1%) y 11 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está en estado nativo. Se encuentra en su mena de bórax, borato de sodio o tetraborato de sodio ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), que es muy abundante. También está en la boracita: $\text{Mg}_3(\text{B}_7\text{O}_{13})\text{Cl}$ (Figura 73).



Figura 73. Izquierda: Bórax. Baron Lake, California, Estados Unidos. **Derecha:** Boracita. Lüneburg, Alemania. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM.

Alotropías

El boro atómico, es una mezcla isotópica de ^{10}B y ^{11}B , que se presenta en tres estados alotrópicos cristalinos de color negro y uno amorfo marrón.

Son más interesantes las formas cristalinas, de la que dos son romboédricas (más frecuentes) y una tetragonal.

La red cristalina del boro está formada por icosaedros de B_{12} (Figura 74); es muy dura, de elevado punto de fusión, inerte y semiconductor.

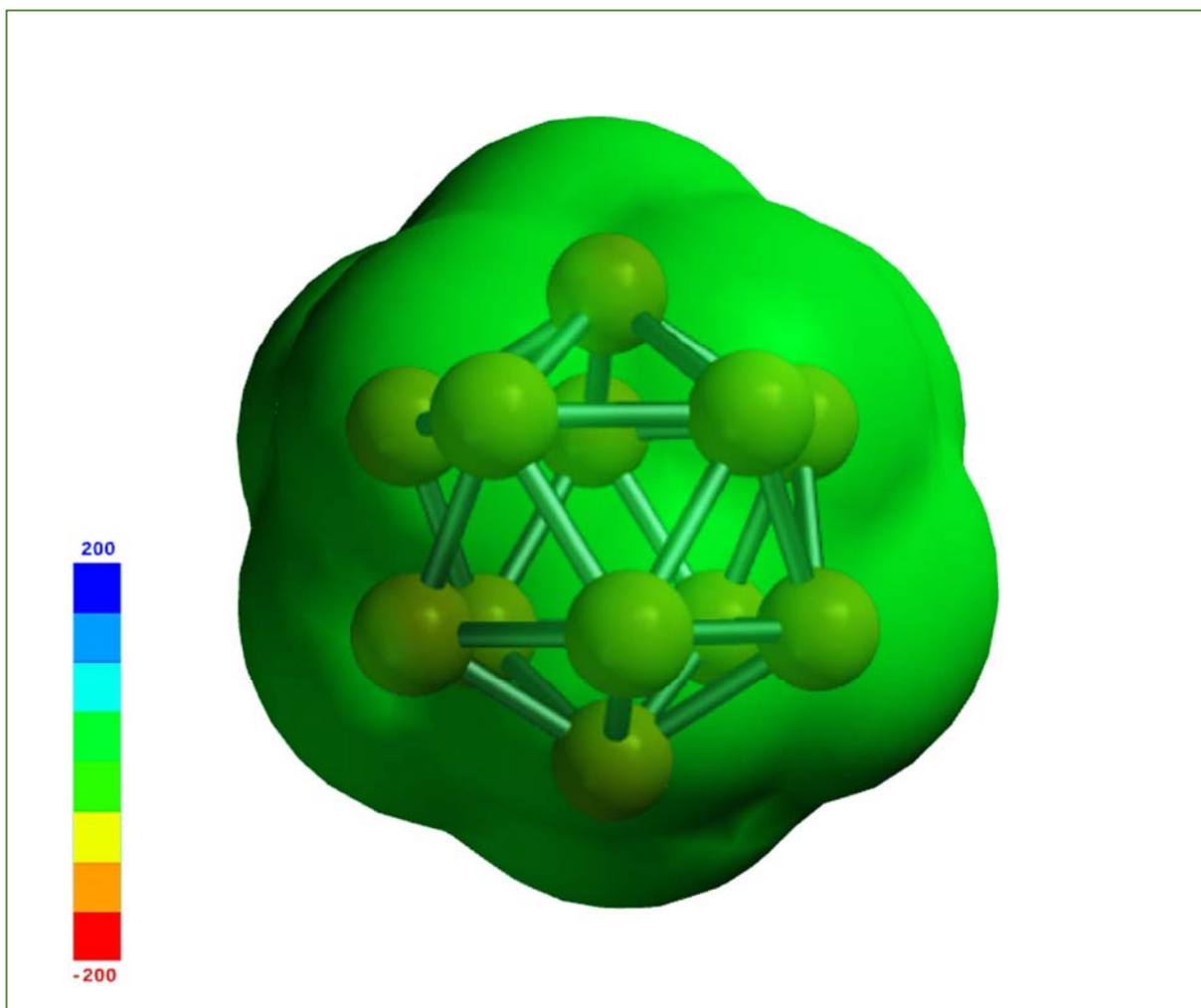


Figura 74. Estructura del B_{12} y mapa de potencial electrostático. Un mismo color continuo, en este caso, verde, significa una uniformidad de carga, que es típica de los enlaces covalentes. Realizado con Spartan '14.

Obtención

Se obtiene por reducción, en fase de vapor, de tricloruro o tribromuro de boro con hidrógeno, sobre filamentos de tantalio a 1.300 °C.

Abundancia

Universo	0,0000001 % (37°)	Sol	0,0000002 % (34°)
Corteza terrestre	0,00086 % (35°)	Océanos	0,00044 % (11°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,00007 % (20°)

Aplicaciones

Desinfectante

El ácido bórico es un gran desinfectante, que se puede emplear desde el lavado de ojos al tratamiento de ciertas dermatitis. Además, es conservador de alimentos y un veneno para las hormigas.

- Se utiliza en el proceso de refinado del aluminio.
- Como dopante, para modificar las propiedades de semiconductores de silicio y germanio.
- Como lubricante.
- Junto al hierro forma aleaciones de gran dureza (ferroboro).
- El boro amorfo se usa en pirotecnia dando un color verde.
- Las fibras de boro, que forman una matriz tipo epoxi, son más fuertes y rígidas que el acero y un 25% más ligeras que el aluminio. Se utilizan, para crear estructuras aeroespaciales, blindajes, etc.
- El muy duro nitruro de boro cúbico se usa en piezas de corte de máquinas para el torneado del acero templado, ya que admite velocidades de corte muy altas y es muy resistente al calor.
- El bórax se utiliza como detergente y también como fundente en soldaduras.
- El isótopo ^{10}B tiene aplicaciones para el control de reactores nucleares, como escudo para la radiación nuclear y en instrumentos para detectar neutrones.
- La *silly putty* es una silicona orientada a su uso como juguete para los niños. Tiene unas propiedades únicas, ya que es una masilla deformable y elástica que bota como una pelota. Su estructura es la de un polímero denominado polidimetilsiloxano, unido por moléculas de ácido bórico.

Reactividad

El boro, es más parecido al silicio (relaciones diagonales de la tabla periódica) que a los elementos del resto de su grupo.

Con el oxígeno, da lugar al óxido de boro (B_2O_3), que es ácido, al igual que el SiO_2 lo que le diferencia de los del resto de su grupo. Lo mismo ocurre con el hidróxido.

Reacciona directamente con el nitrógeno a altas temperaturas, formando nitruros muy duros y con los halógenos formando halogenuros gaseosos.

Es un buen reductor, como todos los elementos de su grupo.

ALUMINIO



Bloque p

	[Ne]3s ² 3p ¹
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	c.c.*	Color	blanco plateado
Radio atómico	125 pm	Radio iónico (+3)	53 pm
Radio covalente	121 pm	Volumen atómico	10 cm ³ /mol
Punto de fusión	660,32 °C	Punto de ebullición	2.519 °C
Energía ionización**	577,50 kJ/mol	Afinidad electrónica	-42,50 kJ/mol
Densidad	2,70 g/cm ³	Electronegatividad	1,61
Estado oxidación	+3	Potencial normal***	-1,66 V
Conductividad eléctrica	376,70 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	237 J/m.s.°C
Energía atomización	326 kJ/mol	Dureza	2,75

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a. La I total para arrancar 3e⁻ es: 5.139 kJ/mol. ***Al³⁺+3e⁻→ Al

Etimología

El nombre de aluminio proviene del latín "*alumen*", que significa "alumbre", una sal doble de este elemento: Al₂(SO₄)₃•K₂SO₄•24H₂O.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico y físico danés Hans Christian Oersted, y al químico alemán Friedrich Wöhler, en 1825.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ^{27}Al y 18 sintéticos radiactivos.

Estado natural



El aluminio nativo es muy raro. En estado natural, se halla en los muy abundantes silicatos de aluminio, principalmente, en feldespatos, plagioclasas y micas, pero solo se extrae de sus menas del mineral de bauxita ($\text{AlO}_3(\text{OH})$) (**Figura 75**), que es un óxido de aluminio con diferentes grados de hidratación y con impurezas de hierro, que le confiere unos halos de color rojizo.

Figura 75. Bauxita. La Llacuna, Tarragona, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM.

Obtención

El aluminio se obtiene en dos fases: Primero, hay que obtener la alúmina (Al_2O_3) a partir del mineral bauxita, en el denominado *proceso de Bayer*, mediante el cual se disuelve a la bauxita en hidróxido sódico caliente para disolver las impurezas de otros metales, los cuales se separan por decantación. La solución restante de $\text{Al}(\text{OH})_4^-$ se precipita a hidróxido de aluminio puro, el cual se calcina a unos $1.000\text{ }^\circ\text{C}$, para obtener la alúmina. En la segunda fase, se realiza la electrolisis de la alúmina para obtener el aluminio.

Abundancia

Universo	0,005 % (14°)	Sol	0,006 % (11°)
Corteza terrestre	8,1 % (3°)	Océanos	0,0000005% (23°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,00009 % (19°)

El aluminio es el metal más abundante de toda la corteza terrestre.

Aplicaciones

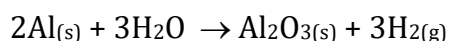
Material de construcción

Para cerramientos, automóviles, aviones y un largo etc.

- Fabricación de disipadores de calor.
- Fabricación del papel de aluminio, moldes y cacerolas para cocina.
- Purificación de aguas residuales: el aluminato de sodio se utiliza junto al sulfato de aluminio en la purificación del agua, ya que producen una malla esponjosa y gelatinosa que atrapa impurezas que se sedimentan y eliminan por filtración.
- Fuegos artificiales: la alúmina da un color dorado a 1.480 °C y blanco a 2.982 °C y el aluminio en polvo, llamado "aluminio mariposa", se usa para dar un efecto de chispas al azar a los fuegos artificiales.
- Medicamentos antiácidos.

Reactividad

Es el elemento más reactivo del grupo 13, lo que se manifiesta en que es el único de este grupo que reacciona con el agua, aunque se pasiva:



Hay que destacar que, por el *efecto de pasivado*, es muy resistente a la corrosión, ya que como le ocurre al hierro, debido a su alto estado de oxidación (+3), en contacto con el aire se recubre de una capa gris de Al_2O_3 que impide cualquier ataque posterior, proporcionando resistencia y durabilidad. De esta manera, el aluminio es un gran material, resistente al ataque de los ácidos diluidos, a otros metales corrosivos y al propio aire y, además, es muy fácil de trabajar. Sin embargo, la capa protectora de óxido de aluminio, se puede destruir y desaparecer con el mercurio por formación de la amalgama del propio aluminio.

Cuando en una reacción da lugar al Al_2O_3 , se desprende una gran cantidad de energía. El aluminio, es un gran agente reductor; el más potente de este grupo.

El óxido de aluminio es anfótero, al igual que su hidróxido. El aluminio, como el boro reacciona directamente con el nitrógeno a altas temperaturas y también forma haluros gaseosos.

Toxicología

El aluminio, es muy abundante en la naturaleza, y tiene muchas aplicaciones industriales, farmacéuticas y domésticas, por lo que se incorpora a las cadenas tróficas.

La absorción de aluminio en el ser humano es, fundamentalmente, vía gastrointestinal. Su absorción por esta vía de entrada es escasa, del orden de 20-30 mg

diarios, debido principalmente a su insolubilidad con los fosfatos presentes en los alimentos, por lo que se elimina por las heces. Sin embargo, los ancianos, que tienen un aumento de la permeabilidad de la mucosa gástrica y los lactantes, pueden absorber grandes cantidades de aluminio y, por tanto, son poblaciones de riesgo.

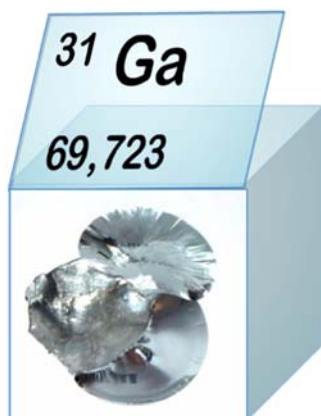
De los 20-30 mg diarios que se absorben (datos de la FDA), solo de 2 a 10 mg lo son por los alimentos y el resto por aditivos, espesantes, antiácidos e incluso por la cesión de aluminio a través del revestimiento de los envases y papel de aluminio utilizado en la envoltura de los alimentos. Otro riesgo adicional, que incrementa las concentraciones de aluminio que recibimos en la dieta, es por el del tratamiento de las aguas de bebida con compuestos de aluminio.

El aluminio es tóxico para el hombre y si bien a las concentraciones habituales que recibimos diarias no presenta riesgo alguno, hay que tener en cuenta que hay un peligro potencial si por alguna causa se incrementa la absorción diaria de aluminio. Así, concentraciones altas de aluminio en las aguas de bebida ($>100 \mu\text{g/L}$) incrementan hasta en un 50% el riesgo de padecer la enfermedad de Alzheimer. En zonas de Japón, se ha descrito una mayor incidencia de la esclerosis amiotrófica (enfermedad neuromuscular de las neuronas motoras, de inicio brusco, curso rápido y progresivamente incapacitante), atribuido a una concentración de aluminio inusualmente alta en las aguas de bebida.

Pero, el aluminio es sobre todo un tóxico ocupacional (o laboral), que afecta a los trabajadores de industrias de explosivos, debido a la inhalación constante de óxidos de aluminio, que en forma de pequeñas partículas, se absorben vía respiratoria y que a través de los pulmones llegan al torrente sanguíneo. En este caso, la absorción del aluminio es muy alta (80-90%), por lo que su entrada por la vía respiratoria, supone un alto riesgo. Los efectos tóxicos que causa el aluminio en los trabajadores expuestos son: fibrosis pulmonar (cicatrices en los pulmones por irritación), neumotorax espontáneo (presencia de aire interpleural) y ampollas enfisematosas (espacio aéreo mayor de 1 cm de diámetro, sin pared epitelial) en la superficie pleural (membrana serosa que recubre los pulmones).

Otra población de riesgo, es la de los pacientes sometidos a hemodiálisis, ya que el propio líquido de hemodiálisis contiene aluminio y, además, a estos pacientes hay que suministrarles antiácidos, debido a la acidez que les produce el propio tratamiento, ya que el líquido de la diálisis, suele contener derivados de aluminio.

GALIO



Bloque p

 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹
 sólido
 metal
 natural
 estable
 calcófilo

Estructura cristalina	ortorrómbica centrada en las caras	Color	blanco plateado
Radio atómico	130 pm	Radio iónico (+3)	62 pm
Radio covalente	122 pm	Volumen atómico	11,81 cm ³ /mol
Punto de fusión	29,76 °C	Punto de ebullición	2.204 °C
Energía ionización*	578,80 kJ/mol	Afinidad electrónica	-28,90 kJ/mol
Densidad	5,904 g/cm ³	Electronegatividad	1,81
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-0,56 V
Conductividad eléctrica	57,50 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	48,30 J/m.s.°C
Energía atomización	286 kJ/mol	Dureza	1,5

*Para I₁^a. La I total para arrancar 3e⁻ es: 5.521,1 kJ/mol. **Ga³⁺+ 3e⁻→ Ga

Etimología

El nombre de galio proviene del latín "*gallia*", que significa Francia, en honor a la nacionalidad de su descubridor.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico francés Paul Emile Lecoq de Boisbaudran, en 1875.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales y estables: ^{69}Ga (60.108%) y ^{71}Ga (39,892%) y 29 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está en estado nativo. Se encuentra en pequeñas cantidades en minerales de bauxita, carbón mineral, diásporo ($\text{AlO}(\text{OH})$), germanita ($\text{Cu}_{13}\text{Ge}_2\text{Fe}_2\text{S}_{16}$) y blenda o esfalerita (ZnS).

Obtención

Se obtiene como subproducto en la metalurgia del cinc y en la del aluminio.

Abundancia

Universo	0,000001 % (28°)	Sol	0,000004 % (24°)
Corteza terrestre	0,0019 % (32°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Dopado de semiconductores

Para la fabricación de dispositivos como transistores, diodos, células solares, etc.

- El ^{72}Ga se emplea en el diagnóstico y terapia de tumores óseos.
- Se utiliza en aleaciones con bajo punto de fusión.
- Con hierro, litio, magnesio, itrio y gadolinio forma materiales magnéticos.
- Se usa para la detección de neutrinos solares.
- El arseniuro de galio se usa en los láseres.

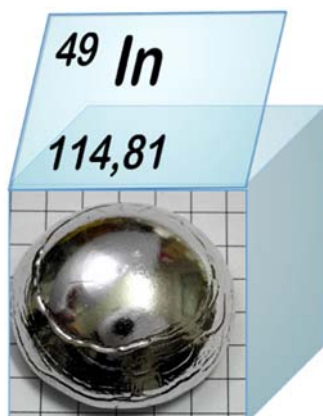
Reactividad

Es bastante reactivo, pero no reacciona con el agua, ni tampoco con el nitrógeno en reacción directa. Sí que lo hace con el oxígeno. El óxido de galio, como el de aluminio, es anfótero. El hidróxido también lo es.

Asimismo, reacciona con los halógenos, dando lugar a haluros gaseosos.

Es un buen reductor.

INDIO



Bloque p

[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹
sólido
metal
natural
estable
caltófilo

Estructura cristalina	tetragonal centrada en las caras	Color	blanco plateado
Radio atómico	155 pm	Radio iónico (+3)	72 pm
Radio covalente	142 pm	Volumen atómico	15,76 cm ³ /mol
Punto de fusión	156,60 °C	Punto de ebullición	2.072 °C
Energía ionización*	558,30 kJ/mol	Afinidad electrónica	-28,90 kJ/mol
Densidad	7,310 g/cm ³	Electronegatividad	1,78
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-0,23 V
Conductividad eléctrica	119,50 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	81,80 J/m.s.°C
Energía atomización	243 kJ/mol	Dureza	1,2

*Para I₁^a. La I total para arrancar 3e⁻ es: 5.083 kJ/mol. **In⁺⁺ e⁻ → In

Etimología

El nombre de indio proviene de la línea azul índigo que produce en su espectro.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a los químicos alemanes Ferdinand Reich y Hieronymus Theodor Richter, en 1863. Reich solo podía ver en blanco y negro, y por eso Richter fue el que examinó los colores producidos en las reacciones que estudiaron.

Isótopos

Tiene un isótopo natural estable: ^{113}In (4,3%) y otro natural radiactivo: ^{115}In (95,7%) y 35 sintéticos radiactivos.

Estado natural

El indio nativo es muy raro. Se encuentra en minerales de cinc, hierro, plomo y cobre. Es tan raro, que hasta 1924 solo se había obtenido 1 g en todo el mundo.

Obtención

Se obtiene de los minerales de cinc como subproducto mediante electrólisis y posterior extracción o intercambio iónico. Actualmente, se prepara en cientos de toneladas anuales para sus aplicaciones electrónicas y ledes.

Abundancia

Universo	0,00000003 % (43°)	Sol	0,0000004 % (32°)
Corteza terrestre	0,000016 % (57°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación de pantallas LCD

El indio, es un conductor transparente a la electricidad, lo que permite que las señales se comuniquen a los píxeles de una pantalla individualmente sin bloquear la luz de los demás píxeles.

- En la industria de semiconductores se emplea para fabricar transistores, rectificadores, termistores y fotoconductores.
- Fabricación de las modernas lámparas con tecnología led.

Reactividad

Como el galio, es bastante reactivo, pero tampoco reacciona con el agua, ni con el nitrógeno en reacción directa. Sí que lo hace con el oxígeno. El óxido de indio, tiene carácter básico. El hidróxido también lo es. Asimismo, reacciona con los halógenos, dando lugar a haluros gaseosos.

Es un buen reductor.

TALIO



Bloque p

$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$
sólido
metal
natural
estable
calcófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	blanco plateado
Radio atómico	190 pm	Radio iónico (+3)	88 pm
Radio covalente	145 pm	Volumen atómico	17,25 cm ³ /mol
Punto de fusión	304 °C	Punto de ebullición	1.473 °C
Energía ionización*	589,40 kJ/mol	Afinidad electrónica	-19,20 kJ/mol
Densidad	11,850 g/cm ³	Electronegatividad	1,62
Estado oxidación	+1,+3	Potencial normal**	-0,34 V
Conductividad eléctrica	55,60 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	46,10 J/m.s.°C
Energía atomización	182 kJ/mol	Dureza	1,2

*Para I₁^a. La I total para arrancar 3e⁻ es: 5.438,4 kJ/mol. **Tl⁺ + e⁻ → Tl

Etimología

El nombre de talio proviene de la palabra griega "*thallos*", que significa "rama verde" por la línea verde que da en su espectro.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico inglés Sir William Crookes, en 1861.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales y estables: ^{205}Tl (70,476%) y ^{203}Tl (29,524%) y 32 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en pequeñas cantidades en minerales, acompañando, como impureza, a otros metales.

Obtención

Se obtiene como subproducto de la industria del ácido sulfúrico, a partir de los barros de las cámaras de plomo, donde se precipita como cloruro o yoduro de talio (I) y de los cuales se prepara por electrolisis un metal puro.

Abundancia

Universo	0,00000005 % (41°)	Sol	0,0000001 % (35°)
Corteza terrestre	0,000053 % (53°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

En óptica

Los cristales de bromuro y el yoduro de talio se utilizan en cristales infrarrojos, debido a que son más duros y transmiten mayores longitudes de onda que otros materiales. Estos materiales se conocen con el nombre comercial de KRS-5.

- La conductividad eléctrica del sulfuro de talio cambia con la exposición a la luz infrarroja, permitiendo con ello que se utilice en fotorresistores.
- El talio, junto con azufre o selenio y arsénico, se emplea para producir vidrios de bajo punto de fusión (funden entre 125-150 °C) que tienen las mismas propiedades, a temperatura ambiente, que los vidrios ordinarios.

Reactividad

Como los demás elementos de este grupo, menos el aluminio, no reacciona con el agua ni con nitrógeno. Su óxido y el hidróxido son básicos. Con los halógenos forma sólidos, a diferencia del resto de los elementos del grupo.

NIHONIO



Estructura cristalina	Desconocida	Color	Desconocido
Radio atómico*	160 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente*	136 pm	Volumen atómico	Desconocido
Punto de fusión*	427 °C	Punto de ebullición*	1.127 °C
Energía ionización	Desconocida	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad*	16,0 g/cm ³	Electronegatividad	-
Estado oxidación*	+1	Potencial normal	Desconocido
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Periodo de semivida		²⁸⁶ Nh	20 segundos

*Valores estimados. Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es de cero.

Etimología y descubridor

Su nombre es en honor al país donde fue descubierto: Japón.

Su descubrimiento se le atribuye al Instituto Riken (Japón), en 2003. Fue obtenido mediante una cadena de seis desintegraciones alfa consecutivas.

CARACTERÍSTICAS DEL GRUPO 13

Los elementos de este grupo solo poseen tres electrones de valencia y, debido a ello, son deficitarios de electrones, por lo que se comportan como ácidos de Lewis muy intensos, con gran tendencia a aceptar electrones en sus combinaciones covalentes. El estado de oxidación de todos ellos es +3, pero a medida que descendemos en el grupo se estabiliza el estado inferior +1, lo que es muy patente para el talio. A esto, se le denomina efecto del par inerte, porque se retiene el par de electrones ns^2 impidiendo que promocionen. La deficiencia de electrones en los elementos del grupo 13, supone la formación de combinaciones muy características en este grupo, en especial para el boro y es una tipología específica de estos elementos.

El boro es un metaloide semiconductor, sin conductividad eléctrica a temperatura ambiente; los demás son metales buenos conductores, siendo el aluminio el cuarto elemento mejor conductor eléctrico. Asimismo, son buenos conductores del calor, incluido el boro, pero en especial el aluminio.

Los radios atómico e iónico, siguen el comportamiento regular que cabe esperar. Sin embargo, el radio atómico del galio, se debe considerar anómalo, como ya sabemos.

Esa anomalía en el radio del galio se refleja en sus energías de ionización, que son superiores a lo esperado. De hecho, la suma de sus tres primeras energías de ionización resulta superior a la del aluminio, mientras que la tendencia sería a la baja. El talio tiene también una energía de ionización superior al aluminio, pero, en este caso, la desviación de la regla general es debida al efecto del par inerte que estabiliza al Tl^+ y no al Tl^{3+} .

Las electronegatividades no siguen la norma general hacia la tendencia de ser más bajas conforme se desciende en el grupo. La del galio (también la del indio y en menor medida la del talio) es mayor que la del aluminio, lo que es una desviación de la norma general. En realidad, este comportamiento anómalo, ahora es el esperado, ya que como la electronegatividad depende de la energía de ionización, es por lo que la tendencia a la baja se interrumpe, nuevamente, en el galio.

La dureza tiene el comportamiento habitual, disminuyendo al bajar en el grupo. A destacar, la gran dureza del boro en su forma metálica (9,3), situada en la escala de Mohs entre el corindón y el diamante.

Los valores de los potenciales redox revelan que todos los elementos de este grupo son reductores, siendo el más intenso el aluminio. El boro es bastante inerte, pero conforme se aumenta la temperatura es un buen reductor.

Los puntos de fusión no siguen una tendencia clara. El boro tiene un punto de fusión muy elevado y destaca sobre los demás elementos de su grupo. Los restantes, tienen bajos puntos de fusión, sobresaliendo el galio por su bajísimo punto de fusión.

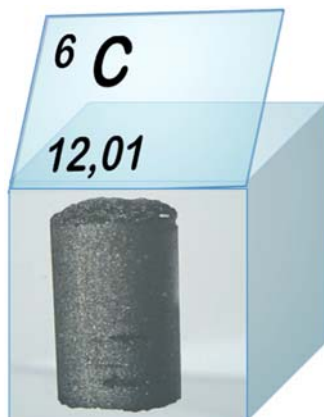
Las entalpías de atomización sí que siguen una tendencia regular, disminuyendo conforme descendemos en el grupo y son más elevadas que las de los metales alcalinos y alcalinotérreos, por lo que son más estables y, por tanto, menos reactivos, en especial el boro.

Las sumas de las energías de ionización hasta el tercer electrón son suficientes para que todos ellos constituyan el catión elemental X^{3+} . Sin embargo, la preferencia del indio y, sobre todo, del talio, es la de hacerlo con el catión monovalente X^+ por efecto del par inerte. El B^{3+} no se conoce. Aunque las afinidades electrónicas son negativas, predomina la formación del catión y no la del anión. El boro no tiene tendencia a establecer ni catión ni anión elemental, solo es capaz de formar aniones moleculares iónicos, como el $(BH_4)^-$, pero que da lugar a un enlace covalente con otro átomo.

De esta manera, los enlaces de los compuestos del grupo 13 van desde los predominantemente covalentes a iónicos, de acuerdo con su carácter metaloide a metálico. Así, los elementos más pesados del grupo, forman cationes con mayor facilidad y, por lo tanto, pueden establecer combinaciones iónicas más fácilmente. Sin embargo, el aluminio por ser menos electronegativo que el galio y el indio, da combinaciones con mayor participación de enlace iónico. Veamos esto:

Por ejemplo, las diferencias de electronegatividades entre aluminio (1,61) y galio (1,81) con el cloro (3,16), resulta ser: $(Al-Cl)=1,55$ y $(Ga-Cl)=1,35$. Así que, la diferencia es mayor en el aluminio, por lo que tendrá mayor participación de enlace iónico, lo que demuestra la importancia de la denominada *contracción escándida*, ya que, en nuestro caso, lo esperado es que la diferencia Ga-Cl, fuese mayor. La contracción del radio atómico en el galio, además, también provoca que se comporte con menor carácter metálico del esperado en su grupo y, por lo tanto, el aluminio con mayor.

CARBONO



Bloque p

- [He]2s²2p²
- sólido
- no metal
- natural
- estable
- atmósfilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	negro
Radio atómico	70 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	76 pm	Volumen atómico	3,42 cm ³ /mol
Punto de fusión	3.500 °C	Punto de ebullición	4.027 °C
Energía ionización*	1.086,5 kJ/mol	Afinidad electrónica	-153,90 kJ/mol
Densidad	2,260 g/cm ³	Electronegatividad	2,55
Estado oxidación	+2,+4,-4	Potencial normal	-
Conductividad eléctrica	0,70 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	1,59 J/m.s.°C
Energía atomización	717 kJ/mol	Dureza	0,5

Los datos son para el grafito. *Para I₁^a. La I total para arrancar 4e⁻ es: 14.281,30 kJ/mol.

Etimología

El nombre de carbono proviene del latín "*carbo*", que significa "carbón", el cual está constituido, esencialmente, por carbono.

Descubridor

Se conoce desde la antigüedad.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales y estables: ^{12}C (98,9%) y ^{13}C (1,1%) y 13 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Existen tres formas nativas de carbono elemental: grafito, diamante y los carbones minerales naturales de antracita, lignito y hulla (**Figura 76**).

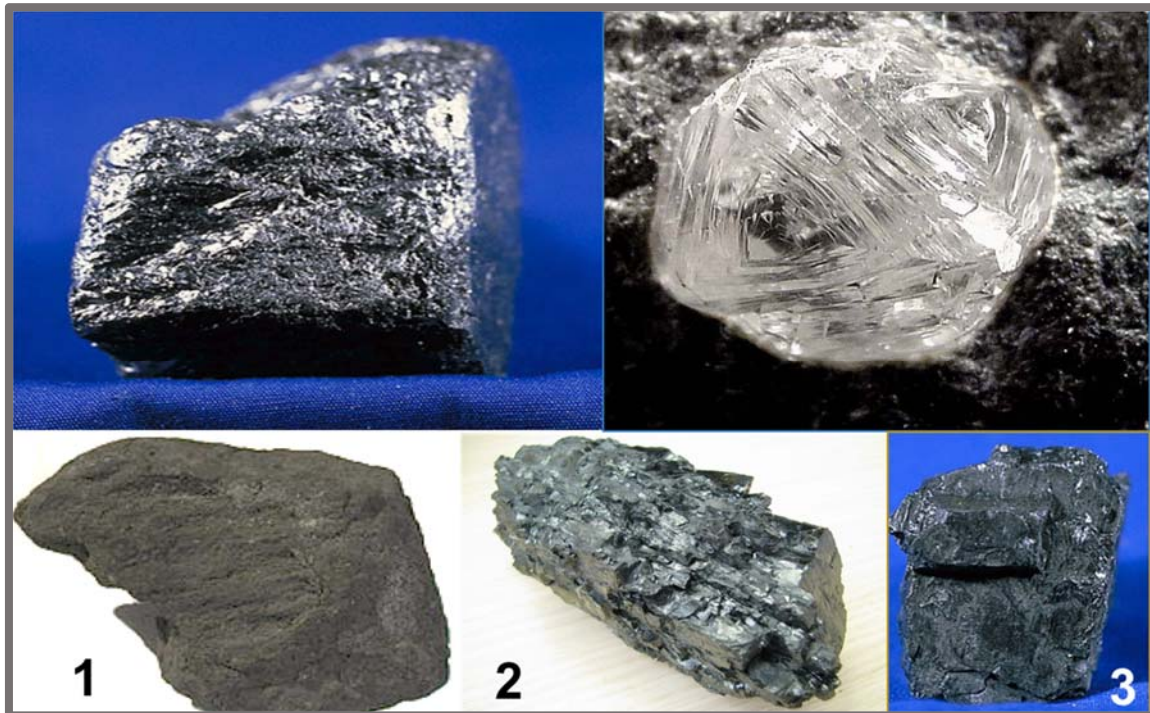


Figura 76. Izquierda superior: Grafito. Dominio público. **Derecha superior:** Diamante. Región este de Siberia, Rusia. El espécimen es un cristal de diamante octaédrico SHARP, escalonado de 6 mm, incrustado naturalmente en la roca anfitriona. Muchos de los diamantes supuestamente de matriz son simplemente fabricados, pero este cristal está parcialmente encerrado en la roca de tal manera que no podría ser falsificado. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0. **Inferior de izquierda a derecha:** 1) Lignito. Luis Miguel Bugallo Sánchez, GNU Free Documentation License. 2) Antracita. mina de carbón subterránea Ibbenbüren, Alemania. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0. 3) Hulla. Dominio público.

Alotropías

El carbono, tiene varios estados alotrópicos: 1) los naturales ya citados: grafito (cristalino 3D), diamante (cristalino 3D) y los carbones naturales amorfos de antracita, lignito y hulla y 2) los sintéticos: grafeno (cristalino 2D), fullerenos (cristalino 0D), nanotubos de carbono (cristalino 1D), los carbinos (carbono monovalente radical con 3e⁻ no enlazantes) y los carbones artificiales amorfos de carbón de madera, carbón animal, negro de humo y Cok (o coque). El diamante y grafito, también se pueden preparar

artificialmente. A ellos, se agrega la lonsdaleíta, llamada así en honor de la cristalógrafa británica Kathleen Lonsdale; se puede encontrar en meteoritos y tiene una estructura hexagonal de carbono, semejante al diamante, pero polimorfa. Se cree que es un 58% más dura que el diamante y que se forma por el impacto del grafito contra la tierra, lo que da lugar a diamante y lonsdaleíta. Otro estado alotrópico, sintético, es la *nanoespuma de carbono*, que es una red tridimensional de baja densidad y muy poco conductora.

Veamos a continuación, las formas alotrópicas cristalinas del carbono.

GRAFENO

El grafeno, posee una estructura de red bidimensional de enlace covalente, en una sola lámina (**Figura 77**), con hibridación sp^2 del carbono, uniéndose los átomos de carbono entre sí, formando hexágonos regulares planos, a una distancia de 142 pm. Se forma así, una estructura empaquetada en forma de *panal de abeja*.

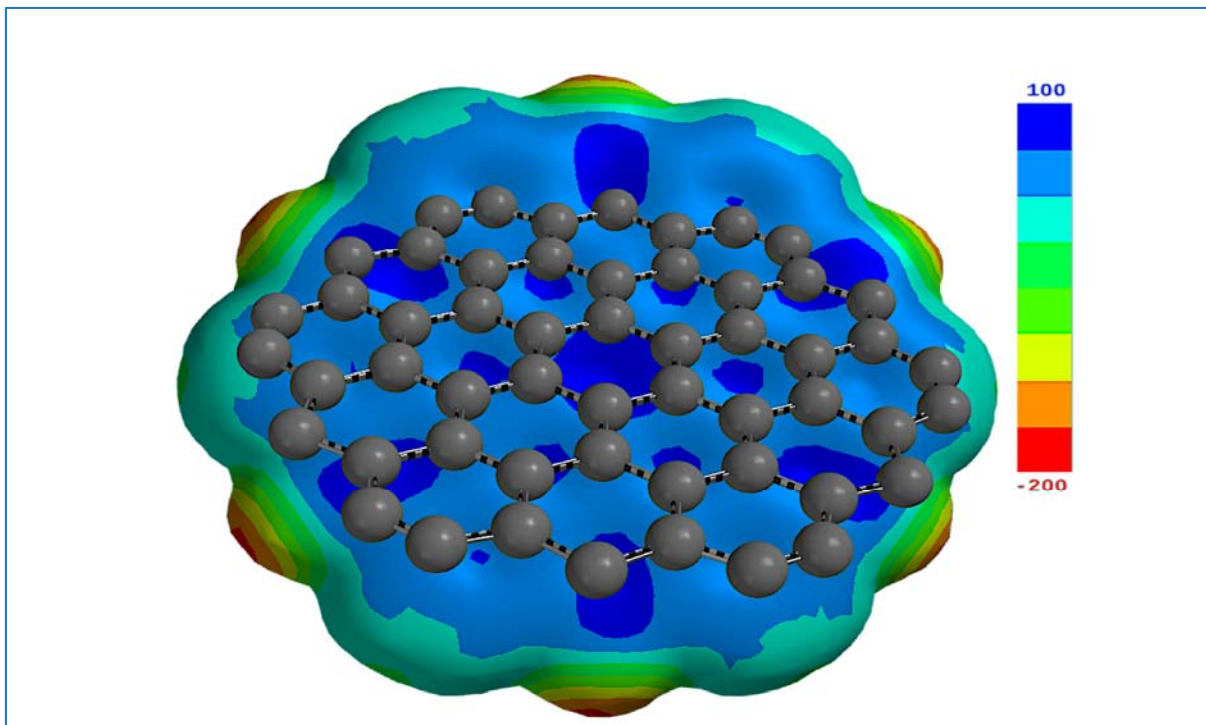


Figura 77. Grafeno. Realizado con Spartan '14. Los colores rojos representan cargas parciales negativas y los azules positivas.

La hibridación sp^2 del carbono ($h^1h^1h^1p^1$), deja un orbital $p\pi$ ocupado con un electrón sin hibridar, lo que hace que se establezca un orbital deslocalizado entre todos los átomos de carbono de la capa, que le hace conductor. El grafeno, está considerado

como un semiconductor con una conductividad eléctrica elevada, porque no tiene banda prohibida. Su conductividad térmica, también es elevada.

Es un material también muy ligero, pero muy fuerte. Comparado con el acero es unas 200 veces más fuerte, pero 200 veces más ligero. Una lámina de grafeno de 1 m², pesa solo 0,77 mg. Es un material clasificado 2D, que significa que son películas delgadas en dos dimensiones y que están dentro de la nanoescala (100 nm-0,2 nm).

Es sintético, y se obtiene a partir del óxido de grafito utilizando un reductor, por ejemplo, el ácido cítrico o ascórbico.

GRAFITO

El grafito, se puede considerar como un grafeno al cual se le van apilando capas.

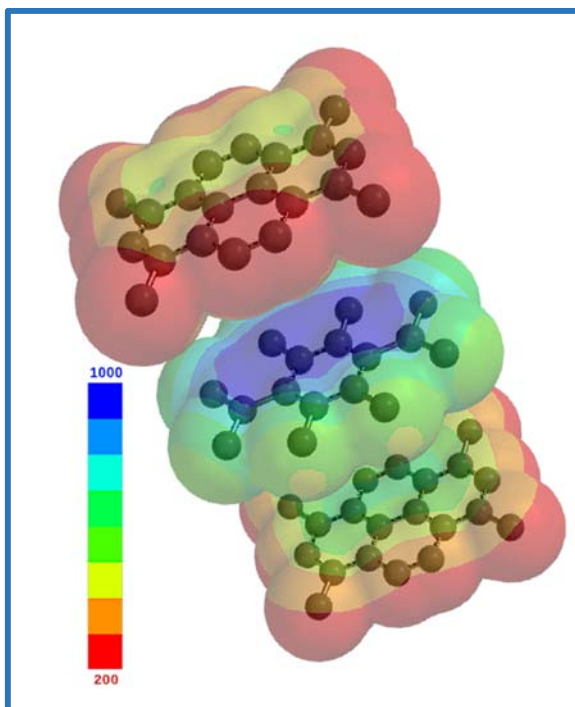


Figura 78. Grafito. Realizado con Spartan '14.

De esta manera, la red tridimensional del grafito, es una red en capas unidas por fuerzas de Van der Waals (**Figura 78**), con una separación de 3,35 Å entre ellas y que cristaliza en el sistema hexagonal. El grafito es anisótropo, por lo que sus propiedades físicas varían notablemente según la dirección en la que se midan. Por ejemplo, las láminas se deslizan con facilidad en paralelo, por lo que el grafito es lubricante, pero resultan ser muy resistentes en la dirección perpendicular a los planos basales. Es un material clasificado 3D, porque utiliza la estructura 2D del grafito para replicarse en las tres direcciones. Y es que son materiales nanoestructurados 3D, los que utilizan nanoestructuras 0D, 1D o 2D como bloques de construcción, replicándose en las 3 direcciones del espacio de forma ordenada, aunque superen la nanoescala y, además, son policristales.

En semejanza al grafeno, es conductor, por formación de un enlace π deslocalizado por todo el entramado de la red.

El grafito, es más estable que el diamante a temperatura y presión ambiente, necesiéndose altas presiones y temperaturas para que se convierta en la forma diamante.

Debido a que tiene una red poco densa y a la separación entre sus capas, se facilita la entrada a ciertas sustancias, en especial iones de metales alcalinos y alcalinotérreos (sobre todo Na^+ y Mg^{2+}), constituyendo los denominados *compuestos interlaminares de grafito*. Una representación gráfica de estos compuestos, se muestra en la **Figura 79**.

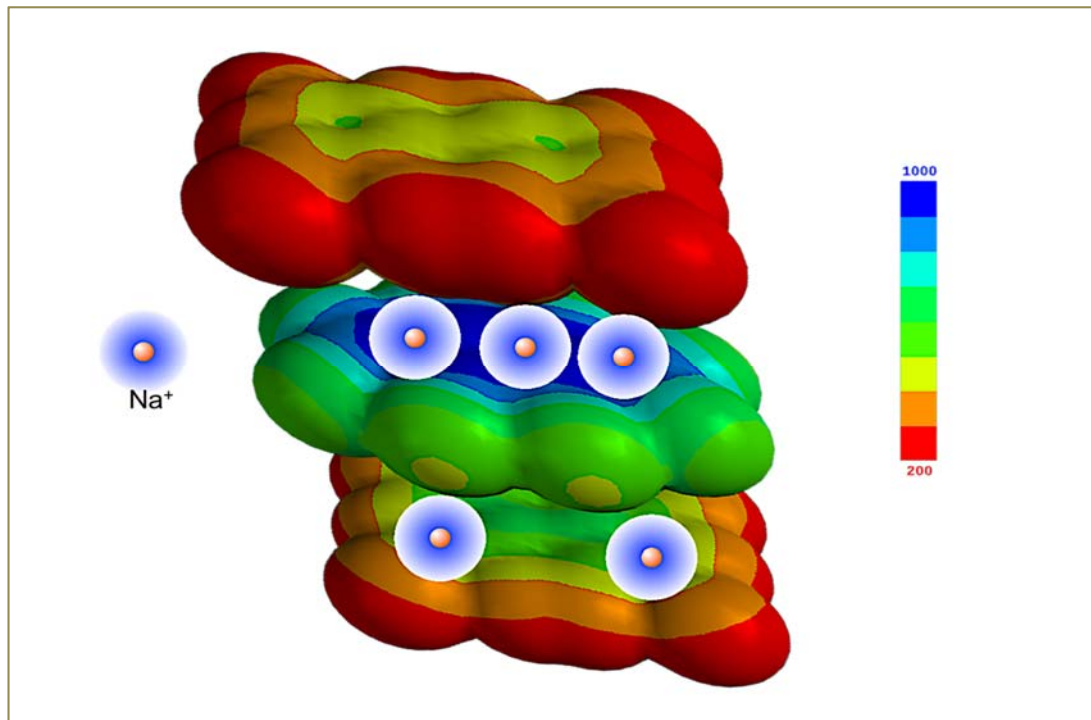


Figura 79. Representación artística de un compuesto interlaminares de grafito.

Por ataque de oxidantes fuertes, como el ácido nítrico (HNO_3) o el permanganato potásico (KMnO_4), se rompe la red del grafito para formar el óxido de grafito, cuya estructura es poco conocida y que se formula como C_2O . Este óxido, no es conductor, porque se pierde el orbital $p\pi$ deslocalizado. Esto mismo sucede con la *fluoración* del grafito, con cambio a una hibridación sp^3 y por tanto con formación de una red en capas plegadas no conductora.

DIAMANTE

Los diamantes, suelen ser de color amarillo, marrón, gris o incluso incoloros, pero también pueden encontrarse con coloraciones azul, verde, negro, rosado, violeta, anaranjado, púrpura, rojo y blanco translúcido.

En este caso, la hibridación del carbono es sp^3 tetraédrica y las distancias C-C de 154 pm. Por ello, en el diamante, cada átomo de carbono está unido a otros cuatro en forma de una red tridimensional plegada, que cristaliza en el sistema cúbico (**Figura 80**). A semejanza del grafito se clasifica como material nanoestructurado 3D.

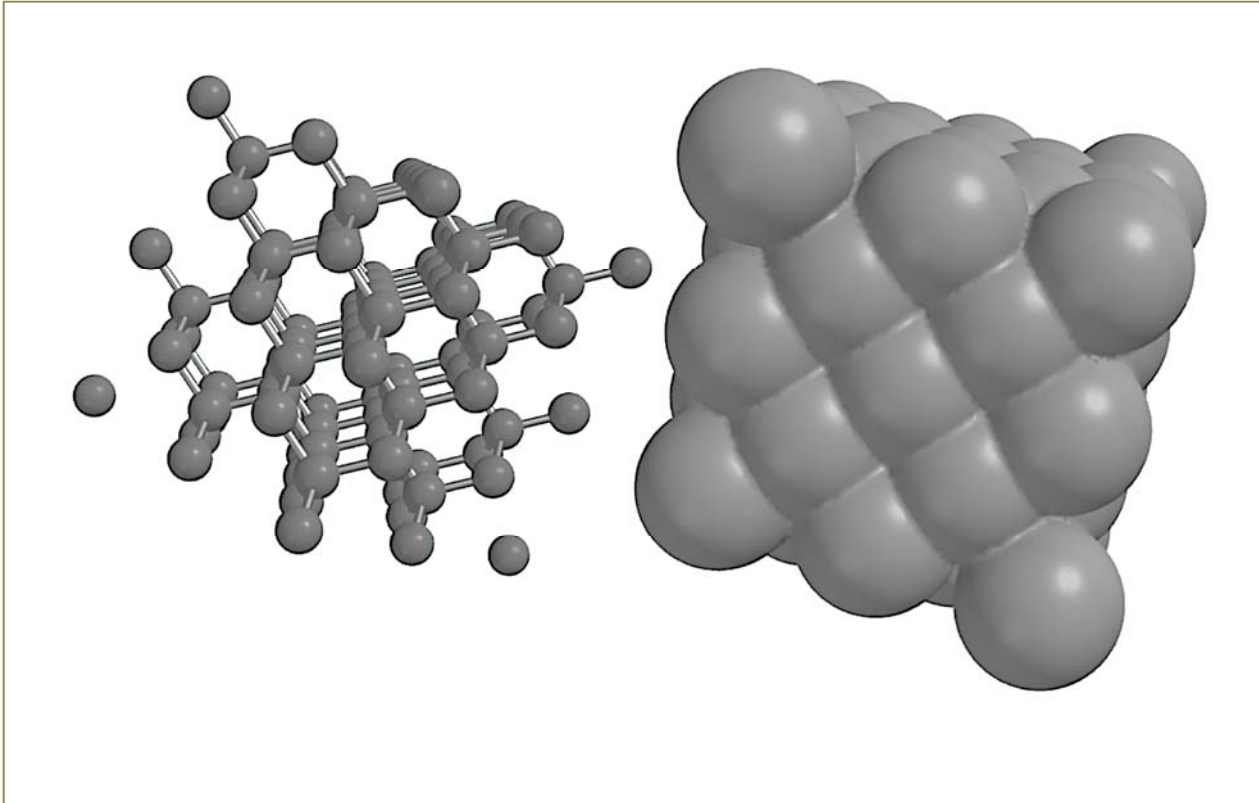


Figura 80. Representación de la estructura del diamante. Realizado con Spartan '14.

Es una red estable, densa, de gran dureza (10 en la escala de Mosh), elevado punto de fusión (3.500 °C), muy poco atacable. y con carácter aislante (no conductor).

FULLERENO

Un fullereno o fulereno, se puede considerar como un grafeno plegado en forma de esfera, ya que es un poliedro esférico hueco.

Se han obtenido numerosos fullerenos, pero el más conocido es el **C60**, es decir, el que está formado por 60 átomos de carbono (también recibe el nombre de "*Buckminsterfullereno*" o el más sencillo de "*Buckyball*").

Se trata de una estructura regular, que presenta 32 caras, 20 de ellas con forma hexagonal y 12 en pentagonal, distribuidas de tal manera, que ningún pentágono comparte un lado con otro, si no desestabilizaría su estructura (**Figura 81**).

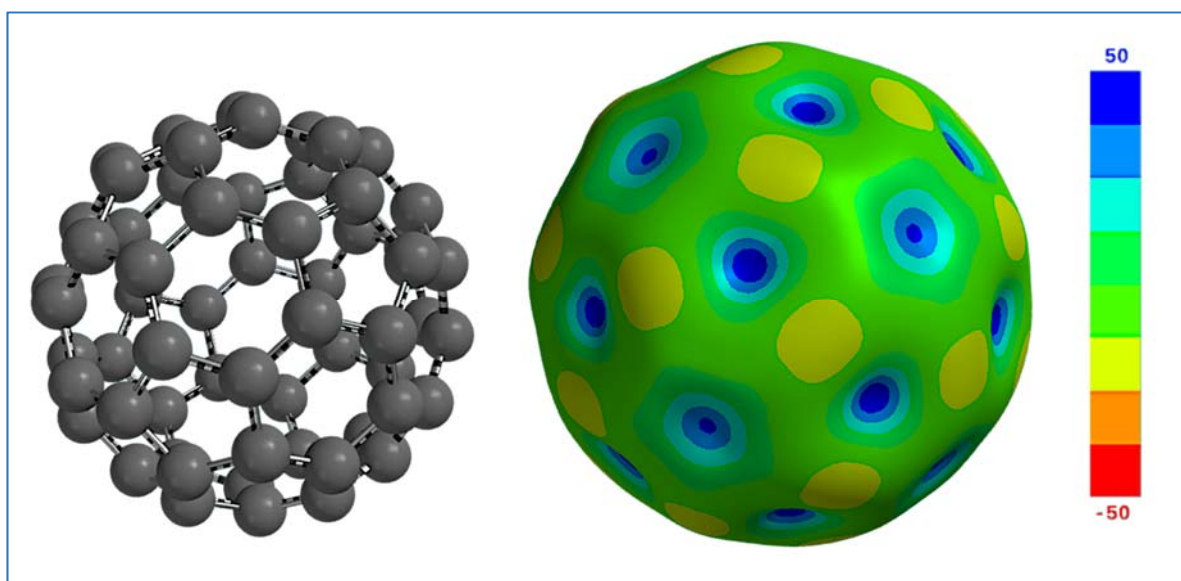


Figura 81. Fullereno C₆₀. **Izquierda:** Estructura refinada por métodos "ab initio". **Derecha:** Mapa de potencial electrostático. Los colores azules indican cargas parciales positivas. Conforme nos acercamos al color rojo, son neutras o débilmente negativas. Realizado con Spartan '14.

En el año 1996, Robert F. Curl, Harold W. Kroto y Richard E. Smalley recibieron un premio Nobel por su descubrimiento de los fullerenos.

Los fullerenos son sintéticos; no se encuentran en la naturaleza (excepto en incendios), pero en el universo sí que se han detectado moléculas de estos compuestos cerca de estrellas moribundas. Son materiales conductores, clasificados OD (nanopartículas clusters en la nanoescala en cualquier dimensión).

NANOTUBOS DE CARBONO

A los nanotubos de carbono, se les pueden considerar como una lámina de grafeno enrollada sobre sí misma, formando un cilindro (**Figura 82**). Según el grado de enrollamiento, son de distinto diámetro y geometría. Los hay monocapa y multicapas. De estos últimos, hay dos modelos: muñeca rusa y pergamino. Los primeros, son cilindros concéntricos, mientras que los segundos, son semejantes a un periódico enrollado, ya que es una sola hoja, enrollada sobre sí misma.

Fueron obtenidos, al intentar obtener fullerenos dopados (técnica que se utiliza para aumentar la conductividad eléctrica de un semiconductor) con metales. Pueden estar o no cerrados por un casquete esférico de fullereno; su diámetro es del orden del nanómetro y son unidimensionales.

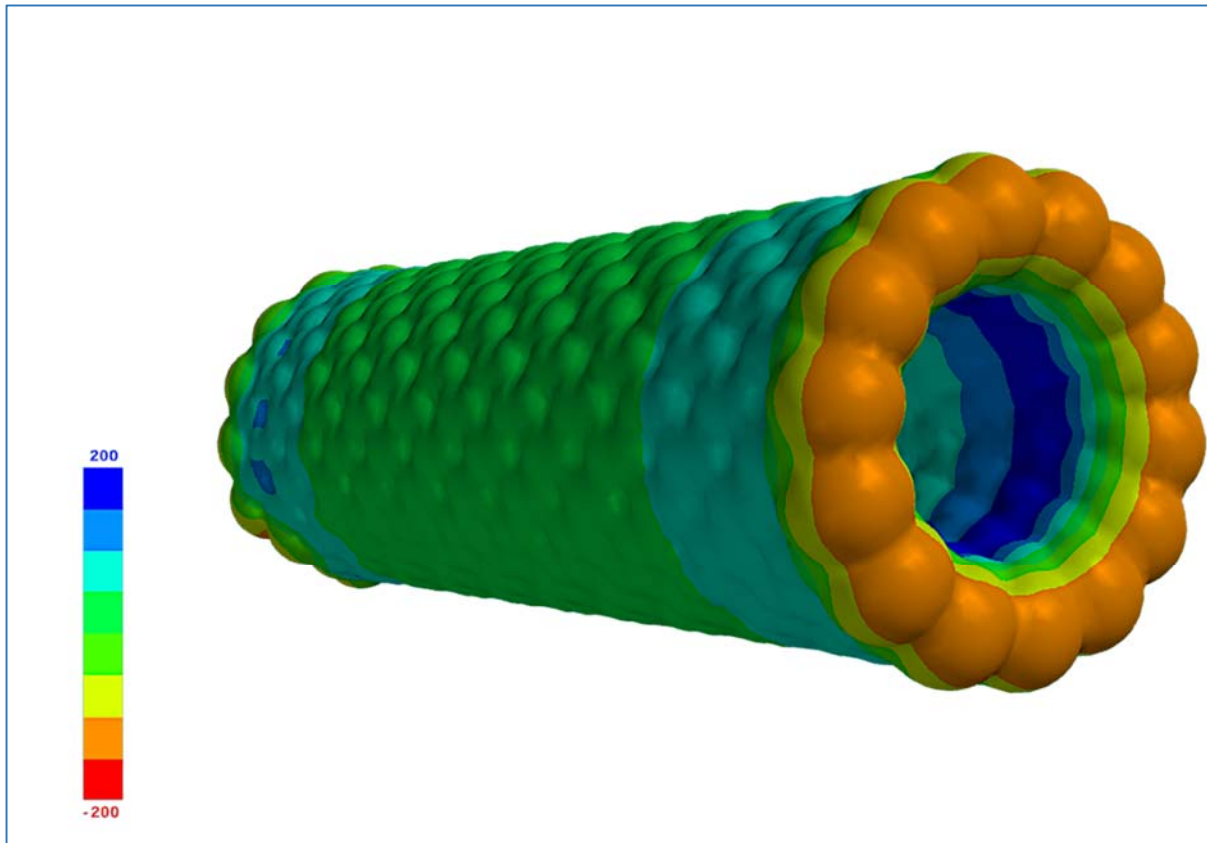


Figura 82. Nanotubo de carbono. Realizado con Spartan '14.

La hibridación del carbono es de tipo sp^2 , lo que proporciona a los nanotubos de carbono una gran estabilidad y robustez. Tienen propiedades eléctricas y mecánicas muy peculiares. Pueden ser desde semiconductores a superconductores y constituyen la fibra más resistente que se pueda fabricar actualmente. Son de alta conductividad térmica, de hasta casi el doble que la del diamante a temperatura ambiente. Son materiales 1D (nanotubos, fibras y varillas de una dimensión y en la nanoescala).

Obtención

El carbono en forma de sus carbones naturales, muy ricos en carbono, es una materia prima y, por tanto, no es necesario obtenerlo de otros compuestos.

El grafito se encuentra en algunos yacimientos naturales muy puro. También, se puede obtener artificialmente por descomposición del carburo de silicio en un horno eléctrico.

Los diamantes se forman en las profundidades de la tierra (a 140-190 km), en los cratones o escudos continentales, desde donde salen expulsados en una erupción volcánica, junto con la lava, o bien, permanecen en la chimenea volcánica. Por eso, el mejor

lugar para encontrar diamantes es en el centro de un volcán apagado. El diamante natural, en estado bruto, se extrae de las minas, pero su obtención es muy costosa; de cada diez toneladas de material extraído, solo se obtiene un quilate (200 mg) de diamante. En la ciudad de Kimberley, en Sudáfrica, se explotaron, por primera vez, diamantes en la década de 1870 y en ella se siguen obteniendo actualmente algunos de los diamantes más grandes del mundo.

El diamante artificial, se obtiene mediante tratamientos de crecimiento, produciendo diamantes tan exactamente iguales a los conseguidos en las minas que no pueden ser distinguidos ni utilizando las más modernas técnicas analíticas, pero con unos costes mucho menores. Industrialmente, se obtienen por un método de cultivo a alta presión y temperatura denominado HPHT (High Pressure High Temperature). Las cámaras de cultivo se cargan con una *semilla*, que es un pequeño diamante natural que se ubica dentro de una cápsula de grafito. Se aplasta ésta con una prensa y se sella. Se calienta a 1.500 °C y se aplica una presión de más de 58.000 atm. Entonces, el grafito se convierte en un líquido supercaliente y los átomos de carbono se van uniendo a la semilla del diamante, formando capas lentamente, durante solo cuatro días.

El carbón de coque, es el producto residual en la destilación de la hulla. El negro de humo y carbón activo son formas del carbono finamente divididas. El primero, se prepara por combustión incompleta de sustancias orgánicas. El segundo, por descomposición térmica de sustancias orgánicas.

Los fullerenos, se encuentran naturalmente en el humo de los fuegos y en las estrellas gigantes rojas. Se obtienen artificialmente, haciendo saltar un arco entre dos electrodos de grafito o sublimando grafito por acción de un láser.

Abundancia

Universo	0,5 % (4°)	Sol	0,3 % (4°)
Corteza terrestre	0,18 % (10°)	Océanos	0,0028 % (9°)
Atmósfera*	0	Ser humano	23 % (2°)

*En forma de: dióxido de carbono (0,0387 %); metano (0,000179) y monóxido de carbono (1×10^{-5} %).

Aplicaciones

Depende de su forma alotrópica

CARBONES

- Los carbones naturales se usan como combustibles.
- El carbón de coque se utiliza como reductor de óxidos metálicos en metalurgia.
- El carbón activo como adsorbente.

GRAFENO

- Es el material de moda. Se están desarrollando muchas aplicaciones, como:
 - ◆ Procesadores de alta frecuencia.
 - ◆ Cables de alta velocidad.
 - ◆ Pantallas táctiles flexibles.
 - ◆ Baterías de alta duración.
 - ◆ Pinturas que absorben energía.
 - ◆ Cámaras fotográficas de alta velocidad.

GRAFITO

- Electrodo de grafito.
- Minas para los lápices.
- Lubricante sólido.
- Crisoles de altas temperaturas.
- Construcción de reactores nucleares.

DIAMANTE

- Discos abrasivos.
- Taladradoras.
- Gemas: “*un diamante es para toda la vida*” (“a diamond is forever”) fue el eslogan popularizado desde 1948 por la compañía de extracción de diamantes De Beers para incitar a regalar joyas de diamantes como símbolo de compromiso matrimonial.

NANOTUBOS DE CARBONO

Es otro material de moda. Se ha fabricado un material de nanotubos de carbono con una extremada finura: el Vantablack. Este material, tiene la peculiaridad de que es de un oscuro profundo porque absorbe toda la luz que llega a él, debido a que los nanotubos están tan juntos que los fotones no pueden escapar.

Reactividad

Carbono grafito y diamante son poco reactivos. El grafito, a diferencia del diamante, es atacable por oxidantes fuertes, con formación del óxido de carbono.

La combustión del carbón, da lugar al monóxido (CO) o al dióxido de carbono (CO₂), dependiendo de la concentración de oxígeno.

SILICIO



Bloque p

	[Ne]3s ² 3p ²
	sólido
	metaloide
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	tetraédrica	Color	plateado gris
Radio atómico	110 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	111 pm	Volumen atómico	12,06 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.414 °C	Punto de ebullición	2.900 °C
Energía ionización*	786,50 kJ/mol	Afinidad electrónica	-133,60 kJ/mol
Densidad	2,33 g/cm ³	Electronegatividad	1,9
Estado oxidación	+4,-4	Potencial normal**	+0,857 V
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	149 J/m.s.°C
Energía atomización	452 kJ/mol	Dureza	6,5

*Para I₁^a. La I total para arrancar 4e⁻ es: 9.950,7 kJ/mol. ** SiO₂+4H⁺+4e⁻ →Si+2H₂O

Etimología

El nombre de silicio proviene del latín "*silex*" o "pedernal" y es en alusión a las herramientas y utensilios prehistóricos de pedernal, uno de los minerales de silicio.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico sueco Jöns Jacob Berzelius, en 1824.

Isótopos

Tiene 3 isótopos naturales y estables: ^{28}Si (92,23%), ^{29}Si (4,67%) y ^{30}Si (3,1%) y 18 sintéticos radiactivos.

Estado natural

El silicio prácticamente no se encuentra en estado nativo, lo que es un problema porque para sus aplicaciones semiconductoras se necesita puro o muy puro. Está presente en minerales, como óxido: arena, cuarzo, amatista, ágata, pedernal, ópalo y jaspe y en los silicatos como el granito, feldespato, arcilla, hornablenda y mica (**Figura 83**). La estructura del silicio es similar a la del C diamante.



Figura 83. *Izquierda: Jaspe. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM. Derecha: Mica. Dominio público.*

Alotropías

Tiene dos estados alotrópicos, uno cristalino gris plateado y otro amorfo pardo.

Obtención

Se obtiene a partir de los minerales con alto contenido en sílice (SiO_2) -cuarzo, cuarcita o arena- por reducción de la sílice con carbón, en un horno eléctrico. Según sus aplicaciones, se puede obtener puro (98-99% en Si) o ultrapuro (99,99999999%). Al primero, se le denomina de grado metalúrgico (*gm*) y al segundo de grado electrónico (*ge*). El silicio puro de grado metalúrgico (*gm*), se obtiene de la siguiente manera:

El mineral de sílice es introducido en un crisol, donde están colocados dos electrodos de carbón, a los que se hace pasar una corriente eléctrica para que se produzca un arco eléctrico, que puede alcanzar temperaturas de hasta 2.000 °C. A esas

temperaturas, el mineral pasa a estado líquido y el fundido se extrae por la parte inferior del crisol. De esa manera, se produce silicio según la reacción: $\text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{Si} + 2\text{CO}$.

Para obtener el silicio *ge*, se parte del *gm* molido finamente en polvo, el cual se introduce en un reactor de lecho fluido (que es una forma de poner en contacto un sólido y un fluido para que las partículas *leviten*), mezclado con ácido clorhídrico en caliente. Así, se obtienen unos gases que son conducidos a unas columnas de destilación fraccionada, donde se separan los distintos compuestos y se obtiene un gas, el triclorosilano (Cl_3HSi), que se licua. Este líquido, mezclado con hidrógeno, se introduce en un reactor Siemens (de arco eléctrico), donde se encuentra una varilla de silicio ultrapuro a modo de filamento, que al hacer pasar una corriente eléctrica, se calienta a unos 1.200 °C. De esta manera, el filamento se va engrosando en silicio hasta alcanzar el grosor deseado.

Abundancia

Universo	0,07 % (8°)	Sol	0,09 % (6°)
Corteza terrestre	27 % (2°)	Océanos	0,0001 (14°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,026 (11°)

Aplicaciones

Como semiconductor

Las obleas para chips en circuitos integrados son de silicio.

- Las siliconas (mejor polisiloxanos) se utilizan para implantes de senos, lentes de contacto y material de sellado de juntas.
- La sílice y los silicatos, se utilizan como material refractario (que resiste elevadas temperaturas sin descomponerse) para cerámicas, vidrios y esmaltados.
- El carburo de silicio es uno de los abrasivos más usados.
- La sílice es el componente principal de la arena y la arcilla, que son constituyentes fundamentales del hormigón y del ladrillo.

Reactividad

El silicio, arde en atmósfera de oxígeno; reacciona con los halógenos y es atacado por bases fuertes y por el HF: $\text{Si} + 4\text{HF} \rightleftharpoons \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2$

GERMANIO



Bloque p

 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ²
 sólido
 metaloide
 natural
 estable
 calcófilo

Estructura cristalina	tetraédrica	Color	blanco plateado grisáceo
Radio atómico	125 pm	Radio iónico (+2)	90 pm
Radio covalente	120 pm	Volumen atómico	13,64 cm ³ /mol
Punto de fusión	938,30 °C	Punto de ebullición	2.820 °C
Energía ionización*	762 kJ/mol	Afinidad electrónica	-119 kJ/mol
Densidad	5,323 g/cm ³	Electronegatividad	2,01
Estado oxidación	+2,+4,-4	Potencial normal**	+0,2 V
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	60,20 J/m.s.°C
Energía atomización	377 kJ/mol	Dureza	6

*Para I₁^a. La I total para arrancar 2e⁻ es: 2.299,5 kJ/mol. **Ge²⁺+ 2e⁻→ Ge

Etimología

El nombre de germanio, es en honor del país de su descubridor: Alemania.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico alemán Clemens Winkler, en 1886.

Isótopos

Tiene 5 isótopos naturales y estables: ^{70}Ge (21,23%), ^{72}Ge (27,66%), ^{73}Ge (7,73%), ^{74}Ge (35,94%) y ^{76}Ge (7,44%) y 27 sintéticos radiactivos.

Estado natural



No se encuentra nativo. Está presente en su mena de germanita (69% Ge) (**Figura 84**) y en la garnierita (7-8% Ge) y como contaminante de diversos minerales de plata, cobre, cinc y otros. Tiene dos alotropías, una amorfa y otra cristalina.

Figura 84. Germanita. Dominio público.

Obtención

Se obtiene por refinado mediante la fusión por zonas, resultando un germanio del 99,99% de pureza. No hace falta que sea tan puro como el silicio.

Abundancia

Universo	0,00002 % (23°)	Sol	0,00002 % (22°)
Corteza terrestre	0,00014 % (48°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación de circuitos integrados

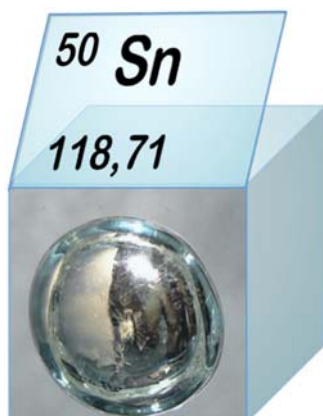
El uso de germanio, es fundamentalmente como semiconductor en circuitos integrados para electrónica.

Por ser transparente a la radiación infrarroja se emplea en forma de monocristales en espectroscopios infrarrojos (lentes, prismas y ventanas) y otros aparatos ópticos, entre los que se encuentran detectores infrarrojos extremadamente sensibles.

Reactividad

El germanio da reacciones químicas similares al silicio, pero no es atacado por el HF, aunque sí lo es por el HNO_3 : $3\text{Ge} + 4\text{HNO}_3 \rightleftharpoons 3\text{GeO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$.

ESTAÑO



Bloque p

[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²
sólido
metal
natural
estable
calcófilo

Estructura cristalina	tetragonal centrada	Color	blanco plateado
Radio atómico	145 pm	Radio iónico (+2)	93 pm
Radio covalente	139 pm	Volumen atómico	16,29 cm ³ /mol
Punto de fusión	231,93 °C	Punto de ebullición	2.602 °C
Energía ionización**	708,60 kJ/mol	Afinidad electrónica	-107,30 kJ/mol
Densidad	7,310 g/cm ³	Electronegatividad	1,96
Estado oxidación	+2,+4	Potencial normal***	-0,14 V
Conductividad eléctrica	90,90 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	66,80 J/m.s.°C
Energía atomización	302 kJ/mol	Dureza	1,5

Los datos son para el estaño blanco. *Para I₁^a. La I total para arrancar 2e⁻ es: 2.120,4 kJ/mol. **Sn²⁺⁺ + 2e⁻ → Sn

Etimología

El nombre de estaño proviene de la palabra latina "stannum", que significa "estaño".

Descubridor

Se conoce desde la antigüedad.

Isótopos

Tiene 10 isótopos naturales y estables: ^{112}Sn (0,97%), ^{114}Sn (0,65%), ^{115}Sn (0,34%), ^{116}Sn (14,53%), ^{117}Sn (7,68%), ^{118}Sn (24,23%), ^{119}Sn (8,59%), ^{120}Sn (32,59%), ^{122}Sn (4,63%) y ^{124}Sn (5,79%) y 28 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Está nativo, pero muy escaso. Se encuentra, principalmente, en sus menas de casiterita (SnO_2) (**Figura 85**).

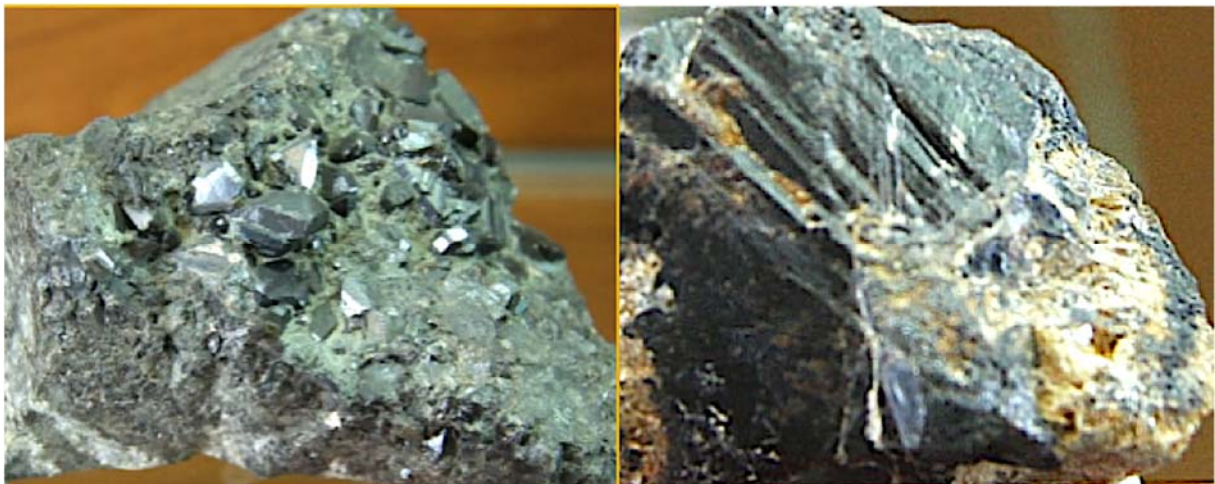


Figura 85. *Izquierda:* Casiterita. Panasqueira, Portugal. *Derecha:* Casiterita. Pernauta, Pontevedra, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM.

Alotropías

Tiene dos estados alotrópicos, el estaño gris o $\alpha\text{-Sn}$ y el blanco o $\beta\text{-Sn}$ (**Figura 86**).



Figura 86. *Izquierda:* Estaño blanco. *Derecha:* Estaño gris. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

El estaño gris tiene una estructura similar a la del diamante, pero solo es estable a temperaturas menores de 13,2 °C y es quebradizo; al doblar una lámina emite un ruido característico denominado *grito del estaño*. El estaño blanco, es estable a temperaturas mayores de 13,2 °C y forma una red metálica conductora de estructura tetragonal. Se transforman una en la otra, a partir de los 13,2 °C. Al pasar el estaño gris a estaño blanco, se produce una gran reducción de volumen, debido a que el estaño gris tiene un peso específico más bajo que la forma blanca. La transformación inversa, de estaño blanco a estaño gris, provoca lo que se denomina la *peste del estaño*, por las manchas grises que aparecen en el estaño blanco, induciendo a que se reduzca a polvo.

Obtención

Se obtiene del mineral casiterita, que se muele y se enriquece en SnO₂ por flotación, después se tuesta y se reduce con carbón de coque en un horno de reverbero a metal Sn.

Abundancia

Universo	0,0000004 % (34°)	Sol	0,0000009 % (28°)
Corteza terrestre	0,00022 % (42°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0,00002 % (22°)

Aplicaciones

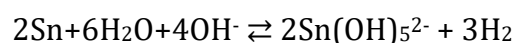
Recubrimiento de metales

La hojalata es un material compuesto por acero y recubierto de una capa de estaño, con el cual se hacen envases metálicos de gran resistencia a la corrosión, debido precisamente al estaño.

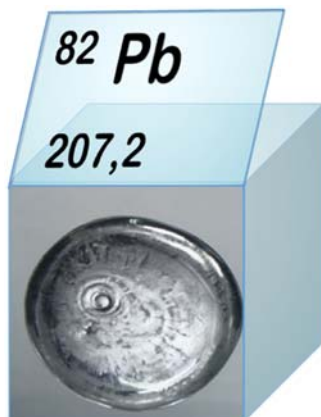
- El bronce es una aleación de estaño y cobre, que se usa para fabricar numerosos utensilios. Fue la primera aleación utilizada por el hombre, en la llamada Edad del Bronce (1.700-800 a.C.).
- En aleación con el plomo, se utiliza para soldaduras blandas.

Reactividad

El estaño, se comporta como el germanio, pero en ácidos fuertes se disuelve y reacciona con álcalis fuertes, dando lugar a la reacción:



PLOMO



Bloque p

[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²
sólido
metal
natural
estable
calcófilo

Estructura cristalina	c.c.*	Color	gris plateado
Radio atómico	180 pm	Radio iónico (+2)	132 pm
Radio covalente	146 pm	Volumen atómico	18,27 cm ³ /mol
Punto de fusión	327,46 °C	Punto de ebullición	1.749 °C
Energía ionización**	715,60 kJ/mol	Afinidad electrónica	-35,10 kJ/mol
Densidad	11,340 g/cm ³	Electronegatividad	2,33
Estado oxidación	+2,+4	Potencial normal***	-0,13 V
Conductividad eléctrica	48,40 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	35,30 J/m.s.°C
Energía atomización	196 kJ/mol	Dureza	1,5

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a. La I total para arrancar 2e⁻ es: 2.166 kJ/mol. ***Pb²⁺+2e⁻→ Pb

Etimología

El nombre de plomo proviene del latín "*plumbum*", que es como se conocía al elemento.

Descubridor

Se conoce desde la antigüedad.

Isótopos

Tiene 3 isótopos naturales y estables: ^{206}Pb (24,1%), ^{207}Pb (22,1%) y ^{208}Pb (52,4%) y uno natural radiactivo: ^{210}Pb (1,4%) y 27 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se puede encontrar nativo, pero muy raramente. Está presente, esencialmente, en sus menas de galena (PbS) (**Figura 87**).

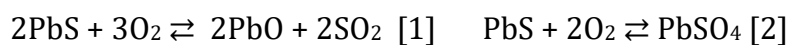


Figura 87. Izquierda: Galena. Linares, Jaén. España. **Derecha:** Galena con fluorita y calcita. Asturias, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM.

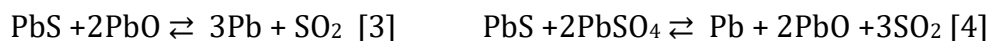
Obtención

Se obtiene desde su mineral galena, por tostación controlada en dos fases:

1. Fase de tostación.



2. Reacción del PbO y del PbSO_4 formados en la tostación con el exceso de galena.



Abundancia

Universo	0,000001 % (28°)	Sol	0,000001 % (27°)
Corteza terrestre	0,00099 % (34°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0,00017 % (17°)

Aplicaciones

Fabricación de baterías de automóviles

Las baterías de plomo-ácido son las más utilizadas en los coches. Se usa dióxido de plomo (PbO_2), como material activo del electrodo positivo y plomo metálico con una estructura muy porosa, como material del electrodo negativo. El electrolito es ácido sulfúrico diluido en un medio acuoso, que actúa como conductor iónico y que, además, interviene activamente en los procesos de carga y descarga.

- El plomo metal, todavía se usa en las tuberías industriales que requieren una resistencia a la conducción de ciertos agentes químicos, sobre todo a la de los ácidos fuertes.
- Las *planchas de plomo*, se utilizan para revestir habitaciones destinadas a radiografías. Existen también, protectores de plomo específicos, como por ejemplo, para el cuello, que se hacen necesarios para radiografías completas maxilofaciales en un estudio dental para proteger el tiroides, ya que los rayos X que inciden directamente sobre aquél, pueden resultar cancerígenos.
- Se utiliza para munición.
- El minio –de la palabra latina “minium” indicando que proviene del río Miño- o tetróxido de plomo de fórmula Pb_3O_4 o $2\text{PbO}\cdot\text{PbO}_2$, es un pigmento de color rojo anaranjado que se emplea como protector del hierro en pinturas, para evitar su oxidación por el oxígeno atmosférico.
- El nitrato de plomo se utiliza en pirotecnia.
- El arseniato de plomo (II) se emplea como insecticida.
- El carbonato y el cromato de plomo (II) se usan como pigmentos en pinturas.
- El sulfuro de plomo (II) presenta propiedades semiconductoras, por lo cual se utiliza en células fotoeléctricas.

Reactividad

El plomo, da lugar al PbO cuando reacciona con el oxígeno, en vez del óxido tetravalente XO_2 del resto del grupo y a dihaluros en vez de tetrahaluros por reacción con los halógenos, debido al efecto del par inerte. Es atacado y disuelto por todos los ácidos (con sulfúrico y clorhídrico diluidos forma una capa de sal insoluble del sulfato o cloruro). El mejor disolvente para el plomo es el HNO_3 diluido. Es soluble en agua caliente. El catión Pb^{2+} , se encuentra en las disoluciones tanto ácidas como neutras del plomo. A medida que aumenta el pH se hidroliza a PbOH^+ (monohidroxo de plomo (II)) y a pH superior a 7,8 precipita como hidróxido de plomo (II): Pb(OH)_2 de color blanco. El Pb(OH)_2 es anfótero y se disuelve a pH superior a 12,4 dando lugar al HPbO_2^- (plumbito).

Toxicología

Los innumerables usos antropogénicos del plomo, unido a sus fuentes naturales de contaminación, hacen que la presencia de este elemento en las cadenas tróficas sea muy elevada.

El plomo es un tóxico para el ser humano y sus efectos generales dependen de su concentración en sangre y de la edad, variando desde el más leve, la anemia, al más grave, la encefalopatía.

El ser humano, ha convivido con el plomo desde su origen, por lo que ha desarrollado un control homeostático de regulación (a mayor absorción, mayor eliminación y/o almacenaje), de tal manera que además de eliminarse por el riñón, es almacenado en el ser humano en el hueso, sustituyendo al calcio en la hidroxiapatita de forma no tóxica. Este control, regula una concentración constante de plomo plasmática no tóxica para el ser humano, pero, que sin embargo, puede ser superado cuando se produce una absorción de plomo considerable, más de la que el organismo puede regular. En este caso, se produce una intoxicación aguda (instantánea) o crónica (a largo plazo).

La intoxicación aguda de plomo, actualmente es muy rara. Se produce por ingestión de sales solubles o inhalación de vapores o polvos. Su cuadro clínico es de evolución muy lenta, empezando con vómitos, dolor de vientre y sabor metálico.

La intoxicación crónica del plomo, se denomina *saturnismo*. La encefalopatía saturnina en niños es frecuente, y da lugar a una disminución en su rendimiento escolar, retraso en el proceso de aprendizaje, irritabilidad, letargia en casos graves y episodios convulsivos. En adultos, produce un cuadro demencial (parecido a la demencia arteriosclerótica), sensación de fatiga, irritación, trastornos del sueño, cefaleas, alteración en la visión, ataxia y trastornos del habla.

El plomo, además, es teratógeno (produce malformaciones fetales) y abortivo porque atraviesa la barrera placentaria. Cuando la intoxicación de plomo afecta al riñón, es muy grave, ya que puede dar lugar a necrosis renal.

La anemia se produce como consecuencia de la alteración en el metabolismo del hierro, ya que inhibe enzimas fundamentales para la biosíntesis de la hemoglobina.

FLEROVIO



Estructura cristalina	Desconocida	Color	Desconocido
Radio atómico*	161 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	Desconocido	Volumen atómico	Desconocido
Punto de fusión	Desconocido	Punto de ebullición	Desconocido
Energía ionización	Desconocida	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	Desconocida	Electronegatividad	-
Estado oxidación	Desconocido	Potencial normal**	Desconocido
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Periodo de semivida		²⁸⁹ Fl	1,3 min

Etimología y descubridor

El nombre de flerovio es en honor de Gueorgui Fliórov (o Georgy Flerov). Su descubrimiento, se le atribuye al Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna, Rusia y al Laboratorio Lawrence Livermore, Berkeley, Estados Unidos, en 1999.

Obtención

Mediante bombardeo de ²⁴⁴Pu con iones ⁴⁸Ca.

CARACTERÍSTICAS DEL GRUPO 14

En las combinaciones de los elementos de este grupo, su estado de oxidación más frecuente es +4, aunque el estado de oxidación menor (+2) se va estabilizando conforme se desciende en el grupo, en especial en estaño y plomo, debido al efecto del par inerte. Carbono, silicio e incluso germanio, además, pueden actuar con estado de oxidación de -4.

El carbono es un no metal, que conduce la electricidad en su forma de grafito; silicio y germanio son metaloides semiconductores, mientras que estaño y plomo son metales. En condiciones normales de temperatura, silicio y germanio no son conductores, como le sucede al boro. Son buenos conductores del calor, en especial el silicio.

De nuevo, el carbono presenta su singularidad como elemento cabeza de grupo. Las tendencias generales son similares a las del grupo 13, pero, en este caso, existe una gran discontinuidad entre las propiedades del elemento del primer periodo -carbono- y las del segundo periodo -silicio-, más que en cualquier otro grupo. El carbono, tiene un comportamiento químico muy especial, lo que le hace único, por lo que su estudio se realiza en la disciplina de la Química Orgánica. No obstante, el propio elemento y algunas de sus combinaciones que son consideradas típicamente inorgánicas (como óxidos, oxoácidos y sus sales) sí que se estudian en la Química Inorgánica.

El carbono es el responsable de la vida orgánica en la Tierra y el silicio de la estructura inorgánica de la corteza terrestre.

El ^{12}C , de masa 12,00000 se estableció desde 1962, como estándar para la determinación de la masa atómica. El ^{14}C , isótopo radiactivo, con 6 protones y 8 neutrones en su núcleo, se emplea en la datación de materia orgánica de menos de 45.000 años.

Los radios atómico e iónico siguen, de nuevo, el comportamiento regular que cabe esperar. No obstante, el radio atómico (y también el iónico) del germanio -como el galio- se debe considerar anómalo, debido a la contracción escándida. Debido a ello, y como ocurre con el galio en su grupo, las energías de ionización del germanio son superiores a lo esperado.

A semejanza de su homólogo del grupo 13 -galio- la suma de las cuatro primeras energías de ionización del germanio resulta superior a la del silicio, mientras que la tendencia sería a la baja. El plomo -por el mismo motivo que su homólogo en el grupo 13,

el talio- tiene también energías de ionización mayores de las esperadas y, asimismo, se estabiliza el ion de menor estado de oxidación, en este caso, el Pb^{2+} .

Teniendo en cuenta las sumas de las cuatro primeras energías de ionización: 14.281,30 (C); 9.950,70 (Si); 10.012,60 (Ge); 8.993,70 (Sn) y 9.330,60 (Pb), los elementos de este grupo no tienen tendencia alguna a dar el catión X^{4+} . Solo germanio, estaño y plomo, por efecto del par inerte, pueden dar lugar al catión divalente: Ge^{2+} , Sn^{2+} y Pb^{2+} , respectivamente. Por otra parte, aunque la afinidad electrónica del carbono podría ser suficiente para constituir el anión C^{4-} , no se conoce que lo forme. Los demás elementos del grupo, no constituyen aniones elementales. El silicio, solo da lugar al anión molecular SiO_4^{2-} (silicato).

Las electronegatividades, como ocurre en el grupo 13, tampoco siguen la norma general hacia la tendencia de ser más bajas conforme se desciende en el grupo. Así, las electronegatividades de germanio, estaño y plomo, son mayores que las del silicio, siendo el efecto algo más acusado que en el caso del grupo 13, debido probablemente al más intenso efecto del par inerte en este grupo.

Silicio y germanio, tienen una dureza intermedia; los demás son blandos. Hay que tener en cuenta, que las propiedades del carbono se refieren a la forma alotrópica de grafito y no a la del diamante, que es la alotropía más dura que, actualmente, se conoce. La dureza tendría el comportamiento esperado, disminuyendo al bajar en el grupo, si consideráramos al C diamante (10 en la escala de Mohs), pero al hacerlo con el C grafito -que es lo generalizado- se desvía de la norma general en el carbono.

Los potenciales redox de estos compuestos son variados. Además, el efecto del par inerte en germanio, estaño y plomo, hace que den lugar, preferentemente, a procesos redox con el catión de estado de oxidación inferior. En cualquier caso, se comportan como oxidantes o reductores muy débiles.


Las entalpías de atomización, siguen también la tendencia regular de disminución conforme se desciende en el grupo. A excepción del carbono, cuya entalpía es la mayor -y más elevada que la del boro- los demás componentes de su grupo las tienen semejantes a sus homólogos del grupo 13. Por tanto, el carbono es el elemento más estable de su grupo y más que el boro.

10

GRUPO 15 NITROGENOIDEOS

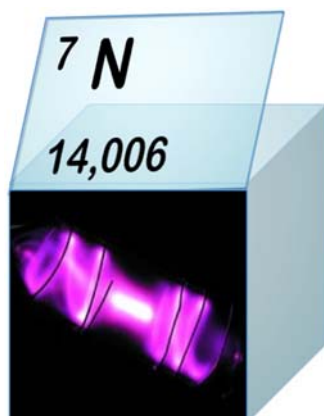
A 3D periodic table of elements. The elements in Group 15 (Nitrogenoids) are highlighted in pink. The elements in this group are Nitrogen (N), Phosphorus (P), Arsenic (As), Antimony (Sb), and Bismuth (Bi). The table also shows the Lanthanoid and Actinoid series at the bottom.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	He
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
LANTANOIDES		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
ACTINOIDES		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		









- Las propiedades de los elementos de este grupo son variadas y difíciles de sistematizar por sus radios atómicos y configuraciones electrónicas en comparación con el resto de los grupos del bloque p.
- El nitrógeno es un gas y el resto son sólidos a temperatura ambiente. Nitrógeno y fósforo son no metales característicos, arsénico y antimonio son metaloides semiconductores y el bismuto es un metal muy poco conductor.
- En el nitrógeno se conocen compuestos en todos los estados de oxidación posibles entre -3 y +5, tanto pares como impares.
- Todos los elementos de este grupo tienen una gran tendencia a la alotropía.
- Tienen una configuración electrónica muy estable, lo que se manifiesta por las energías de ionización altas, que dificulta o imposibilita la formación del catión elemental.
- El nitrógeno es básico para la vida. Forma los aminoácidos.
- El fósforo, base de los abonos fosfatados, es fundamental para la agricultura.
- El arsénico es tóxico.

NITRÓGENO



Bloque p

-  [He]2s²2p³
-  gas
-  no metal
-  natural
-  estable
-  atmósfilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	es incoloro
Radio atómico	65 pm	Radio iónico (-3)	171 pm
Radio covalente	71 pm	Volumen atómico	13,54 cm ³ /mol
Punto de fusión	-210,10 °C	Punto de ebullición	-195,79 °C
Energía ionización*	1.402,3 kJ/mol	Afinidad electrónica	7 kJ/mol
Densidad	1,251 g/L	Electronegatividad	3,04
Estado oxidación	0,+3,+5,-3	Potencial normal**	+0,092 V
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,03 J/m.s.°C
Energía atomización	473 kJ/mol	Dureza	-

*Para I₁^a. La I total para 3e⁻ es: 8.836,4 kJ/mol. ** N₂+2H₂O+6H⁺+6e⁻ →2NH₄OH

Etimología

El nombre de nitrógeno proviene de las palabras griegas "nitron", que significa "nitrato" y "geno", "generador".

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico, médico y botánico escocés Daniel Rutherford, en 1772.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales y estables: ^{14}N (99,634%) y ^{15}N (0,366%) y 13 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra, esencialmente, en forma de molécula gaseosa diatómica N_2 .

Alotropías

El nitrógeno sólido presenta dos formas alotrópicas pasando de la forma alfa (cúbica) a la beta (hexagonal) a partir de $-237,54\text{ }^\circ\text{C}$.

Obtención

Se obtiene industrialmente, a partir de la destilación fraccionada del aire líquido. El nitrógeno se separa del oxígeno mediante una membrana que es más permeable al oxígeno. También se puede obtener desde sus compuestos, como por ejemplo, de la oxidación del amoníaco sobre óxido de cobre calentado al rojo.

Abundancia

Universo	0,1 % (7°)	Sol	0,1 % (5°)
Corteza terrestre	0,002 % (31°)	Océanos	0,00005 % (31°)
Atmósfera	78,084 % (1°)	Ser humano	2,6 % (4°)

Aplicaciones

Obtención del amoníaco y del ácido nítrico

Son muchas las aplicaciones del nitrógeno, pero la principal es la obtención del amoníaco, ya que es la base para la elaboración del ácido nítrico y de los fertilizantes nitrogenados y, por lo tanto, fundamental para la agricultura.

- El nitrógeno se usa por su baja reactividad como atmósfera inerte en: tanques de almacenamiento de líquidos explosivos, durante la fabricación de componentes electrónicos (transistores, diodos, circuitos integrados, etc.) y en la fabricación del acero inoxidable, lo que tiene como objetivo el de proteger a las materias primas que son inflamables, del oxígeno, para una manipulación más segura, reduciendo el riesgo de incendio o de explosión.
- Inflar los neumáticos con nitrógeno en lugar de con aire, permite mantener su presión durante más tiempo, lo que limita el riesgo de que el inflado sea insuficiente y reduce el consumo de combustible.

- Se utiliza en criogenia y biocriopreservación. La criogenia es la técnica de producir bajas temperaturas. La biocriopreservación es una metodología de conservación de organismos mediante la aplicación de bajas temperaturas.
- Derivado de la criogenia, una aplicación importante es también su uso como refrigerante, para la congelación y el transporte de comida y la conservación de cuerpos y células reproductivas (semen y óvulos) u otras muestras biológicas.
- El nitrógeno líquido, se utiliza en dermatología para destruir verrugas.

Reactividad

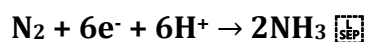
La molécula de N₂ tiene una elevada energía de disociación (951 kJ/mol), por lo que es muy estable y poco reactiva debido a su enlace triple muy difícil de romper. A temperatura ambiente, solo reacciona con el litio y son necesarias altas temperaturas para que lo haga con cromo, silicio, aluminio, boro, berilio, magnesio, estroncio y calcio. En otras reacciones, son necesarias también presiones altas y la utilización de catalizadores, como por ejemplo, para formar el amoníaco.

Aspectos biológicos

Las legumbres pueden captar el nitrógeno atmosférico y transformarlo en amoníaco, lo que es la base de su nutrición. La absorción de nitrógeno tiene lugar mediante una especie de bacterias que son fijadoras de N₂: *Rhizobium*, que viven en simbiosis con las primeras.

Lo llamativo de esta reacción, es que se realiza a presión y temperatura ambiente, mientras que la obtención del NH₃ industrialmente, requiere de altas temperaturas y presiones, además del uso de catalizadores y todo ello para obtener un rendimiento inferior al 20%, mientras que las legumbres consiguen un impecable 100%.

En la reacción redox biológica, interviene un enzima de molibdeno (V): la nitrogenasa, y un coenzima: FADH₂. Los electrones necesarios son cedidos por el Mo(V) situado en el sitio activo del enzima y los H⁺ son producidos por el coenzima, de tal manera, que la reacción total es:



A este proceso biológico, se le denomina activación o fijación del nitrógeno atmosférico y se ha intentado reproducirlo en el laboratorio, pero sin éxito. Una vez reducido el N₂, los organismos lo incorporan a moléculas orgánicas por medio de

rutas biosintéticas y cuando mueren, esos compuestos organonitrogenados se descomponen en amoníaco y amonio, dando lugar a un equilibrio natural en el denominado “ciclo del nitrógeno” (**Figura 88**).

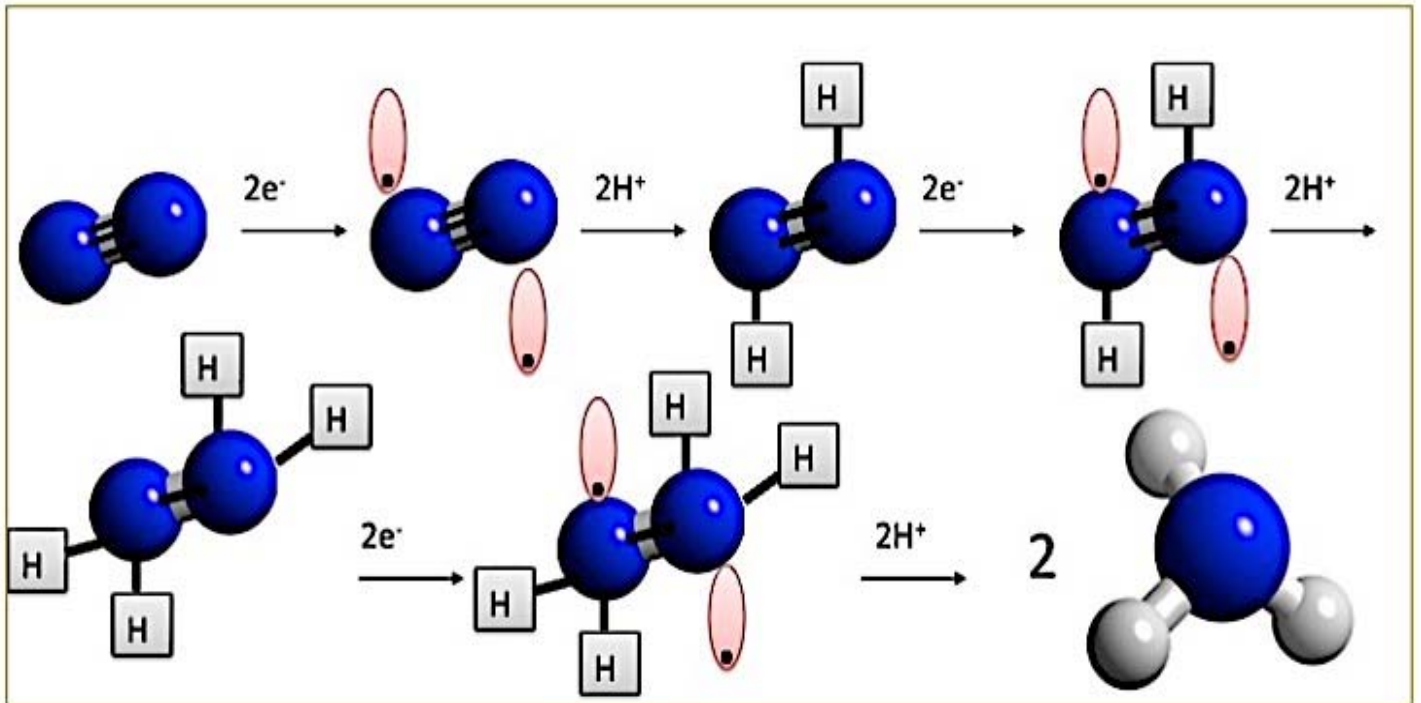


Figura 88. Ciclo del nitrógeno. El nitrógeno es fijado por la nitrogenasa, un enzima de molibdeno, que también contiene hierro. La fijación tiene lugar en el sitio activo de hierro. Inmediatamente, dos iones de Mo(V) ceden un electrón de cada uno, que son atraídos por los dos átomos de nitrógeno de la molécula de N_2 . De esta manera, el nitrógeno se comporta como un radical muy reactivo, reaccionando con $2H^+$ cedidos por el coenzima $FADH_2$ para dar lugar al compuesto N_2H_2 , lo que hace que se rompa uno de los 3 enlaces de la molécula de N_2 . Este proceso se repite otras dos veces más, para romper el doble enlace del N_2H_2 , dando lugar al N_2H_4 , y el enlace sencillo de este último, produciendo así 2 moléculas de NH_3 .

El nitrógeno es un componente básico de los aminoácidos y los ácidos nucleicos, indispensables para la creación de la vida. Stanley Miller, intentando reproducir como se formó la vida en la Tierra introdujo en un matraz: amoníaco, metano e hidrógeno -la atmósfera original- y lo llenó de agua -los océanos-. Después, produjo pequeñas descargas eléctricas que simulaban a los rayos primitivos, mientras un calentador mantenía el agua a la temperatura precisa. A los pocos días, el matraz empezó a llenarse de una sustancia viscosa y roja rica en aminoácidos (los componentes fundamentales de la vida).

Aunque la creación de la vida se sabe que es más compleja, sí que se puede demostrar la importancia del nitrógeno en su génesis.

FÓSFORO



Bloque p

	[Ne]3s ² 3p ³
	sólido
	no metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	c.c.*	Color	blanco
Radio atómico	100 pm	Radio iónico (-3)	212 pm
Radio covalente	107 pm	Volumen atómico	17,02 cm ³ /mol
Punto de fusión	44,20 °C	Punto de ebullición	280,50 °C
Energía ionización**	1.011,8 kJ/mol	Afinidad electrónica	-72 kJ/mol
Densidad	1,823 g/cm ³	Electronegatividad	2,19
Estado oxidación	+3,+5,-3	Potencial normal**	-0,870 V
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,24 J/m.s.°C
Energía atomización	315 kJ/mol	Dureza	0,5

La imagen del elemento se corresponde al P rojo que es el más estable de todas las alotropías, pero es amorfo, por lo que los datos se refieren al P blanco alfa que es la forma cristalina más estable. *Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a. La I total para arrancar 3e⁻ es: 5.832,9 kJ/mol. ** P+3H₂O+3e⁻ →PH_{3(g)}+3OH⁻

Etimología

El nombre de fósforo proviene de la palabra griega "*phosphoros*", que significa "portador de luz", lo que se correspondía con el antiguo del planeta Venus cuando aparecía antes de la salida del Sol, a semejanza del fósforo que emite luz en la oscuridad, porque arde al combinarse lentamente con el oxígeno del aire.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al alquimista alemán Hennig Brand, en 1669.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ^{31}P y 22 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra y en abundancia, en su mena del mineral apatito ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3$) (**Figura 89**).



Figura 89. Cristales de apatito. Quebec, Canadá. Dominio público.

Alotropías

El fósforo tiene, esencialmente, tres estados alotrópicos: blanco, rojo y negro (**Figura 90**).



Figura 90. De izquierda a derecha: 1) Fósforo blanco, que pasa a amarillo con la luz. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0. 2) Fósforo rojo. Dominio público. 3) Fósforo negro. Smart-elements.

El fósforo blanco tiene una estructura tipo “cluster” (o jaula) donde se unen 4 átomos de fósforo formando un tetraedro con ángulos de enlace muy cerrados, de 60° , y que se presenta en dos formas: alfa, de estructura cristalina cúbica centrada en las caras

y beta, que es hexagonal, con una temperatura de transición de $-3,8\text{ }^{\circ}\text{C}$. Es muy tóxico e inflamable. El fósforo blanco pasa a amarillo, cuando se expone a la luz. El fósforo rojo, es la forma más estable de todas, menos volátil y tóxico que el blanco. Es una red amorfa, constituida por moléculas de P_4 unidas entre sí para constituir capas atómicas. El fósforo negro, es la forma menos estable y se constituye en una red en capas plegadas de estructura cristalina ortorrómbica; es el más denso de las tres estados alotrópicos y no se inflama. También se ha obtenido un fósforo violeta, calentando fósforo rojo en un tubo sellado a $530\text{ }^{\circ}\text{C}$, y que puede tener una estructura cristalina monoclinica o romboédrica.

Obtención

El fósforo blanco se obtiene del apatito por reducción con carbón de coque, en presencia de sílice. Cuando se calienta en ausencia de aire, a $300\text{ }^{\circ}\text{C}$ aproximadamente, el fósforo blanco se transforma con lentitud en fósforo rojo.

Abundancia

Universo	0,0007 % (19°)	Sol	0,0007 % (16°)
Corteza terrestre	0,099 % (13°)	Océanos	0,000007 % (19°)
Atmósfera	0	Ser humano	1,1 % (6°)

Aplicaciones

Abonos fosfatados

Los abonos fosfatados se fabrican descomponiendo químicamente (con ácidos sulfúrico y fosfórico) o triturando a los fosfatos naturales. Lo complicado, consiste en transformar los fosfatos en formas que las plantas pueden asimilar, ya que en su forma original son de difícil aprovechamiento.

- Con el fósforo blanco se fabrican bombas, ya que arde fácilmente al contacto con el oxígeno y forma una densa cortina de humo blanco, que oculta los movimientos de las tropas, lo que está admitido, pero no para lanzarlas sobre la población civil, pues las partículas incandescentes de fósforo producen profundas quemaduras.
- Como constituyente de las cerillas se utiliza el fósforo rojo, que por fricción se transforma en fósforo blanco y arde. En los fósforos de seguridad, la cabeza se compone de una mezcla de trisulfuro de antimonio y un oxidante (normalmente dicromato potásico) aglutinados con cola. Un lado de la caja lleva una mezcla de fósforo rojo, vidrio pulverizado y cola. La cabeza de la cerilla solo se enciende al frotarla contra esa capa.
- Fabricación del ácido fosfórico.

Reactividad

En el caso de fósforo, la reactividad depende de su estado alotrópico. Suele reaccionar bien con el oxígeno y halógenos en todas sus formas, aunque puede ser necesario calentarlo.

El fósforo blanco es muy reactivo y, por eso, no se ve libre en la naturaleza (nativo). Se combina con la mayoría de los elementos y arde en oxígeno con una llama blanca muy brillante, produciendo vapores de óxido de fósforo (V). El fósforo rojo es menos reactivo y no se oxida fácilmente con el aire.

Aspectos biológicos

Forma parte del ADN y ARN, del ATP y del componente estructural óseo del ser humano y de otras formas de vida: la hidroxiapatita ($\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$), cuya biosíntesis se muestra en la **Figura 91**.

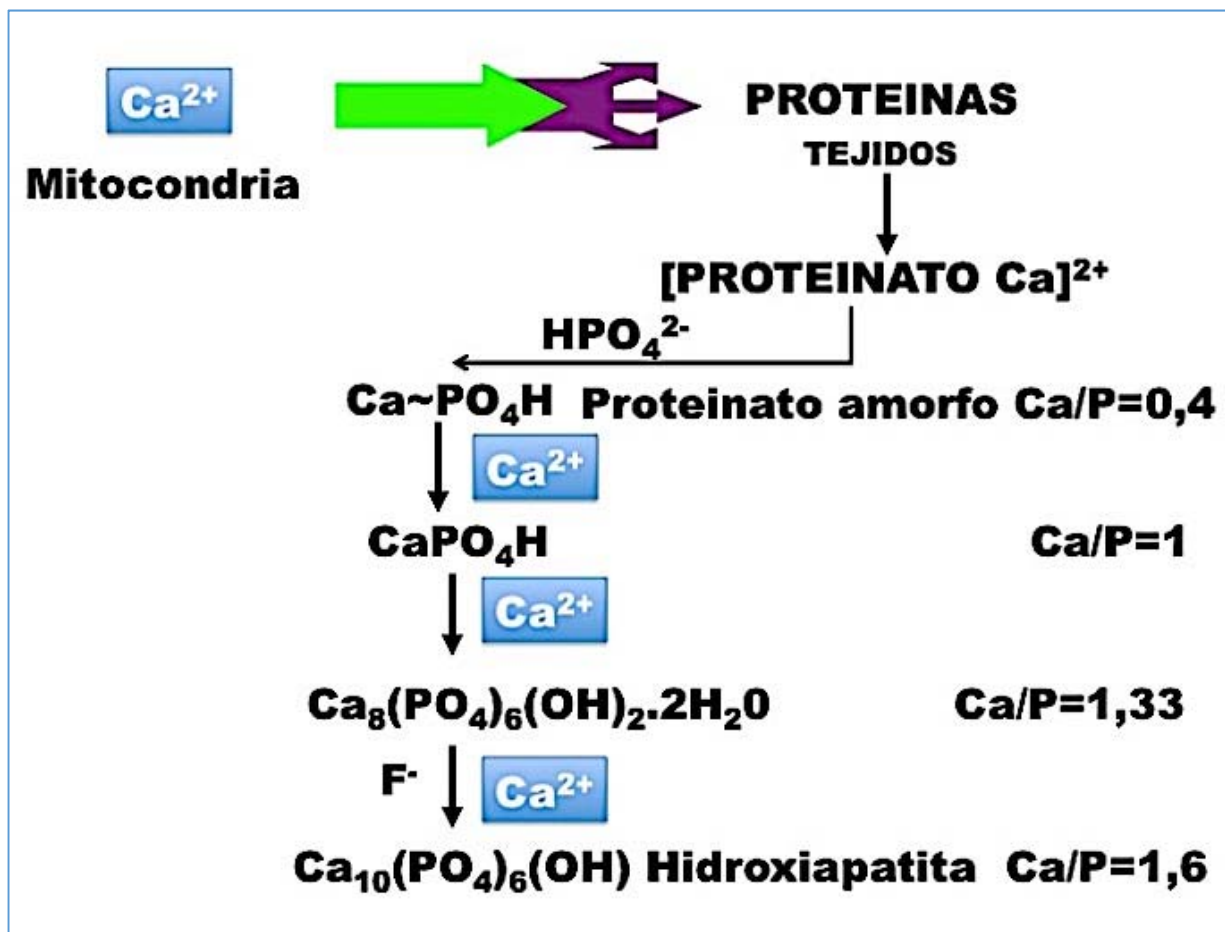



Figura 91. Esquema de la biosíntesis de la hidroxiapatita.

ARSÉNICO

³³As
74,92



Bloque p

- [Ar]3d¹⁰4s²4p³
- sólido
- metaloide
- natural
- estable
- calcófilo

Estructura cristalina	romboédrica	Color	gris
Radio atómico	115 pm	Radio iónico (-3)	222 pm
Radio covalente	119 pm	Volumen atómico	12,95 cm ³ /mol
Punto de fusión	817 °C	Punto de ebullición	614 °C
Energía ionización*	947 kJ/mol	Afinidad electrónica	-78 kJ/mol
Densidad	5,727 g/cm ³	Electronegatividad	2,18
Estado oxidación	+3,+5	Potencial normal**	-0,608 V
Conductividad eléctrica	30 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	50,20 J/m.s.°C
Energía atomización	302 kJ/mol	Dureza	3,5

Datos para la forma gris metálica. *Para I₁^a. La I total para arrancar 3e⁻ es: 5.480 kJ/mol. **As+3H⁺+3e⁻ →AsH₃(g)

Etimología

El nombre de arsénico proviene de la palabra griega "*arsenikon*", que deriva de "*arsen*" que significaba "varonil" y que se relacionó en la Grecia clásica a una pintura de color amarillo de arsénico, denominada *arsenikon*, que se asociaba al sexo masculino. Los romanos lo llamaron "*oropimente*", del latín *auripigmentum* (oro o amarillo).

Descubridor

Se conoce desde la antigüedad, quizás fuese Alejandro Magno su descubridor.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ^{75}As y 32 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se puede encontrar en forma nativa, pero es raro; suele estar en forma de sulfuro en minerales de cobre, plomo, hierro, níquel, cobalto y otros metales. Su principal mena es la arsenopirita (FeAsS) (**Figura 92**).



Figura 92. Izquierda: Arsenopirita. Caralps, Gerona, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM. **Derecha:** Arsénico en calcita. St. Andreasberg, Harz, Alemania. Alan Guisewite.

Alotropías

Se presenta en tres estados alotrópicos: amarillo, negro y gris. La forma amarilla y la negra son, como la del fósforo blanco, tetraédricas y no metálicas. La forma gris es conductora, con forma de red metálica, de enlace covalente continuo.

Obtención

Se obtiene a partir de la arsenopirita, que se calienta para que sublime el arsénico.

Abundancia

Universo	0,0000008 % (30°)	Sol	0
Corteza terrestre	0,00021 % (43°)	Océanos	0,00000023 % (26°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,000005 % (24°)

Aplicaciones

Industria de semiconductores

Para la fabricación de transistores, dispositivos láser y otras aplicaciones electrónicas.

- Conservador de la madera.
- El óxido de arsénico (III) se emplea en la industria del vidrio, además de como veneno.
- Los sulfuros de arsénico, como el oropimente, se usan como colorantes.
- Procesos de bronceado de metales, y en la industria de curtiduría y peletería.
- Engordante de pollos. Compuestos orgánicos de arsénico se añaden a la comida de los pollos para su crecimiento acelerado. Están prohibidos actualmente.

Reactividad

El arsénico, reacciona violentamente con oxidantes fuertes y halógenos, con riesgo de incendio y explosión. También reacciona con ácido nítrico o con ácido sulfúrico en caliente. En las reacciones con ácidos, compuestos de carácter ácido, metales ligeros e incluso con reductores, el arsénico da lugar a la arsina (AsH_3), que es un gas muy tóxico.

Toxicología

La toxicología del arsénico es diferente según su especie química y si la intoxicación es aguda o crónica. Son más tóxicas las especies inorgánicas que las orgánicas. Todos los compuestos de arsénico son, al menos, irritantes -el ácido arsenioso es cáustico- y producen lesiones en trabajadores expuestos, fundamentalmente en la piel, con eritema, ulceraciones y eccema. Además, provocan cuadros de sequedad por afectación de la mucosa nasal y bucofaríngea, afonía y en altas concentraciones, ulceraciones con perforación del tabique nasal.

Intoxicación aguda

Es muy poco frecuente. El cuadro clínico, consiste en cefalea, vértigo, debilidad, náuseas, vómito y piel pálida. Si la concentración de arsénico es suficientemente importante da lugar a un cuadro hemodinámico grave que puede causar la muerte, con parálisis capilar, taquicardia y caída de la presión arterial.

El envenenamiento por As_2O_3 , ha sido utilizado con fines homicidas y suicidas; produce intensos dolores de estómago y contracción de garganta, que es la causa de la muerte.

Intoxicación crónica

La intoxicación crónica de arsénico produce pigmentación en la piel como consecuencia de su almacenaje, alteraciones en el crecimiento de las uñas, neuropatías periféricas con parálisis dolorosa que puede afectar a la vista y el olfato, insuficiencia renal, disfunción hepática, afectación cardiovascular, anemia en 48-72 h y acrocianosis (frialdad y cianosis en las extremidades). A largo plazo, el arsénico es cancerígeno y puede producir tumores dérmicos, labiales y en hígado, así como cáncer de pulmón.

Si la intoxicación es aguda, se realiza un lavado de estómago, para continuar con un tratamiento con agentes quelantes; en este caso, una dosis intramuscular de BAL (British anti lewisita) de 5mg/kg, seguida de otras dosis de 3-5 mg/kg durante 6 h en 48 h. Posteriormente, se suministran 25 mg/kg de penicilamina vía oral durante 10-15 días. En la intoxicación crónica se procede igual, pero sin lavado de estómago.

Sus fuentes de contaminación pueden ser naturales o antropogénicas, como es habitual en los metales tóxicos.

La fuente natural de contaminación más importante es debida a la biomovilización de sus minerales. Las fuentes antropogénicas son varias: la utilización del arsénico como fungicida, herbicida y abonos en agricultura, los aditivos de piensos como engordantes, la combustión de carbones, su utilización en pinturas y barnices y los vertidos industriales, son las más importantes.

El arsénico es biológicamente transformado, en especial en el agua de los ríos, por animales marinos, principalmente, en sus compuestos de arsenocolina y arsenobetaína. Al contrario del mercurio, este ciclo de biotransformación produce especies de arsénico menos tóxicas para el hombre.

El arsénico se absorbe por vía gastrointestinal o respiratoria. Por la vía gastrointestinal, entran las especies solubles de arsénico: AsO_4^{3-} (arseniato) y AsO_3^{3-} (arsenito) y por vía respiratoria el gas AsH_3 muy absorbible, pero infrecuente. La ingesta media de arsénico es de 1-2 $\mu\text{g/g/día}$, que es metabolizado en plasma donde se une a proteínas que contengan tioles (-SH); desde allí se almacena en uñas, pelo, piel y huesos (en forma de AsO_4^{3-} sustituyendo al PO_4^{3-}) y se elimina por orina.

ANTIMONIO



Bloque p

[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³
sólido
metaloide
natural
estable
calcófilo

Estructura cristalina	romboédrica	Color	blanco grisáceo plateado
Radio atómico	145 pm	Radio iónico (-3)	245 pm
Radio covalente	139 pm	Volumen atómico	18,19 cm ³ /mol
Punto de fusión	630,63 °C	Punto de ebullición	1.587 °C
Energía ionización*	834 kJ/mol	Afinidad electrónica	-103,20 kJ/mol
Densidad	6,697 g/cm ³	Electronegatividad	2,05
Estado oxidación	+3,+5	Potencial normal**	-0,510 V
Conductividad eléctrica	25,60 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	24,40 J/m.s.°C
Energía atomización	262 kJ/mol	Dureza	3

Datos para la forma blanca. *Para I₁^a. La I total para arrancar 3e⁻ es: 4.868,9 kJ/mol.

** Sb+3H⁺+3e⁻ →SbH₃(g)

Etimología

El nombre de antimonio proviene de la palabra griega "stíbi", que pasó al latín como "stibium", dando nombre al colorete de antimonio con el que las mujeres se daban sombra de ojos en el antiguo Egipto.

Descubridor

Se conoce desde la antigüedad.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales y estables: ^{121}Sb (57,36%) y ^{123}Sb (42,64%) y 35 sintéticos radiactivos.

Estado natural

El antimonio se encuentra en la naturaleza en numerosos minerales, en forma de sulfuros; la principal mena de antimonio es la estibina o antimonita Sb_2S_3 (**Figura 93**). También se alea en los minerales de plomo, cinc, oro, arsénico, mercurio, wolframio y cobre. Aunque es un elemento poco abundante, es posible encontrarlo nativo, pero muy raramente, en estados alotrópicos similares al arsénico (**Figura 94**).



Figura 93. Izquierda: Antimonita. Herja, Rumanía. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM. **Derecha:** Nódulo de antimonio de la mina Moore Tom, distrito minero Erskine Creek, Kernville, condado de Kern, California. Contiene óxido de antimonio y estibina. Alan Guisewite.



Figura 94. Antimonio nativo con valentinita (Sb_2O_3). Sonora. México. Dominio público.

Alotropías

El antimonio, en su forma elemental más estable es un sólido cristalino, fundible, quebradizo, blanco plateado, que se evapora a bajas temperaturas. El antimonio negro y el amarillo son no metálicos y muy inestables. También hay una forma gris.

Obtención

Se puede obtener del mineral estibina, mediante el tostado del sulfuro, donde se obtiene el óxido de antimonio Sb_2O_3 , que se puede reducir posteriormente con carbón de coque, para dar lugar a antimonio puro.

Abundancia

Universo	0,00000004 % (42°)	Sol	0,0000001 % (35°)
Corteza terrestre	0,00002 % (56°)	Océanos	0,00000002 % (34°)
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Industria de semiconductores

Para la producción de diodos, detectores infrarrojos, dispositivos de efecto Hall y como dopante del silicio.

- Se usa aleado con plomo, lo que incrementa su dureza, para baterías, aleaciones antifricción, armas pequeñas, balas trazadoras, revestimientos de cables, etc.
- El sulfuro de antimonio (III) se emplea para preparar la masa inflamable de las cerillas, en fabricación de vidrios coloreados, barnices y en pirotecnia.
- El cloruro de antimonio (III) se usa como catalizador.

Reactividad

El antimonio por combustión forma humos tóxicos de su óxido.

Reacciona, como el arsénico, violentamente con oxidantes fuertes (permanganatos y halógenos). Con ácidos concentrados en caliente o con hidrógeno en medio ácido, reacciona con producción de la estibamina (SbH_3) que es un gas muy tóxico.

BISMUTO



Bloque p

	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³
	sólido
	metal
	natural
	radiactivo
	calcófilo

Estructura cristalina	monoclínica	Color	blanco plateado
Radio atómico	160 pm	Radio iónico (+3)	96 pm
Radio covalente	148 pm	Volumen atómico	21,37 cm ³ /mol
Punto de fusión	271,30 °C	Punto de ebullición	1.564 °C
Energía ionización*	703 kJ/mol	Afinidad electrónica	-91,20 kJ/mol
Densidad	9,780 g/cm ³	Electronegatividad	2,02
Estado oxidación	+3,+5	Potencial normal**	+0,22 V
Conductividad eléctrica	9,40 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	7,92 J/m.s.°C
Energía atomización	207 kJ/mol	Dureza	2,25
Periodo de semivida			1,9×10 ¹⁹ años

*Para I₁^a. La I total para arrancar 3e⁻ es: 4.779 kJ/mol. **Bi³⁺(aq)+3e⁻→Bi(s)

Etimología

El nombre de bismuto proviene del alemán "*bisemutum*", que significa "materia blanca", en alusión a su color.

Descubridor

Es conocido desde la antigüedad.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural radiactivo: ^{209}Bi y 32 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Nativo es escaso. Se encuentra en la naturaleza en diversos minerales, tanto en la bismutita ($\text{Bi}_2(\text{CO}_3)_2\text{O}_2$) (**Figura 95**) como en la tetradimita ($\text{Bi}_2\text{Te}_2\text{S}$). Los principales yacimientos se encuentran en Bolivia, Canadá y también en las provincias españolas de Córdoba, Málaga y Granada, de las que se extrae aproximadamente un 4% de la producción mundial. El bismuto, forma grandes y bonitos cristales tetraédricos al enfriarse (**Figura 96**).



Figura 95. Izquierda: Bismutita. Schneeberg, Erzgebirge, Alemania. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0. **Derecha:** Bismuto nativo. Córdoba, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM.

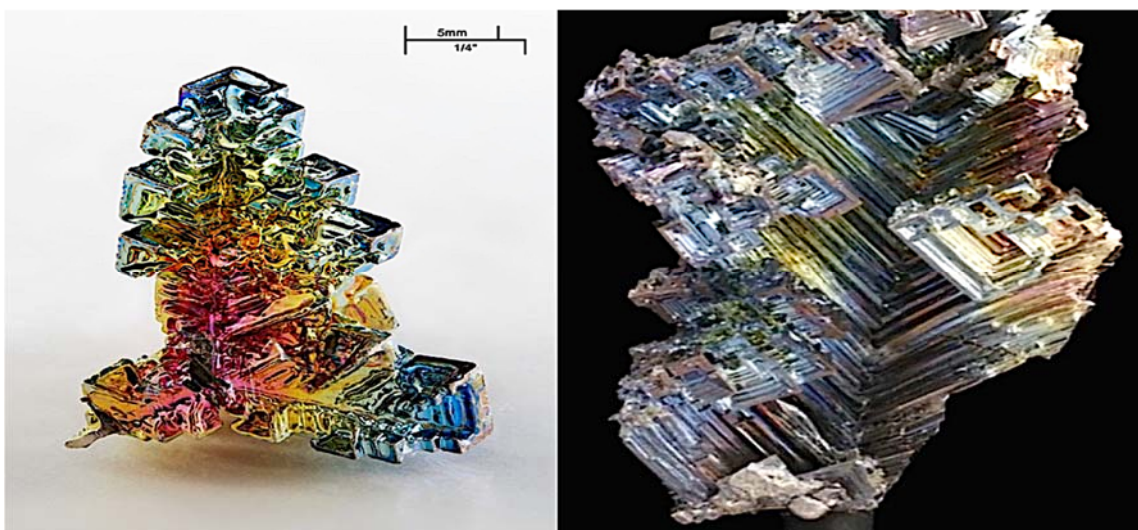


Figura 96. Izquierda: Bismuto. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0. **Derecha:** Bismuto. The Elements. Theodore Gray. Estos cristales de bismuto se obtienen después de calentar y enfriar.

Obtención

Se obtiene a partir de sus minerales. Para ello, se prepara el óxido de bismuto (III), el cual se reduce con carbón a bismuto bruto y se purifica mediante fusión por zonas.

También, se puede obtener como subproducto del refinado de metales como son: plomo, cobre, oro, plata y estaño. El método más utilizado entre estos últimos, es su obtención como subproducto del refinado del plomo, mediante el denominado procedimiento de Betts, ya que los lodos derivados de este proceso son ricos en bismuto.

Abundancia

Universo	0,00000007 % (39°)	Sol	0,000001 % (27°)
Corteza terrestre	0,0000025 % (63°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Metalurgia

Da lugar a aleaciones de bajo punto de fusión, ideales para esta aplicación y para sistemas de detección y extinción de incendios.

- Se emplea como catalizador en la obtención de fibras acrílicas.
- El subsalicilato de bismuto tiene propiedades terapéuticas para las náuseas, acidez, indigestión, diarrea y malestar estomacal.
- El trióxido de bismuto y los complejos de óxido de bismuto, se utilizan en componentes microelectrónicos por su estructura poco porosa y homogénea, lo que provoca una elevada resistencia eléctrica.

Reactividad

No reacciona con el oxígeno en condiciones normales, pero a alta temperatura sí que lo hace con formación del trióxido de bismuto. Es insoluble en agua, ácido clorhídrico y sulfúrico diluido, aunque sí que es atacado por los ácidos nítrico y sulfúrico concentrados. Al aire húmedo se recubre de una capa de óxido, pero en aire seco es estable. Cuando se calienta el bismuto al aire, arde con llama azul y da lugar a humos amarillos del óxido de bismuto: Bi_2O_3 .

MOSCOVIO



Estructura cristalina	Desconocida	Color	Desconocido
Radio atómico*	147 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente*	162 pm	Volumen atómico	Desconocido
Punto de fusión	Desconocido	Punto de ebullición	Desconocido
Energía ionización	Desconocida	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	Desconocida	Electronegatividad	-
Estado oxidación*	+3	Potencial normal	Desconocido
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Periodo de semivida		²⁸⁸ Mc	173 msegundos

*Predicciones. Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es de cero.

Etimología y descubridor

Su nombre es en honor de la ciudad de Moscú. Su descubrimiento, se le atribuye a tres centros: Instituto Central de Investigaciones Nucleares de Dubna, Laboratorio Nacional Lawrence Livermore y Laboratorio Nacional Oak Ridge, en 2004. Se puede obtener bombardeando ²⁴³Am con ⁴⁸Ca.

CARACTERÍSTICAS DEL GRUPO 15

En sus combinaciones moleculares, que son las más abundantes, sus estados de oxidación más frecuentes son: +3 y +5. El estado de oxidación menor (+3) se va estabilizando conforme se desciende en el grupo, en especial en el bismuto debido, de nuevo, al efecto del par inerte. En el nitrógeno se conocen compuestos en todos los estados de oxidación entre -3 y +5.

El nitrógeno es un gas y el resto son sólidos a temperatura ambiente. Nitrógeno y fósforo son no metales típicos, arsénico y antimonio son metaloides semiconductores y el bismuto es un metal muy poco conductor. De hecho, la conductividad eléctrica es mucho menor en el bismuto que en los semimetales arsénico y antimonio, al contrario de lo esperado. Ello es debido a que la estructura del bismuto es en capas y, por tanto, con gran participación de enlace covalente, lo que sugiere que el bismuto pueda ser calificado de metaloide más que de un metal verdadero. En general, son malos conductores del calor. El bismuto es uno de los peores conductores térmicos entre todos los metales.

Las propiedades de los elementos del grupo 15 son muy variadas y difíciles de sistematizar por sus radios atómicos y configuraciones electrónicas, en comparación con el resto de los grupos del bloque *p*.

Todos los elementos del grupo 15 tienen una gran tendencia a la alotropía y, por tanto, se presentan en varias estructuras diferentes, unas no conductoras y otras conductoras de la electricidad.

La ausencia de orbitales *d* en el nitrógeno junto con el pequeño tamaño de este elemento determina un comportamiento diferente al resto del grupo, destacando que es el único elemento del grupo 15 capaz de saturar su valencia formando una molécula diatómica con triple enlace entre sus átomos.

Los radios atómico e iónico, siguen el comportamiento regular que cabe esperar de la propiedad periódica, considerando que el radio iónico del bismuto es el del catión, mientras que para los demás es el del anión. Pero, al igual que en los anteriores grupos del bloque *p*, el radio atómico no sigue un aumento lineal conforme descendemos en el grupo, considerando que es anómalo a partir del arsénico, aunque el efecto es más suave, en este caso, que en el de los grupos anteriormente estudiados (**Figura 97**).

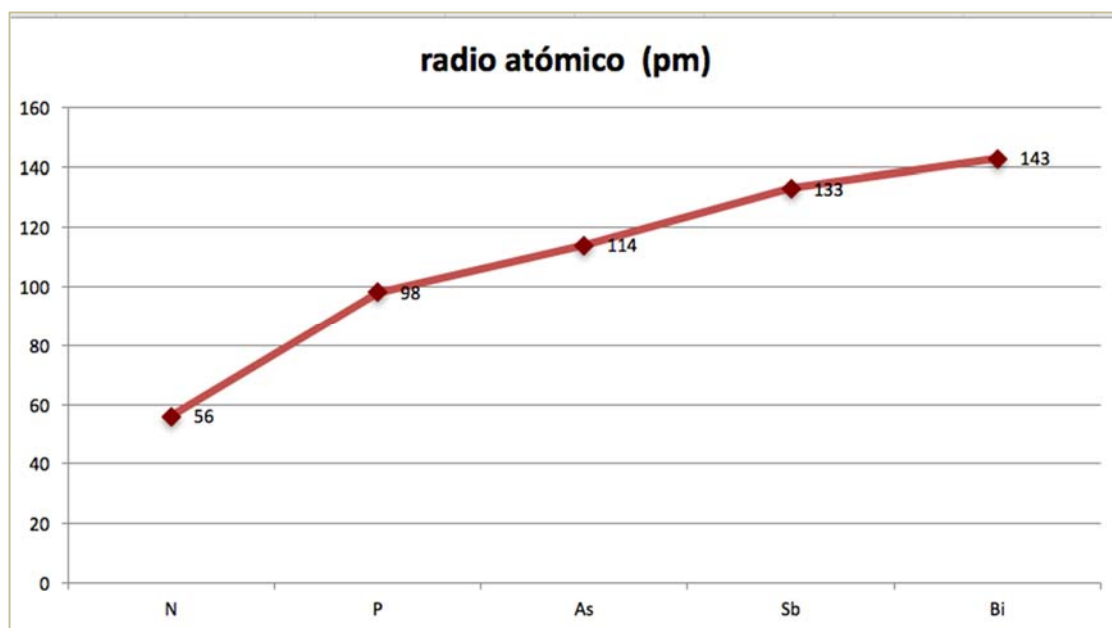


Figura 97. Gráfica comparativa con los radios atómicos de los elementos del grupo 15.

En este grupo, las energías de ionización siguen un comportamiento regular, disminuyendo conforme descendemos en el grupo, aunque el bismuto, por efecto del par inerte, que estabiliza al Bi^{3+} , presenta un valor superior al esperado.

En el grupo 15, los orbitales p están semillenos (p^3), por lo que es una configuración muy estable, lo que se manifiesta por las energías de ionización altas, que dificulta o imposibilita la formación del catión elemental. No forman redes iónicas con el catión X^{5+} ni con X^{3+} . En disolución acuosa sí que se detecta la presencia de Bi^{3+} .


El valor positivo de la afinidad electrónica del nitrógeno, se debe al significativo incremento de la repulsión interelectrónica cuando se pasa de la configuración $2p^3$ semillena y muy estable, a la $2p^4$. Sin embargo, el nitrógeno puede dar lugar a redes iónicas con el anión N^{3-} (nitruro). El fósforo lo hace con el P^{3-} (fosfuro), mientras que antimonio y bismuto, que también pueden dar lugar a redes iónicas, las forman con los cationes moleculares XO^+ (antimonilo y bismutilo, respectivamente). No obstante, los compuestos iónicos de nitrógeno y fósforo no son estables y tienen una gran tendencia a descomponerse en disolución acuosa, ya que los aniones nitruro y fosfuro son inestables en agua. El arsénico no presenta tendencia alguna a formar combinaciones de carácter iónico.

11

GRUPO 16 ANFÍGENOS

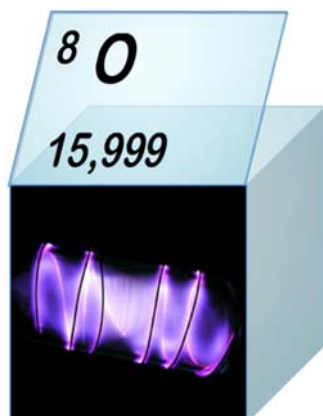
A 3D periodic table showing elements as blocks. The elements in Group 16 (Oxygen, Sulfur, Selenium, Tellurium, Polonium, Livermorium) are highlighted in pink. The table includes the Lanthanoid and Actinoid series at the bottom.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	He
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
LANTANOIDES		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
ACTINOIDES		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		








- Se denominan anfígenos por su capacidad para formar compuestos anfóteros.
- El oxígeno es un gas y el resto son sólidos a temperatura ambiente.
- Oxígeno, azufre y selenio son no metales y telurio, polonio y livermorio metaloides.
- No son conductores de la electricidad a temperatura ambiente y son muy malos conductores térmicos.
- Selenio y telurio son semiconductores.
- El azufre es aislante.
- La estereoquímica del oxígeno está dominada por la formación de dobles enlaces.
- No tienen tendencia a formar el catión elemental.
- Tienen gran tendencia a la alotropía. El azufre es el que más estados alotrópicos presenta de todos los elementos.
- El azufre es materia prima.

OXÍGENO



Bloque p

-  [He]2s²2p⁴
-  gas
-  no metal
-  natural
-  estable
-  litófilo

Estructura cristalina	monoclínica	Color	azul pálido
Radio atómico	60 pm	Radio iónico (-2)	140 pm
Radio covalente	66 pm	Volumen atómico	14,40 cm ³ /mol
Punto de fusión	-218,30 °C	Punto de ebullición	-182,90 °C
Energía ionización*	1.313,9 kJ/mol	Afinidad electrónica	-141 kJ/mol
Densidad	1,429 g/L	Electronegatividad	3,44
Estado oxidación	0,-2,-1	Potencial normal	-
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,03 J/m.s.°C
Energía atomización	249 kJ/mol	Dureza	-

*Para I₁^a. La I total para arrancar 4e⁻ es: 17.472,2 kJ/mol.

Etimología

El nombre de oxígeno proviene del griego "oxys", que significa "ácidos" y "gennao", "generador", es decir, formador de ácidos.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al científico y teólogo británico Joseph Priestley, en 1774.

Isótopos

Tiene 3 isótopos naturales y estables: ^{16}O (99,762%), ^{17}O (0,038%) y ^{18}O (0,2%) y 12 sintéticos radiactivos.

Estado natural

El oxígeno natural es una molécula diatómica O_2 . Está constituido por tres isótopos como hemos indicado, y puesto que el isótopo ^{16}O , es el más abundante (99,762%) y representativo, las propiedades químicas del oxígeno se refieren a las de éste.

Como el oxígeno es muy reactivo, también se encuentra en la naturaleza formando combinaciones con numerosos elementos (óxidos, hidróxidos, oxoácidos, etc.).

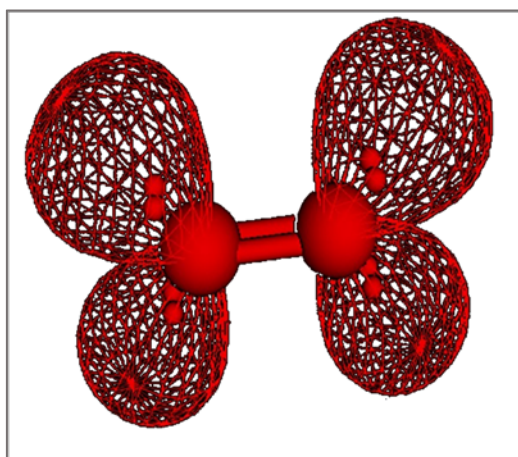
Obtención

El 99% de la producción se obtiene por destilación fraccionada del aire líquido. También, puede obtenerse por electrolisis del agua, calentamiento de clorato de potasio con dióxido de manganeso como catalizador, descomposición térmica de óxidos o catalítica de peróxidos.

Abundancia

Universo	1,0 % (3°)	Sol	0,9 % (3°)
Corteza terrestre	46 % (1°)	Océanos	86 % (1°)
Atmósfera	20,946 % (2°)	Ser humano	61 % (1°)

Alotropías



Tiene dos estados alotrópicos: oxígeno O_2 y ozono O_3 .

El oxígeno, es una molécula diatómica con un enlace doble (**Figura 98**), que se puede presentar en tres estados, uno triplete y dos singletes. El estado fundamental es triplete $^3\Sigma$, mientras que los singletes son dos estados excitados: $^1\Sigma$ y $^1\Delta$.

Figura 98. Molécula de dióxido de oxígeno. Cada átomo tiene 2 pares de e^- sin compartir.

El estado fundamental $^3\Sigma$ y el excitado $^1\Sigma$ son paramagnéticos, con una configuración electrónica externa $\pi^1 \pi^1$, pero el estado excitado $^1\Delta$ es diamagnético: π^2 , y es la forma en que la oxihemoglobina transporta al oxígeno que respiramos.

Por su parte, el ozono es una molécula angular (**Figura 99**), con un oxígeno que actúa de átomo central, uniéndose a un segundo oxígeno mediante un doble enlace y con otro tercero mediante un enlace dativo de donación, quedando con un par de electrones sin compartir.

En el ozono, los enlaces que se establecen entre los tres átomos se estabilizan por resonancia, con formación de una carga negativa deslocalizada, generada por los electrones enlazantes. El mapa de isosuperficie del ozono (**Figura 99**), muestra uniformidad de color y, por lo tanto, una carga electrónica constante en toda la molécula, que es lo que se espera por la igualdad de electronegatividad entre sus átomos y de la formación de un enlace π deslocalizado.

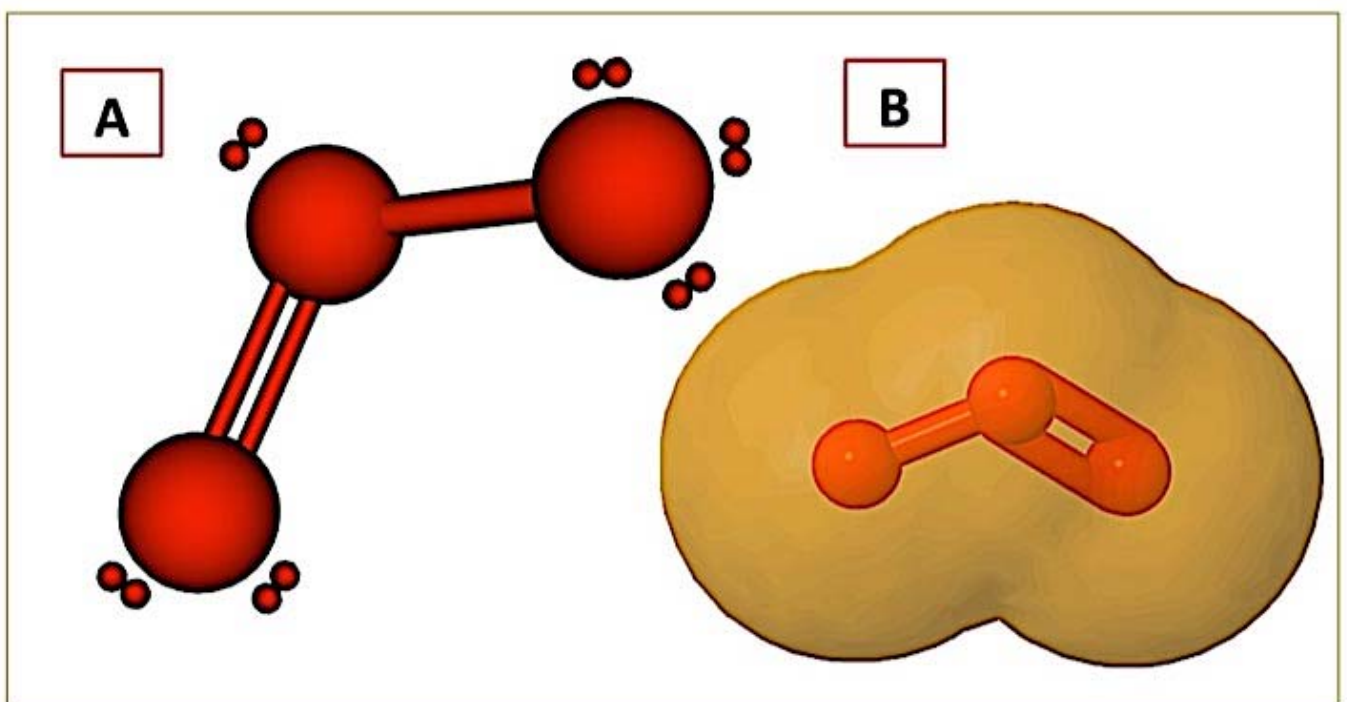


Figura 99. A) Estructura molecular angular del O_3 . B) Mapa de isosuperficie del ozono.

En estas alotropías del oxígeno atómico, se aprecia que la formación del enlace doble $O=O$, está muy favorecido, con respecto al enlace sencillo $O-O$, debido, esencialmente, a su elevada electronegatividad y pequeño radio.

Aplicaciones

Oxigenoterapia

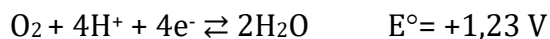
La oxigenoterapia se lleva a cabo en los centros hospitalarios, pero también externamente en casos de terapia crónica en enfermedades respiratorias. Su aplicación más frecuente es en forma de: carpas, mascarillas y bigoterías. El oxígeno que se utiliza no es puro, sino a concentraciones del 22% hasta el 60%. Lo normal es una concentración entre el 25 y 35% de oxígeno.

- Operaciones de fundición y refinado de metales.
- Propulsión de cohetes.
- En la manufactura de productos químicos por oxidación controlada.

Reactividad

La molécula de O₂ es bastante estable, pero también muy reactiva. Se combina con todos los elementos por reacción directa, excepto con los halógenos, gases inertes y metales muy nobles. Con metales y no metales, produce reacciones que son fuertemente exotérmicas, aunque en algunos casos hay que elevar la temperatura, dando lugar a la formación de redes o moléculas.

El oxígeno molecular, es un fuerte oxidante en medio ácido y menor en medio básico:



Se une como ligando a metales de transición, formando complejos. En el medio biológico se une a metales esenciales, por ej. el hierro, para intervenir en los procesos de oxigenación celulares, siendo transportado por metaloproteínas, como la hemoglobina.

El oxígeno da lugar a dos aniones muy reactivos y oxidantes intensos, el denominado superóxido (o superoxo) O₂⁻ de configuración molecular externa π²π¹, paramagnético y el O₂²⁻ peróxido (o peroxo), que es diamagnético: π²π².

Estos aniones del oxígeno, son tóxicos para el ser humano. Se forman como subproductos del metabolismo celular y dan lugar a la destrucción de los fosfolípidos de membrana, contribuyendo al envejecimiento celular.

También, están presentes en los procesos de contaminación atmosférica y en las grandes urbes son precursores de las nieblas fotoquímicas oxidantes.

AZUFRE



Bloque p

	[Ne]3s ² 3p ⁴
	sólido
	no metal
	natural
	estable
	calcófilo

Estructura cristalina	ortorrómbica	Color	amarillo
Radio atómico	100 pm	Radio iónico (-2)	184 pm
Radio covalente	105 pm	Volumen atómico	15,5 cm ³ /mol
Punto de fusión	115,21 °C	Punto de ebullición	444,72 °C
Energía ionización*	999,60 kJ/mol	Afinidad electrónica	-200 kJ/mol
Densidad	1,960 g/cm ³	Electronegatividad	2,58
Estado oxidación	+4,+6,0,-2	Potencial normal**	-0,476 V
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,27 J/m.s.°C
Energía atomización	279 kJ/mol	Dureza	2

Datos para el S₈ alfa. *Para I₁^a. La I total para arrancar 6e⁻ es: 26.664,70 kJ/mol.
 **S+2e⁻ →S²⁻

Etimología

El nombre de azufre, se cree que es derivado del vocablo sánscrito “*sulvere*” que indica que el cobre pierde su valor cuando se mezcla con azufre. De *sulvere* deriva la palabra latina *sulphurium* y de ella, *azufre*.

Descubridor

Se conoce desde la antigüedad.

Isótopos

Tiene 4 isótopos naturales y estables: ^{32}S (95,02%), ^{33}S (0,75%), ^{34}S (4,21%) y ^{36}S (0,02%) y 20 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra nativo (**Figura 100**). También se presenta combinado con otros elementos, en forma de sulfatos y sulfuros; en los combustibles fósiles (principalmente en el gas natural y carbón) y en emanaciones volcánicas (SO_2 y minas de azufre). Su principal mena es la del mineral pirita (FeS_2), que tiene un 53,48% de azufre y un 46,52% de hierro y que es conocida como el “oro de los tontos” por su gran parecido al oro, pero de poco valor económico.



Figura 100. *Izquierda:* Azufre nativo. Libros, Teruel, España. *Derecha:* Pirita. Sierra Alcarama, Río Alhama, La Rioja, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM.

Alotropías

El azufre natural, se presenta en una gran variedad y complejidad de estados alotrópicos, tanto en formas amorfas como cristalinas. Las formas cristalinas a su vez, están compuestas por anillos o cadenas de átomos de azufre. Y también, hay que distinguir los tres estados de agregación: sólido, líquido y vapor.

AZUFRE SÓLIDO

Ciclooctaazufre

Es el estado alotrópico más habitual del azufre. Es cristalino y está formado estructuralmente por moléculas, constituidas por ocho átomos (S_8) que se enlazan entre sí para formar una anillo en forma de corona (**Figura 101**). Hay tres formas: α , β y γ .

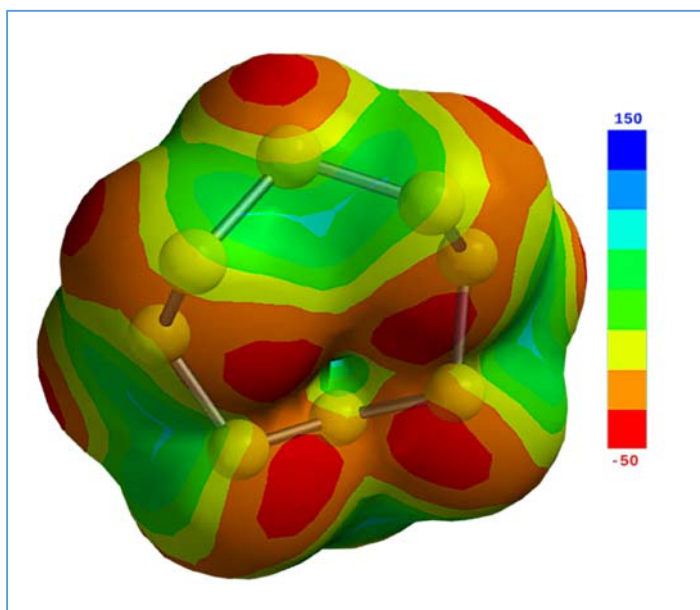


Figura 101. Estructura y mapa de potencial electrostático del S_8 . Los colores hacia el rojo son cargas negativas y hacia el azul positiva. Realizado con Spartan '14.

El S_α es la forma más estable y la más comercial. Es un sólido amarillo, con un punto de fusión de $115,21\text{ }^\circ\text{C}$, que se presenta en grandes cristales ordenados en el sistema ortorrómbico. Es insoluble en agua, poco soluble en éter y alcohol y soluble en aceites y sulfuro de carbono (CS_2). Es un aislante eléctrico y térmico. Las propiedades del azufre se refieren a esta alotropía.

El S_α es estable hasta los $96\text{ }^\circ\text{C}$; si se calienta por encima de esta temperatura y hasta los $119\text{ }^\circ\text{C}$ se

transforma lentamente en la forma S_β de punto de fusión: $106,8\text{ }^\circ\text{C}$. Es de menor densidad y tiene mayor desorden molecular que la forma de S_α . También es soluble en CS_2 . Son cristales monoclinicos con orientación desordenada.

La forma de S_γ , se obtiene a partir del S_α disuelto o fundido por calentamiento a temperaturas mayores de $160\text{ }^\circ\text{C}$. Tiene un mayor empaquetamiento y densidad. Son cristales monoclinicos direccionalmente ordenados.

Azufre plástico

Si la forma S_α se calienta por encima de 119° y se enfría bruscamente, se vuelve amorfo, resultando la variedad denominada *azufre plástico*. Está formado por cadenas helicoidales y es insoluble en CS_2 .

Ciclohexaazufre

El ciclohexaazufre (S_6), cristaliza en el sistema rómbico; se obtiene por acidificación de tiosulfatos o por reacción entre S_2Cl_2 y ácido sulfúrico y su estructura es en forma de anillo plegado. Se descompone muy rápidamente y es menos estable que las formas anteriores, porque la tensión del anillo es mayor.

AZUFRE LÍQUIDO

Se origina cuando se calienta la forma ortorrómbica S_{α} y sus variedades, dependen de la temperatura. No se sabe muy bien que estados alotrópicos se van produciendo, ya que depende mucho del grado de impurezas del azufre. Desde 113 a 160 °C, está constituido, esencialmente, por ciclooctaazufre. Es de color amarillo claro transparente y es menos viscoso que el agua. A temperaturas entre 160-170 °C, es un líquido marrón rojizo. Los anillos se abren y se va polimerizando. La viscosidad del líquido aumenta progresivamente, llegando a su máximo a unos 200 °C y, a partir de allí, disminuye hasta los 444,72 °C (punto de ebullición), donde es un líquido de color rojo oscuro.

AZUFRE EN FASE DE VAPOR

Cuando se calienta azufre ortorrómbico hasta el estado de vapor, se forman otras especies, las cuales dependen de la temperatura y la presión. Desde 600 °C, el vapor contiene variedades de S_n . A mayor temperatura y menor presión, menor número (n) de átomos de azufre. A 600 °C y presión atmosférica, es un gas azul paramagnético, formado, esencialmente, por moléculas de S_2 . Dependiendo de la temperatura y la presión existen variedades de: S_3 , S_4 , S_5 , S_7 y S_8 . Pero también, probablemente, existan otras especies de S_n . Sin embargo, a 2.200 °C y con bajas presiones, existen átomos de azufre libres.

OTRAS VARIEDADES

Hay otras variedades de azufre, como la denominada *flor de azufre*, una forma comercial, que se presenta en forma de polvo fino amarillo claro y que se obtiene en el refinado del petróleo.

Obtención

El azufre se encuentra nativo, por tanto, es materia prima y, por ello, se puede realizar la extracción de mineral de azufre directamente en las cimas de los volcanes, como en el volcán Ijen (Indonesia), situado a 2.400 m de altitud, donde la tierra es amarilla de azufre y el aire es irrespirable (**Figura 102**).

También, se puede obtener a partir de sus minerales, del petróleo y del gas natural.



Figura 102. Extracción de azufre nativo. Volcán Ijen, Indonesia. Pixabay. Dominio público.

Abundancia

Universo	0,05 % (10°)	Sol	0,04 % (8°)
Corteza terrestre	0,042 % (15°)	Océanos	0,093 % (6°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,2 % (7°)

Aplicaciones

Fabricación del ácido sulfúrico

A partir del azufre por el proceso de contacto se fabrica el ácido sulfúrico.

- Vulcanización del caucho. Por ejemplo, para fabricar neumáticos.
- Fabricación de la pólvora negra. Está compuesta por azufre, carbón y nitrato potásico y se emplea como sustancia deflagrante.
- Los fármacos de la familia de las sulfamidas de fórmula RSO_2NH_2 , se utilizan como bactericidas y antiparasitarios, en el tratamiento de las enfermedades infecciosas.

Reactividad

Es menos reactivo que el oxígeno. Arde en el aire con formación del óxido SO_2 . Reacciona con halógenos y con metales constituyendo, esencialmente, redes iónicas.

SELENIO



Bloque p

[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴
sólido
no metal
natural
estable
calcófilo

Estructura cristalina	monoclínica	Color	gris
Radio atómico	115 pm	Radio iónico (-2)	198 pm
Radio covalente	120 pm	Volumen atómico	16,42 cm ³ /mol
Punto de fusión	221 °C	Punto de ebullición	685 °C
Energía ionización*	941 kJ/mol	Afinidad electrónica	-195 kJ/mol
Densidad	4,819 g/cm ³	Electronegatividad	2,55
Estado oxidación	+4,+6,-2	Potencial normal**	-0,924 V
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,52 J/m.s.°C
Energía atomización	227 kJ/mol	Dureza	2

Datos para la forma gris. *Para I₁^a. La I total para arrancar 6e⁻ es: 24.573 kJ/mol.
 **Se+2e⁻ → Se²⁻

Etimología

El nombre de selenio proviene de la palabra griega "selene", que significa Luna, debido a su parecido con el telurio, al que se denominó "tellus", que en latín significa Tierra.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al sueco Jöns Jacob Berzelius, en 1817.

Isótopos

Tiene 5 isótopos naturales estables: ^{74}Se (0,89%), ^{76}Se (9,36%), ^{77}Se (7,36%), ^{78}Se (23,78%) y ^{80}Se (49,61%) y uno natural radiactivo: ^{82}Se (8,73%) de $1,08 \times 10^{20}$ años de semivida y 24 sintéticos radiactivos.

Estado natural

El selenio nativo es escaso; se encuentra más corrientemente en formas minerales, generalmente acompañando a los del azufre, como en la pirita.

Alotropías

El selenio tiene tres estados alotrópicos, dos amorfos no conductores: selenio rojo coloidal y selenio negro vítreo y un tercero cristalino: selenio gris, que es fotoconductor.

Las variedades de selenio amorfo son similares al S_8 , mientras que el selenio gris, el más estable, forma una red en cadenas (**Figura 103**).

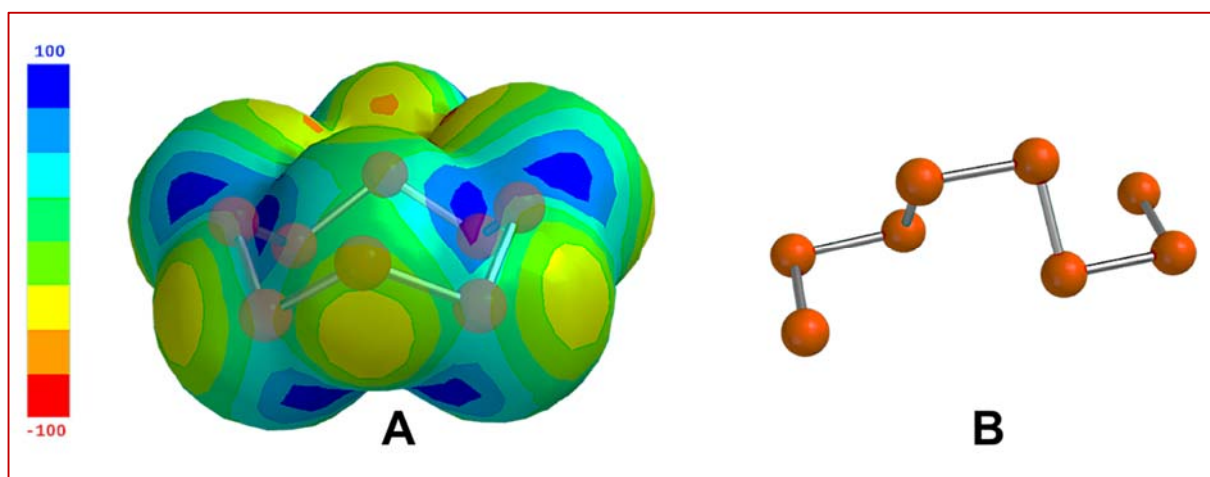


Figura 103. A) Estructura y mapa de potencial electrostático del Se_8 . B) Selenio gris en cadenas.

Obtención

Se obtiene del ánodo de una cuba electrolítica utilizada para el proceso de refinado del cobre y de la plata.

Abundancia

Universo	0,000003 % (27°)	Sol	0
Corteza terrestre	0,000005 % (61°)	Océanos	$4,5 \cdot 10^{-8}$ % (32°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,000005 % (24°)

Aplicaciones

Electrónica

Como fotoconductor se utiliza en electrónica y en células solares.

- Se usa para la fabricación de vidrio y esmalte rojos.
- En radiodiagnóstico, se utiliza el isótopo ^{75}Se como trazador en la visualización de tumores malignos.

Reactividad

Es muy parecida a la del azufre. Sin embargo, la química del azufre es predominantemente reductora, mientras que la del selenio es oxidante, lo que tiene importancia cuando el selenio sustituye al azufre en sus proteínas, ya que interfiere en los sistemas de transferencia electrónica de reacciones biológicas, como son los fotosistemas y la respiración mitocondrial.

Aspectos biológicos

Las necesidades diarias de selenio en la dieta son de unas 0,1 ppm para el ganado y de unos 70 μg para el ser humano. En el ser humano, el déficit de selenio puede dar lugar a una mayor incidencia de enfermedades cardíacas. El selenio se encuentra en el pan, los cereales, el pescado, las carnes (sobre todo las rojas) y los huevos. Las investigaciones realizadas, han demostrado la existencia de una correlación entre el consumo de suplementos de selenio y la prevención del cáncer en humanos, debido a que, por sus propiedades antioxidantes, ayuda a neutralizar a las llamadas *especies reactivas de oxígeno*, producidas en la respiración celular y que son responsables del envejecimiento celular. Estas especies son: el O_2^- (superóxido), OH^\bullet (radical hidroxilo) y el H_2O_2 (peróxido de hidrógeno). Además, es componente de un aminoácido, la selenocisteína, que se encuentra en el ARNt y en el sitio catalítico de las selenoproteínas, involucradas en catálisis redox.

Es esencial para el ganado. La ausencia de selenio en los pastos, provoca enfermedades carenciales, con un cuadro caracterizado por: necrosis hepática, distrofia muscular (debilidad de los músculos estriados), caries, osteoporosis y, sobre todo, retraso en el crecimiento e infertilidad, lo que causa serios problemas económicos a los ganaderos, ya que disminuyen las camadas (infertilidad) o son de menor peso y, por tanto, su valor económico es menor.

TELURIO



 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴
 sólido
 metaloide
 natural
 estable
 calcófilo

Estructura cristalina	romboédrica	Color	blanco plateado
Radio atómico	140 pm	Radio iónico (-2)	221 pm
Radio covalente	138 pm	Volumen atómico	20,46 cm ³ /mol
Punto de fusión	449,51 °C	Punto de ebullición	988 °C
Energía ionización*	869,30 kJ/mol	Afinidad electrónica	-190,20 kJ/mol
Densidad	6,24 g/cm ³	Electronegatividad	2,1
Estado oxidación	+4,+6,-2	Potencial normal**	-1,143 V
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	11,54 J/m.s.°C
Energía atomización	197 kJ/mol	Dureza	2,25

*Para I₁^a. La I total para arrancar 6e⁻ es: 21.455,30 kJ/mol. ** Te+2e⁻ →Te²⁻

Etimología

Su nombre es en honor de la diosa romana *Tellus* que personificaba a la Tierra.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico y geólogo húngaro Franz Müller von Reichenstein, en 1782.

Isótopos

Tiene 5 isótopos naturales estables: ^{120}Te (0,096%), ^{122}Te (2,603%), ^{124}Te (4,816%), ^{125}Te (7,139%) y ^{126}Te (18,95%) y 3 radiactivos naturales: ^{123}Te (0,908%), ^{128}Te (31,69%) y ^{130}Te (33,80%) de 10^{13} , $2,2 \times 10^{24}$ y $7,9 \times 10^{20}$ años de semivida, respectivamente, y 9 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se puede encontrar nativo, pero raramente. Está en rocas como telurito o dióxido de telurio (TeO_2) o aleado con oro, plata, cobre, plomo y níquel. Lo más frecuente es encontrarlo en la calaverita (AuTe_2).

Obtención

Se obtiene de los barros anódicos del refinado electrolítico del cobre.

Abundancia

Universo	0,0000009 % (29°)	Sol	0
Corteza terrestre	$9,9 \cdot 10^{-8}$ % (70°)	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Semiconductor

Es un semiconductor tipo *p*.

- Para fabricar un vidrio de color azul.
- Como insecticida, germicida y fungicida.
- Para prevenir la corrosión del plomo.
- Se alea con hierro colado, acero y cobre para favorecer su mecanizado.
- Se emplea en cerámica.
- El telururo de bismuto, se emplea para dispositivos termoeléctricos.



Reactividad

Como la del azufre y selenio.

POLONIO



Bloque p

-  [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p⁴
-  sólido
-  metaloide
-  natural
-  radiactivo

Estructura cristalina	cúbica	Color	plateado
Radio atómico	190 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	140 pm	Volumen atómico	22,53 cm ³ /mol
Punto de fusión	254 °C	Punto de ebullición	962 °C
Energía ionización*	812,10 kJ/mol	Afinidad electrónica	-183,30 kJ/mol
Densidad	9,196 g/cm ³	Electronegatividad	2
Estado oxidación	+2,+4,+6,-2	Potencial normal**	+0,76 V
Conductividad eléctrica	21,90 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Tiempo de semivida (²¹⁰ Po)			138,376 días

*Para I₁^a. ** Po⁴⁺+4e⁻→Po

Etimología

El nombre es en honor del país de nacimiento de su descubridora.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a la francesa, de origen polaco, Marie Sklodowska Curie, en 1898.

Isótopos

Solo se conoce un isótopo natural y radiactivo: ^{210}Po (trazas) de 138,376 días de semivida. Son más interesantes, sus 27 isótopos radiactivos sintéticos con masas entre 190 y 218 (menos el 210). El período de semivida oscila entre los 0,299 microsegundos del ^{212}Po y los 102 años del ^{209}Po , que es el más conocido, junto al ^{208}Po .

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en trazas en el mineral pechblenda.

Alotropías

Tiene dos formas alotrópicas: α cúbica y β romboédrica.

Obtención

El ^{209}Po y el ^{208}Po pueden prepararse en un ciclotrón por bombardeo de plomo o bismuto con partículas alfa, protones o deuterones.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	trazas	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fuente de neutrones

Mezclado o aleado con berilio es una fuente de neutrones.

- Se emplea en cepillos antiestáticos para eliminar el polvo de las películas, aunque antes se usó para limpiar los antiguos discos LP.
- Se utiliza en fuentes termoeléctricas ligeras para satélites espaciales.

Reactividad

El ^{210}Po es tan radiactivo que 1 g puede proporcionar unos 140 vatios de electricidad continua. El polonio brilla por la excitación del aire a su alrededor.

Toxicología

El polonio es muy tóxico, unos 10 nanogramos ya son letales.

LIVERMORIO



Estructura cristalina	Desconocida	Color	Desconocido
Radio atómico*	139 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	Desconocido	Volumen atómico	Desconocida
Punto de fusión	Desconocido	Punto de ebullición	Desconocido
Energía ionización	Desconocida	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	Desconocida	Electronegatividad	-
Estado oxidación	+2,+4	Potencial normal	Desconocido
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Tiempo de semivida		²⁹³ Lv	61 msegundos

*Predicción. Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es de cero. Es un producto de la desintegración del ¹¹⁸Uuo.

Etimología

El nombre es en honor del Laboratorio Lawrence Livermore de Berkeley.

Descubridor

Su descubrimiento, se le atribuye al Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna y al Laboratorio Lawrence Livermore, en 2000.

CARACTERÍSTICAS DEL GRUPO 16

El oxígeno es un gas y el resto son sólidos a temperatura ambiente. Oxígeno, azufre y selenio son no metales y telurio, polonio y livermorio, metaloides. No son conductores de la electricidad a temperatura ambiente y son muy malos conductores térmicos. Selenio y telurio son semiconductores. El azufre es aislante, aunque por frotamiento se carga eléctricamente y, además, es un pésimo conductor del calor, hasta el punto de que el frotamiento con la mano puede hacer que se resquebrajen sus cristales.

Las propiedades químicas del grupo son bastante homogéneas. Sin embargo, de nuevo, el oxígeno presenta sus peculiaridades debido a su pequeño radio y capa interna $1s^2$. La consecuencia más apreciable, es que se solapan lateralmente los orbitales p , dando lugar a dobles enlaces consigo mismo o con otro elemento.

Y es que, los dobles enlaces son más estables cuando se dan entre dos átomos con pequeña diferencia de electronegatividad o cuando la suma de electronegatividades sea elevada, lo que, como sabemos, concurre en el oxígeno y, es por ello, que son de mayor energía los dobles enlaces formados por el oxígeno ($O=O$) que los del resto del grupo, sucediendo al contrario para los enlaces sencillos (S_8 , Se_4^{2+}). Pero también, por el mismo motivo, el azufre y el selenio, pueden formar dobles enlaces con el oxígeno ($S=O$ y $Se=O$), lo que acontece en el ácido sulfúrico y en los demás oxoácidos del azufre y del selenio (con menos variedad).

En cualquier caso, mientras que la química del oxígeno está gobernada por la tendencia a formar dobles enlaces, la del azufre y el resto de los elementos del grupo, lo está por la presencia mayoritaria de enlaces sencillos.

En los elementos del grupo 16, se aprecia que las energías de ionización siguen un comportamiento regular, disminuyendo conforme descendemos en el grupo, pero con valores muy altos, sin que se note el efecto del par inerte, que es débil. Por ello, no tienen tendencia a formar catión elemental; de hecho, ninguno lo produce, aunque selenio y telurio sí que dan lugar a cationes moleculares: Se_4^{2+} ; Se_8^{2+} ; S_8^{2+} y Te_4^{2+} .

Los valores de la afinidad AE_{1^a} presentan altos valores negativos, mientras que los de la afinidad AE_{2^a} (para formar el anión X^{2-} , s^2p^6) son positivos, por lo que la tendencia sería a formar el anión monovalente, pero no el divalente. Sin embargo, los elementos estables del grupo sí que constituyen el anión X^{2-} , en un ciclo de Born-Haber.

Y es que, para formar la red iónica de, por ejemplo, un óxido, es necesario disponer del anión divalente O^{2-} , que no se formaría porque hay que aportar energía, si no es compensado por la elevada energía de red del compuesto iónico que se produce y, en este caso, también por la propia estabilidad que le concede el octeto.

Veamos la primera y la segunda afinidad electrónica del oxígeno:



Para el oxígeno, aceptar un segundo electrón le es imposible, a no ser que algún otro sistema aporte energía, como la formación de una red cristalina en un ciclo de Born-Haber, lo que sucede. Lo mismo ocurre con el azufre, cuya segunda afinidad es parecida a la del oxígeno: 649 kJ/mol.

De esta manera, se forman óxidos iónicos con la presencia del anión O^{2-} , lo que también es posible para el sulfuro con el anión S^{2-} , algo menos para el Se^{2-} y aún menos para Te^{2-} , siendo los más estables los primeros (óxidos), debido al pequeño radio iónico del anión O^{2-} y a su mayor electronegatividad. El descenso de ésta, conforme se descende en el grupo, implica también un menor carácter iónico (mayor participación de enlace covalente) en sus enlaces.

Las electronegatividades son altas, en especial la del oxígeno. El oxígeno es el segundo elemento más electronegativo, solo por detrás del flúor. Esto, se traduce en la gran importancia que adquieren los enlaces de hidrógeno para algunas combinaciones del oxígeno, que es prácticamente nula para los demás (salvo para el caso del ácido sulfúrico).

En sus combinaciones moleculares, todos los elementos del grupo pueden actuar con estado de oxidación -2, pero son más frecuentes en oxígeno y azufre, precisamente por ser elementos muy electronegativos. Azufre y selenio tienen gran tendencia a formar compuestos en el estado de oxidación máximo +6, ya que tienen orbitales *d* vacíos donde promocionar y recibir enlaces dativos, lo que no es posible en el oxígeno.


Los compuestos del telurio –como el propio elemento– son muy raros.

Polonio y livermorio son radiactivos. El primero natural y el segundo artificial.

12

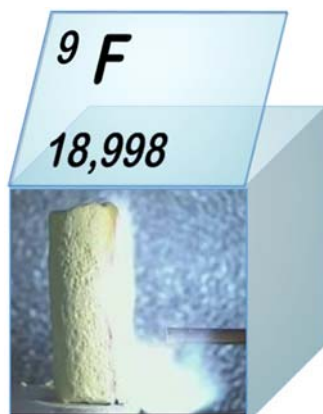
GRUPO 17 HALÓGENOS

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
LANTANOIDES		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
ACTINOIDES		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		



- Se denominan halógenos (del griego *hals*, 'sal' y *genes*, 'origen') debido a que forman con el sodio una sal como la sal común.
- Flúor y cloro son gases, el bromo es un líquido y el yodo es sólido.
- Todos ellos son no metales (At y Ts no se conocen en su comportamiento).
- No son conductores de la electricidad y son muy malos conductores térmicos.
- Dan lugar al anión monovalente donde se completa el octeto.
- Las electronegatividades son de las más altas del sistema periódico.
- Son todos agentes oxidantes.
- El flúor es el elemento más intensamente oxidante que se conoce.
- Son muy reactivos.
- El flúor es el elemento natural no radiactivo más reactivo que se conoce.
- Los fluoruros catalizan la formación del hueso.

FLÚOR



Bloque p

- [He]2s²2p⁵
- gas
- no metal
- natural
- estable
- litófilo

Estructura cristalina	monoclínica	Color	amarillo
Radio atómico	50 pm	Radio iónico (-1)	133 pm
Radio covalente	57 pm	Volumen atómico	17,10 cm ³ /mol
Punto de fusión	-219,60 °C	Punto de ebullición	-188,12 °C
Energía ionización*	1.681 kJ/mol	Afinidad electrónica	-328 kJ/mol
Densidad	1,696 g/L	Electronegatividad	3,98
Estado oxidación	-1	Potencial normal**	+2,81 V
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,03 J/m.s.°C
Energía atomización	79 kJ/mol	Dureza	-

*Para I₁^a, **F₂+2e⁻→2F⁻

Etimología

El nombre del flúor proviene del latín "*fluere*", que significa "fluir".

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al Premio Nobel Henri Moissan, farmacéutico y químico, en 1886. Se tardó mucho en ser aislado, ya que resultaba muy difícil de separarlo de sus compuestos por su gran reactividad química.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ^{19}F y 15 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No se encuentra nativo. Está, esencialmente, en minerales como la fluorita (CaF_2) que es su mena (**Figura 104**), o en el mineral criolita (Na_2AlF_6).



Figura 104. Fluorita. Berves, Asturias, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología. Facultad de Farmacia. UCM.

Obtención

Se obtiene por electrolisis de una mezcla de 2-3 HF:1 KF. Este último, se añade para aumentar la escasa conductividad del primero. Es necesario que el medio sea anhidro, ya que si no el agua reaccionaría con el F^- para dar HF y también lo es la separación de los electrodos, ya que la reacción entre F_2 e H_2 es explosiva.

Abundancia

Universo	0,00004 % (21°)	Sol	0,00004 % (20°)
Corteza terrestre	0,054 % (14°)	Océanos	0,00013 % (13°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,0037 (13°)

Aplicaciones

Fabricación de freones y halones

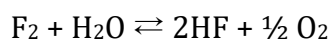
Los derivados orgánicos del flúor se utilizan para la fabricación de los conocidos comercialmente como freones, que se emplean como gases refrigerantes, para mantener la cadena del frío y abastecer los equipos de aire acondicionado. Los halones, por su parte, se emplean como gases para apagar fuegos.

- Se usa en la fabricación de semiconductores.
- Como propelente de cohetes.
- Puede enriquecer al isótopo ^{235}U , mediante formación del hexafluoruro de uranio, para ser utilizado en procesos de fisión nuclear.
- El teflón es un polímero similar al polietileno, sustituyendo los átomos de hidrógeno por átomos flúor. Es constituyente de muchos utensilios domésticos, científicos e industriales. Por ejemplo, podemos encontrarlo en las llaves de las buretas de laboratorio o en las sartenes de cocina. Su fórmula molecular es: $(\text{CF}_2\text{-CF}_2)_n$.
- En forma de fluoruros, se utiliza en comprimidos como suplemento alimenticio, ya que los fluoruros son catalizadores de la formación del hueso. Debido a ello, se usa también en pastas de dientes y elixires bucales para la regeneración ósea. Debe de ser tomado en pequeñas concentraciones.
- El ácido fluorhídrico, tiene sus usos industriales en el grabado de vidrio y tratamiento de la madera.
- El hexafluoruro de azufre, se utiliza como material dieléctrico para condensadores.
- El fluoruro de calcio, se introduce en alto horno para reducir la viscosidad de la escoria en la metalurgia del hierro.
- La criolita (Na_3AlF_6) se utiliza como electrolito en la metalurgia del aluminio.

Reactividad

Es el elemento más reactivo de la tabla periódica. Cuando se combina con otros elementos libera una gran cantidad de energía. El compuesto resultante resulta muy estable, porque esa misma energía que se libera debe también de suministrarse para romper el enlace entre sus elementos.

Es también el elemento más oxidante que se conoce. Puede oxidar al agua, aun en medio ácido donde el agua es más oxidante y, además, de manera muy violenta. La reacción es:



CLORO



Bloque p

	[Ne]3s ² 3p ⁵
	gas
	no metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	ortorrómbica	Color	amarillo verdoso
Radio atómico	100 pm	Radio iónico (-1)	181 pm
Radio covalente	102 pm	Volumen atómico	17,39 cm ³ /mol
Punto de fusión	-101,50 °C	Punto de ebullición	-34,04 °C
Energía ionización*	1.251,2 kJ/mol	Afinidad electrónica	-349 kJ/mol
Densidad	3,214 g/L	Electronegatividad	3,16
Estado oxidación	+1,+3,+5,+7,-1	Potencial normal**	+1,4 V
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,01 J/m.s.°C
Energía atomización	121 kJ/mol	Dureza	-

*Para I₁^a. **Cl₂+2e⁻→2Cl⁻

Etimología

El nombre de cloro proviene de la palabra griega "*chloros*", que significa "verde pálido", por el color del gas.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico sueco Carl William Scheele, en 1774.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales y estables: ^{35}Cl (75,77%) y ^{37}Cl (24,23%) y 22 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No se encuentra nativo. Está, esencialmente, en forma de sal común: NaCl.

Obtención

Se obtiene por electrolisis del NaCl.

Abundancia

Universo	0,001 % (17°)	Sol	0,0008 % (15°)
Corteza terrestre	0,017 % (19°)	Océanos	2 % (3°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,12 % (9°)

Aplicaciones

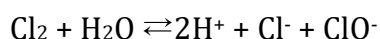
Desinfectante

Como Cl_2 gas, hipoclorito sódico líquido (lejía) o derivados orgánicos sólidos, se añade al agua de bebida por su poder desinfectante. El cloro, destruye bacterias y microbios, lo que garantiza la potabilidad y ayuda a eliminar sabores y olores. La mayor parte del suministro de agua potable en Europa occidental depende de la cloración. También se utiliza la lejía en la limpieza doméstica.

- Elaboración de plásticos.
- Disolventes para lavado en seco y desgrasado de metales.
- Producción de agroquímicos y fármacos, insecticidas, colorantes y tintes.
- Producción de ácido clorhídrico, cloratos, cloroformo y tetracloruro de carbono.
- Obtención del bromo.

Reactividad

Es muy reactivo. Oxida al agua en una reacción de dismutación:



BROMO



Bloque p

 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
 líquido
 no metal
 natural
 estable
 litófilo

Estructura cristalina	ortorrómbica	Color	rojo
Radio atómico	115 pm	Radio iónico (-1)	196 pm
Radio covalente	120 pm	Volumen atómico	23,50 cm³/mol
Punto de fusión	-7,30 °C	Punto de ebullición	59 °C
Energía ionización*	1.139,9 kJ/mol	Afinidad electrónica	-324,60 kJ/mol
Densidad	3,12 g/cm³	Electronegatividad	2,96
Estado oxidación	+1,+3,+5,+7,-1	Potencial normal**	+1,09 V
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,12 J/m.s.°C
Energía atomización	112 kJ/mol	Dureza	-

*Para I₁^a, **Br₂+2e⁻→2Br⁻

Etimología

El nombre de bromo proviene de la palabra griega "brómos" que significa "fetidez", debido al fuerte y desagradable olor de este elemento, sobre todo de sus vapores.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico francés Antoine Balard, en 1826.

Isótopos

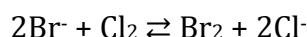
Tiene 2 isótopos naturales y estables: ^{79}Br (50,69%) y ^{81}Br (49,31%) y 29 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No se encuentra nativo. Está, esencialmente, en forma de NaBr en el agua de mar.

Obtención

Se obtiene a partir de las salmueras por cloración del agua de mar a pH=3,5, siendo las más rentables las del Mar Muerto, según la reacción:



Abundancia

Universo	0,0000007 % (31°)	Sol	0
Corteza terrestre	0,0003 % (40°)	Océanos	0,0067 % (8°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,00029 % (16°)

Aplicaciones

Detección de compuestos orgánicos

La prueba del bromo consiste en el uso de agua de bromo con el objetivo de detectar la presencia de compuestos orgánicos insaturados.

- Los bromuros son farmacológicamente activos y se pueden utilizar como sedantes. En España están prohibidos como fármacos.
- El bromuro de metilo se emplea como fumigante.
- El hexabromobenceno y el hexabromociclododecano se emplean como agentes antiinflamables.
- Se emplea en la fabricación de fibras artificiales.

Reactividad

También es muy reactivo y, como flúor y cloro, puede oxidar al agua siempre que el pH no sea muy ácido, en un proceso de dismutación:



YODO



Bloque p

$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^5$
sólido
no metal
natural
estable
litófilo

Estructura cristalina	ortorrómbica	Color	negro
Radio atómico	140 pm	Radio iónico (-1)	220 pm
Radio covalente	139 pm	Volumen atómico	25,72 cm³/mol
Punto de fusión	113,70 °C	Punto de ebullición	184,30 °C
Energía ionización*	1.008,4 kJ/mol	Afinidad electrónica	-295,20 kJ/mol
Densidad	4,94 g/cm³	Electronegatividad	2,66
Estado oxidación	+1,+3,+5,+7,-1	Potencial normal**	+0,62 V
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,45 J/m.s.°C
Energía atomización	107 kJ/mol	Dureza	-

*Para I_{1s} , ** $I_2+2e^- \rightarrow 2I^-$

Etimología

El nombre de yodo proviene de la palabra griega "iodes" que significa "violeta", aludiendo al color de los vapores del yodo.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al farmacéutico y químico francés Bernard Courtois, en 1811.

Isótopos

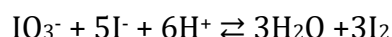
Tiene un solo isótopo natural y estable: ^{127}I y 37 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No se encuentra nativo. Está, esencialmente, en forma de NaIO_3 que acompaña al Nitrato de Chile.

Obtención

Se obtiene a partir del NaIO_3 por reducción. En este proceso, una parte se reduce a I^- , el cual se hace reaccionar con los yodatos que no han reaccionado. La reacción es:



Otros dos procesos son: mediante reacción química del yodato de calcio con dióxido de azufre y por extracción de las cenizas de algas.

Para obtenerlo ultrapuro, se hace reaccionar yoduro potásico con sulfato de cobre.

Abundancia

Universo	0,0000001 % (37°)	Sol	0
Corteza terrestre	0,000049 % (54°)	Océanos	0,000006 % (20°)
Atmósfera	1×10^{-6} % (9°)	Ser humano	0,00002 % (22°)

Aplicaciones

Farmacológicas

El yodo tiene propiedades bactericidas y, por ello, se utiliza para la desinfección de heridas o para la esterilización del agua potable.

- El ^{131}I radiactivo, se utiliza en terapia después de la extirpación de un tumor de tiroides y en el diagnóstico y tratamiento del neuroblastoma (un tipo de tumor).
- Se adiciona, en forma de yoduro, a la sal de mesa, para evitar carencias alimentarias y posibles problemas de bocio.

Reactividad

Es el menos reactivo del grupo. No reacciona con el agua, ni siquiera en medio alcalino.

ÁSTATO



Bloque p

-  [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p⁵
-  sólido
-  natural
-  radiactivo

Estructura cristalina	Desconocida	Color	Desconocido
Radio atómico	127 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	150 pm	Volumen atómico	Desconocido
Punto de fusión*	302 °C	Punto de ebullición	Desconocido
Energía ionización**	920 kJ/mol	Afinidad electrónica	-270,10 kJ/mol
Densidad	Desconocida	Electronegatividad	2,2
Estado oxidación	+1,+5,-1	Potencial normal***	+0,3 V
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	92 kJ/mol	Dureza	-
Periodo de semivida (²¹⁰At)			8,1 horas

*Valor estimado. **Para I₁^a. ***At₂+2e⁻→2At⁻

Etimología

El nombre de ástato proviene de la palabra griega "astatos" que significa "inestable", debido a que este elemento carece de isótopos estables.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a Dale Corson, K. MacKenzie y Emilio Segré, en Berkeley (Estados Unidos), en 1940.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural radiactivo: ^{210}At de 8,1 horas de semivida y 40 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Es el elemento más raro de la naturaleza, junto con el francio, pero se considera que se produce naturalmente. La uranitita (UO_2) y la autunita ($\text{Ca}(\text{UO}_2)_2(\text{PO}_4)_2 \cdot 10\text{-}12\text{H}_2\text{O}$) son de los pocos minerales que pueden contener trazas de ástato (**Figura 105**).



Figura 105. Izquierda: Uranitita. Mina Chestnut Flats, Carolina del Norte, Estados Unidos. Rob Lavinsky, iRocks.com. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0. **Derecha:** Autunita. Dominio público.

Obtención

Se obtiene bombardeando el isótopo ^{209}Bi con partículas alfa.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	trazas	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

No tiene

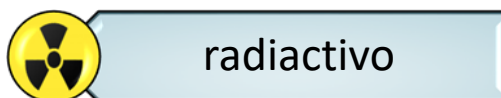
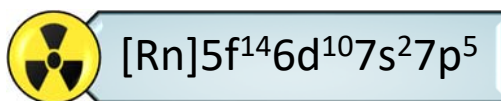
Reactividad

El ástato es radiactivo y se descompone en ^{210}Po y ^{206}Bi .

TÉNESO



Bloque p



Estructura cristalina	Desconocida	Color	Desconocido
Radio atómico	130 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	Desconocido	Volumen atómico	Desconocido
Punto de fusión	Desconocido	Punto de ebullición	Desconocido
Energía ionización	Desconocida	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	Desconocida	Electronegatividad	-
Estado oxidación	Desconocido	Potencial normal	Desconocido
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Periodo de semivida		²⁹⁴ Ts	78 msegundos

Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es de cero.

Etimología y descubridor

Su nombre es en honor del estado de Tennessee, hogar del Laboratorio Oak Ridge.

Su descubrimiento se le atribuye al Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna, Laboratorio Lawrence Livermore de Berkeley y Laboratorio Nacional Oak Ridge de Tennessee, en 2010, bombardeando ²⁴⁹Bk con ⁴⁸Ca.

CARACTERÍSTICAS DEL GRUPO 17

A temperatura ambiente, flúor y cloro son gases, el bromo es un líquido y el yodo es sólido. Todos ellos son no metales. No son conductores de la electricidad y son muy malos conductores térmicos. Las propiedades del grupo son bastante homogéneas, con la singularidad del flúor, destacando de él que: a) nunca actúa como átomo central; b) el átomo central al que se une es capaz de alcanzar su máximo estado de oxidación y c) siempre atrae los electrones del enlace hacia sí.

Destacan sus altos valores negativos de la afinidad electrónica, debido a que tomar un electrón para dar lugar al anión X^- , donde completa el octeto ns^2np^6 , resulta ser de lo más favorable.

Son así, no metales típicos (ástato y téneso no se conoce como se comportan), que forman compuestos iónicos donde está presente el anión haluro. El flúor, por su pequeño radio iónico es el que da las combinaciones iónicas más puras.

Además, el yodo, puede dar lugar a cationes de tipo: I^+ , I_2^+ , I_3^+ y I_5^+ , debido a su menor potencial de ionización y menor afinidad electrónica.

Las electronegatividades son muy altas, recalcando la del flúor, que es la más elevada de los elementos del sistema periódico.

Son todos agentes oxidantes, destacando el flúor que es el elemento más intensamente oxidante que se conoce.

Todos forman la molécula diatómica X_2 . Las fuerzas de Van der Waals, resultan más intensas conforme descendemos en el grupo, ya que aumenta la polarizabilidad del halógeno. En ese orden, aumenta el estado de agregación molecular y, así, el yodo forma una red molecular con uniones por fuerzas de Van der Waals.


La solubilidad en agua de los halógenos es muy distinta, Así, mientras que el flúor se descompone en el agua, el cloro se disuelve; el bromo es muy poco soluble en agua y el yodo se solvata. Además, bromo y yodo, se disuelven en disolventes no polares. El bromo da un color rojo, mientras que el del yodo es violeta parduzco. El color de la disolución en agua de éstos últimos, es similar a la de los disolventes no acuosos. El yodo, es bastante más soluble en disolventes no polares que en agua, aunque se puede aumentar su solubilidad añadiendo yoduro potásico, por formación del I_3^+ .

13

GRUPO 18 GASES NOBLES

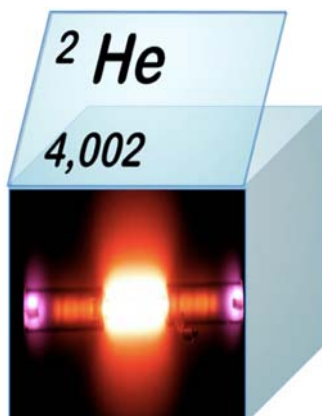
The image shows a 3D periodic table of elements. The elements in Group 18 (Noble Gases) are highlighted in pink. The elements are arranged in rows and columns, with their atomic numbers and symbols. The noble gases shown are Helium (He), Neon (Ne), Argon (Ar), Krypton (Kr), Xenon (Xe), Radon (Rn), and Oganesson (Og). The table also includes the Lanthanoid and Actinoid series at the bottom.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	He
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
LANTANOIDES		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
ACTINOIDES		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		



- Se denominaron gases nobles porque no se conocía que formasen combinaciones.
- Todos los elementos tienen valencia cero.
- Se comportan como no metales típicos.
- Su octeto está completo.
- No tienen tendencia alguna a formar catión o anión elemental.
- Son muy raros en la Tierra.
- Son abundantes en el universo o tienen su representación en otros planetas.
- En la Tierra, todos ellos son gases atmosféricos menos el radón que es radiactivo.
- Se utilizan en tubos fluorescentes.
- El helio se usa como aire sintético.
- El radón en radioterapia.

HELIO



Bloque p

- 1s²
- gas
- no metal
- natural
- estable
- atmósfilo

Estructura cristalina	c.c*	Color	es incoloro
Radio atómico	31 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	28 pm	Volumen atómico	31,80 cm³/mol
Punto de fusión	no solidifica	Punto de ebullición	-268,93 °C
Energía ionización**	2.372,3 kJ/mol	Afinidad electrónica	0
Densidad	0,1785 g/L	Electronegatividad	-
Estado oxidación	0	Potencial normal	-
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,15 J/m.s.°C
Energía atomización	0	Dureza	-
Color al arco eléctrico		naranja pálido	

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a.

Etimología

El nombre de helio proviene de la palabra griega "*helios*", que significa "sol", ya que se descubrió en el espectro de la corona solar durante un eclipse.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a los astrónomos Pierre Janssen (Francia) y Norman Lockyer (Reino Unido), en 1868.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales y estables: ^3He (0,000137 %), y ^4He (99,999863 %) y 6 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra libre en estado atómico.

Obtención

Se obtiene por licuefacción a partir del gas natural. También se puede obtener en la licuación y posterior destilación fraccionada del aire o de los minerales radiactivos en los que se encuentra oculto, que se pulverizan y se someten a calentamiento al vacío.

Abundancia

Universo	23 % (2°)	Sol	23 % (2°)
Corteza terrestre	0,00000055 % (65°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0,000524 % (5°)	Ser humano	0

Aplicaciones

Atmósfera inerte

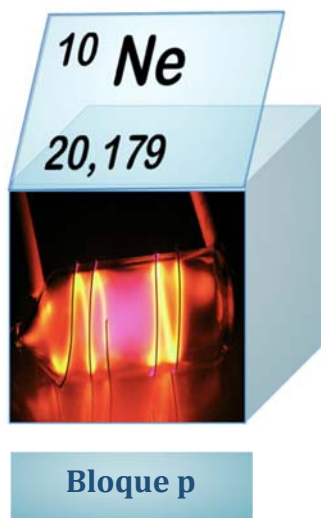
Se utiliza en tubos fluorescentes, soldaduras de metales, bombillas, llenado globos, etc. El helio tiene un elevado poder ascensional, que aunque es menor que el del hidrógeno, no presenta los riesgos de combustión de éste, debido a su inercia química.







- El denominado aire sintético, que se emplea en la terapia de procesos asmáticos y disneas y para buceo, contiene un 80% He:20% O₂.
- Refrigerante de reactores nucleares.
- Presurizador del combustible líquido de cohetes.

Reactividad

El helio parece tener una débil tendencia a unirse al flúor y, también, se han estudiado algunas especies catiónicas, como el He⁺. Incluso algunas aleaciones como HgHe₁₀ y Pt₃He podrían considerarse como clatratos.

NEÓN



 [He]2s ² 2p ⁶
 gas
 no metal
 natural
 estable
 atmósfilo

Estructura cristalina	c.c*	Color	es incoloro
Radio atómico	38 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	58 pm	Volumen atómico	16,80 cm³/mol
Punto de fusión	-248,59 °C	Punto de ebullición	-246,08 °C
Energía ionización**	2.080,7 kJ/mol	Afinidad electrónica	0
Densidad	0,90 g/L	Electronegatividad	-
Estado oxidación	0	Potencial normal	-
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,05 J/m.s.°C
Energía atomización	0	Dureza	-
Color al arco eléctrico		rojo anaranjado	

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a.

Etimología

El nombre de neón proviene de la palabra griega "neon", que significa "nuevo".

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a los químicos británicos Sir William Ramsay y Morris W. Travers, en 1898.

Isótopos

Tiene 3 isótopos naturales y estables: ^{20}Ne (90,48%), ^{21}Ne (0,27%) y ^{22}Ne (9,25%) y 14 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra libre en estado atómico.

Obtención

Se obtiene por el método de destilación fraccionada del aire líquido, en la parte rica en nitrógeno.

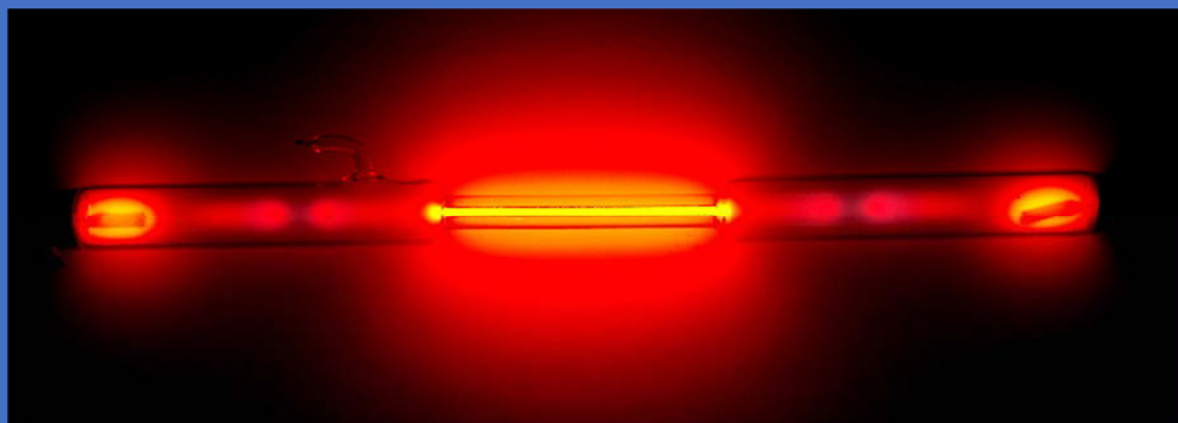
Abundancia

Universo	0,13 % (5°)	Sol	0,1 % (5°)
Corteza terrestre	0,0000003 % (67°)	Océanos	$1,2 \cdot 10^{-8}$ % (45°)
Atmósfera	0,001818 % (5°)	Ser humano	0

Aplicaciones

Tubos de descarga a baja presión

El gas que más se utiliza en un tubo de descarga eléctrica para anuncios luminosos es el neón, pero se puede usar cualquiera de los demás gases nobles (excepto el radón). Da coloración roja.

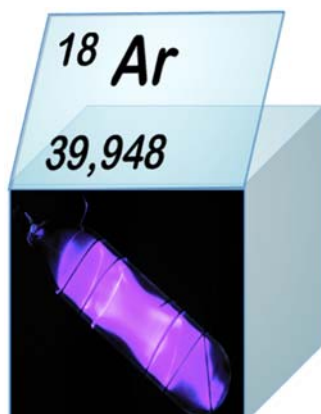


En cámaras de centelleo, que detectan el paso de partículas nucleares.






Reactividad

No está clara la formación de compuestos de neón, pero de estudios ópticos y de espectrometría de masas se sabe que existen los iones: Ne^+ , $(\text{NeAr})^+$, $(\text{NeH})^+$ y $(\text{HeNe})^+$.

ARGÓN



Bloque p

	[Ne]3s ² 3p ⁶
	gas
	metal
	natural
	estable
	atmósfilo

Estructura cristalina	c.c*	Color	es incoloro
Radio atómico	71 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	106 pm	Volumen atómico	24,2 cm³/mol
Punto de fusión	-189,30 °C	Punto de ebullición	-185,80 °C
Energía ionización**	1.520,6 kJ/mol	Afinidad electrónica	0
Densidad	1,784 g/L	Electronegatividad	-
Estado oxidación	0	Potencial normal	-
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,02 J/m.s.°C
Energía atomización	0	Dureza	-
Color al arco eléctrico		azul brillante con tonalidad violeta	

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a.

Etimología

El nombre de argón proviene de la palabra griega "argos", que significa "inactivo".

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico británico Sir William Ramsay y al físico, también británico, Lord Rayleigh, en 1894.

Isótopos

Tiene 3 isótopos naturales y estables: ^{36}Ar (0,3365%), ^{38}Ar (0,0632%) y ^{40}Ar (99,6%) y 21 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra libre en estado atómico.

Obtención

Se obtiene por el método de destilación fraccionada del aire líquido, en la parte rica en oxígeno.

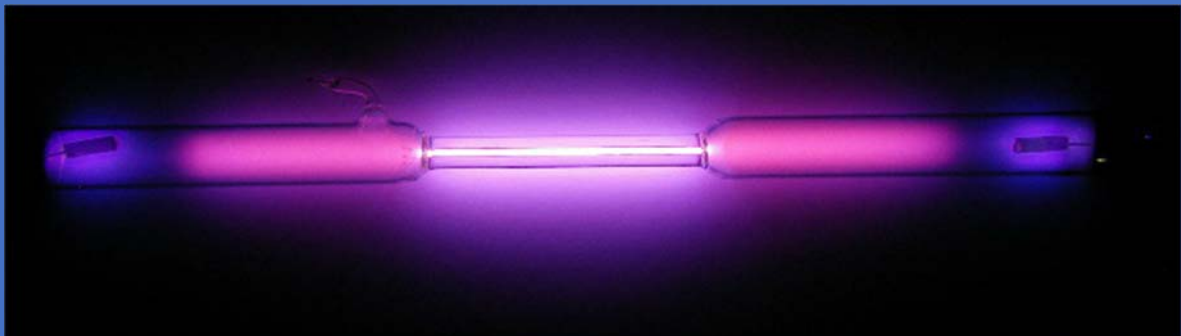
Abundancia

Universo	0,02 % (11°)	Sol	0,007 % (10°)
Corteza terrestre	0,00015 % (47°)	Océanos	0,000045 % (16°)
Atmósfera	0,9340 % (3°)	Ser humano	0

Aplicaciones

Lámparas fluorescentes

Se obtiene un color azul con tonalidad violeta.



Se utiliza como atmósfera inerte en el laboratorio.

Reactividad

El argón es el más inerte de todos y no se le conoce ningún tipo de combinaciones ni de iones.

KRIPTÓN



Bloque p

[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶
gas
no metal
natural
estable
atmósfilo

Estructura cristalina	c.c*	Color	es incoloro
Radio atómico	88 pm	Radio iónico (+1)	169 pm
Radio covalente	116 pm	Volumen atómico	32,20 cm³/mol
Punto de fusión	-157,36 °C	Punto de ebullición	-153,22 °C
Energía ionización**	1.350,8 kJ/mol	Afinidad electrónica	0
Densidad	3,75 g/L	Electronegatividad	-
Estado oxidación	+2,0	Potencial normal	-
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,01 J/m.s.°C
Energía atomización	0	Dureza	-
Color al arco eléctrico	blanco		

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a.

Etimología

El nombre de kriptón proviene de la palabra griega "*kryptos*", que significa "oculto", debido a lo difícil que resultó aislarlo.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a los británicos Sir William Ramsay y Morris W. Travers, en 1898.

Isótopos

Tiene 6 isótopos naturales y estables: ^{78}Kr (0,35%), ^{80}Kr (2,25%), ^{82}Kr (11,6%), ^{83}Kr (11,5%), ^{84}Kr (57%) y ^{86}Kr (17,3%) y 27 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra libre en estado atómico.

Obtención

Se obtiene por el método de destilación fraccionada del aire líquido, en la parte rica en oxígeno.

Abundancia

Universo	0,000004 % (26°)	Sol	0
Corteza terrestre	$1,5 \cdot 10^{-8}$ % (73°)	Océanos	$2,1 \cdot 10^{-8}$ % (33°)
Atmósfera	0,000114 % (6°)	Ser humano	0

Aplicaciones

Lámparas fluorescentes

Da color blanco.

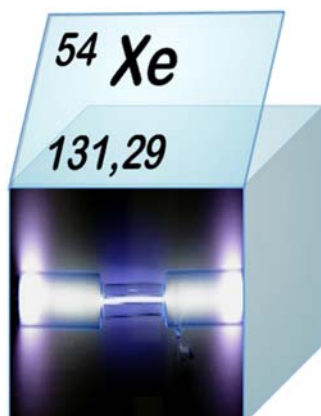


La unidad fundamental de longitud en el sistema internacional, el metro, se define en función de la línea espectral rojo-anaranjada del ^{86}Kr .

Reactividad

Del kriptón se han obtenido compuestos verdaderos, entre ellos es muy conocido el difluoruro de kriptón (KrF_2) que se ha preparado en cantidades de gramos y por varios métodos. Además, se han identificado los iones moleculares: ArKr^+ y KrH^+ y se han preparado clatratos con hidroquinona y fenol.

XENÓN



Bloque p

[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶
gas
no metal
natural
estable
atmósfilo

Estructura cristalina	c.c*	Color	es incoloro
Radio atómico	108 pm	Radio iónico (+1)	190 pm
Radio covalente	140 pm	Volumen atómico	42,90 cm ³ /mol
Punto de fusión	-111,80 °C	Punto de ebullición	-108 °C
Energía ionización*	1.170,4 kJ/mol	Afinidad electrónica	0
Densidad	5,9 g/L	Electronegatividad	2,6
Estado oxidación	+2,+4,+6,+8,0	Potencial normal	-
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0,01 J/m.s.°C
Energía atomización	0	Dureza	-
Color al arco eléctrico	blanco brillante		

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a.

Etimología

El nombre de xenón proviene de la palabra griega "xenos", que significa "extraño".

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a los británicos Sir William Ramsay y Morris W. Travers, en 1898.

Isótopos

Tiene 7 isótopos naturales estables: ^{126}Xe (0,09%), ^{128}Xe (1,91%), ^{129}Xe (26,4%), ^{130}Xe (4,1%), ^{131}Xe (21,2%), ^{132}Xe (26,9%) y ^{134}Xe (10,4%) y 2 naturales radiactivos: ^{124}Xe (0,1%) y ^{136}Xe (8,9%) con tiempos de semivida de $1,6 \times 10^{14}$ años y $2,3 \times 10^{21}$ años, respectivamente, y 29 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra libre en estado atómico.

Obtención

Se obtiene por el método de destilación fraccionada del aire líquido, en la parte rica en oxígeno.

Abundancia

Universo	0,000001 % (28°)	Sol	0
Corteza terrestre	trazas	Océanos	trazas
Atmósfera	$9 \cdot 10^{-6}$ % (8°)	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación de lámparas

Es utilizado para fabricar tubos electrónicos, lámparas estroboscópicas, lámparas bactericidas y lámparas para excitar láser de rubí, para generar luz coherente.

- Se emplea en la industria nuclear en las cámaras de burbuja.
- Los perxenatos se emplean en química analítica como agentes oxidantes.

Reactividad

Es el más reactivo de este grupo. Se han obtenido fluoruros, óxidos y oxoácidos, pero solo reacciona directamente con el flúor y no con oxígeno, debido a la poca energía de disociación de la molécula de F_2 , comparada con la del O_2 . La energía de enlace Xe-F es mayor que la de Xe-O, por lo que la formación de los fluoruros de xenón es exotérmica, mientras que los óxidos y oxoácidos son menos estables y endotérmicos. Los óxidos se obtienen a partir de los compuestos de flúor, generalmente por hidrólisis.

RADÓN



Bloque p

- [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p⁶
- gas
- no metal
- natural
- radiactivo

Estructura cristalina	Desconocida	Color	Desconocido
Radio atómico	120 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	150 pm	Volumen atómico	50,46 cm³/mol
Punto de fusión*	-71 °C	Punto de ebullición*	-61,70 °C
Energía ionización**	1.037 kJ/mol	Afinidad electrónica	0
Densidad	9,73 g/L	Electronegatividad	-
Estado oxidación	+6	Potencial normal	-
Conductividad eléctrica	0	Conductividad térmica	0
Energía atomización	0	Dureza	-
Periodo de semivida			3,8235 días

*Valores estimados. **Para I₁^a.

Etimología

El nombre de radón es debido a que se obtuvo como producto de descomposición del ²²⁶Ra.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al físico alemán Friedrich Ernst Dorn, en 1900.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural radiactivo: ^{222}Rn y 32 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra libre en estado atómico.

Obtención

Se obtiene a partir de las desintegraciones radiactivas del radio.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	trazas	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Radioterapia

Se usa en hospitales.

Se utiliza para la predicción de terremotos.

Reactividad

El radón es un gas radiactivo que se filtra a través del suelo y puede estar presente en los sótanos de los edificios. Las construcciones de granito emiten gran cantidad de radiación debido al uranio, torio y radón. El radón es el principal elemento que se produce en la descomposición de uranio y torio, los cuales están en grandes cantidades en la roca de granito. La estación central de Nueva York, por ejemplo, construida con granito, es famosa por su radiactividad. Por su parte, la sierra de Guadarrama de Madrid junto a los macizos de Galicia son de las zonas más radiactivas de España, debido a la alta abundancia de granito en esas zonas.

Se cree que el radón es uno de los principales causantes del cáncer de pulmón. El radón y, también, el tabaco pueden multiplicar por 15 los riesgos de contraer cáncer de pulmón.

ORGANESÓN



Estructura cristalina	Desconocida	Color	Desconocido
Radio atómico	123 pm	Radio iónico	Desconocido
Radio covalente	Desconocido	Volumen atómico	Desconocida
Punto de fusión	Desconocido	Punto de ebullición	Desconocido
Energía ionización	Desconocida	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	Desconocida	Electronegatividad	-
Estado oxidación	Desconocido	Potencial normal	-
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Periodo de semivida		^{294}Og	1 msegundo

Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es cero.

Etimología

Su nombre es en honor del físico ruso Yuri Oganesián.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna, Rusia y al Laboratorio Lawrence Livermore, Berkeley, Estados Unidos, en 2006.

CARACTERÍSTICAS DEL GRUPO 18

Se denominaron gases nobles porque no se conocía que formasen combinaciones, hasta que Barlett, en 1962, obtuvo un compuesto de xenón, el $[\text{PtF}_6]\text{-Xe}^+$ y después se sintetizaron otros más.

Todos los elementos del grupo tienen valencia cero. El kriptón en sus combinaciones moleculares, actúa con estado de oxidación de +2 y el xenón con +2, +4, +6 y +8. Todos ellos, se comportan como no metales típicos: no conducen la electricidad y su conductividad térmica es solo testimonial.

Los valores de la energía de ionización son los más altos de la tabla periódica, con respecto a los elementos de su mismo periodo, mientras que su afinidad electrónica es de cero, por lo que no tienen tendencia alguna a formar catión o anión elemental, como es de esperar de elementos con su octeto completo, lo que hace que sean los únicos elementos químicos que no unen sus átomos entre sí y, por tanto, son gases monoatómicos en condiciones ambientales, solo aproximados por débiles fuerzas de Van der Waals tipo London.

El radio atómico va aumentando conforme descendemos en el grupo, como es norma periódica, lo que a su vez está relacionado con el también aumento creciente en el calor de evaporación y el punto de ebullición del gas licuado. Esto hace, que aumente la polarizabilidad y las fuerzas de Van der Waals que unen a los átomos conforme descendemos en el grupo.

Se necesitan presiones muy elevadas para licuarlos y, en estado líquido, presentan puntos de ebullición muy bajos. El helio no solidifica.

Aunque muy raros en la Tierra, los gases nobles o son abundantes en el universo o tienen su buena representación en otros planetas, por ejemplo, la atmósfera de Marte contiene 0,3 ppm de kriptón y 0,08 ppm de xenón.

En la Tierra, todos ellos son gases atmosféricos, menos el radón que es radiactivo, ocupando el 1% en volumen del aire que respiramos, del que el 0,93% corresponde al argón, que es el más abundante de todos los gases nobles.

El aire que respiramos contiene N_2 y O_2 . Sin embargo, en las bombonas de buceo se utiliza una mezcla de He, N_2 y O_2 o solo helio-oxígeno porque el helio es menos soluble

en la sangre que el nitrógeno y, por su bajo peso y densidad, se escapa más rápidamente de los tejidos, reduciendo el tiempo de descompresión. El helio, reduce los efectos perjudiciales provocados por la narcosis del nitrógeno y del oxígeno, el cual es tóxico a partir de cierta profundidad. Por ello, el helio y no el oxígeno, es el más adecuado para inmersiones profundas.

Se utiliza, fundamentalmente, el neón para anuncios luminosos, pero cualquiera de los demás (excepto radón), producen descargas en tubos a baja presión (conjunto de electrodos en un gas, recubiertos por un contenedor aislante resistente a la temperatura) con diferentes colores, tal como vemos en la **Figura 106**.

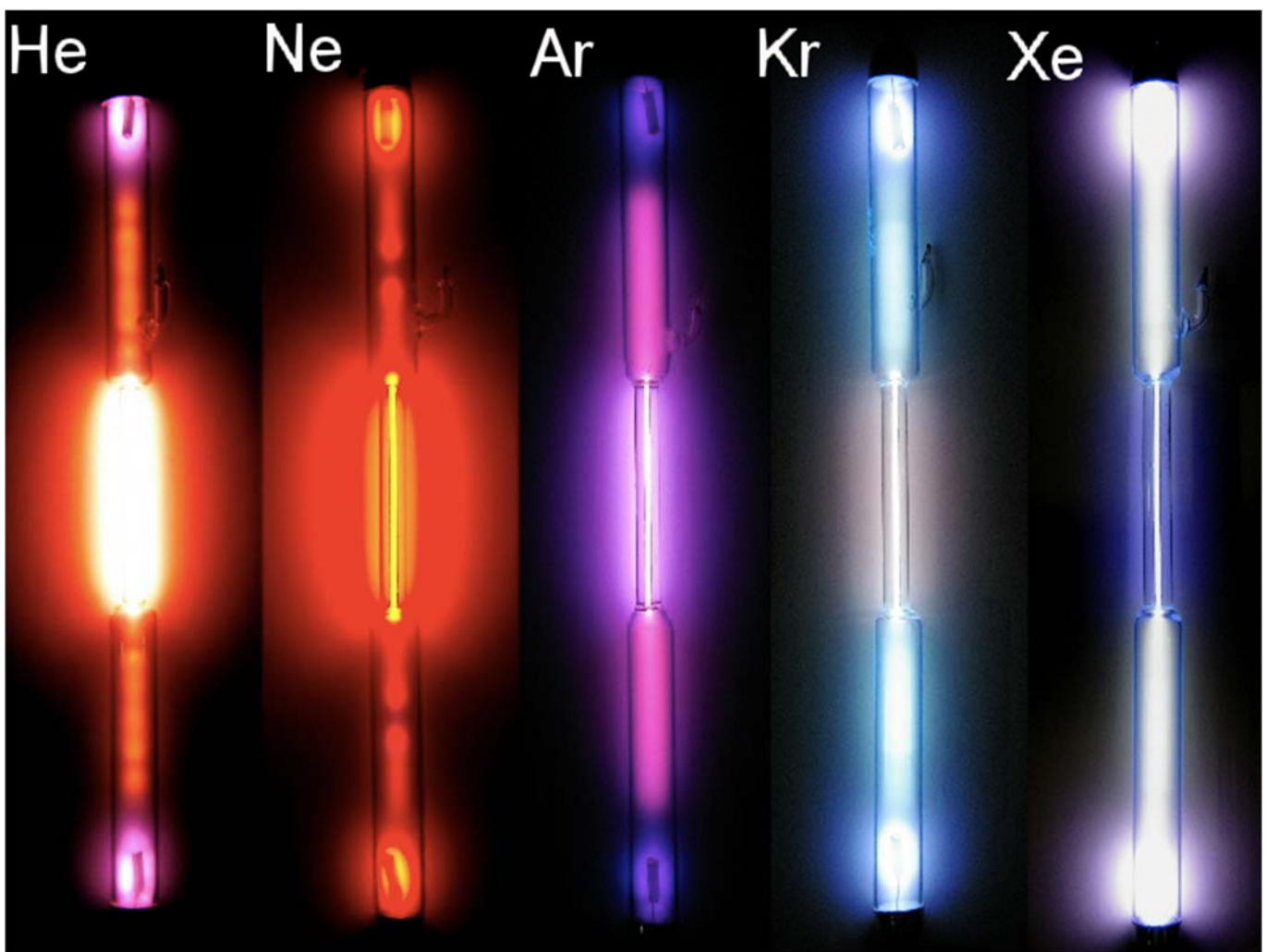


Figura 106. Colores de los gases nobles en un tubo de descarga a baja presión. Observe los colores en la parte central del tubo. He: naranja pálido. Ne: rojo anaranjado. Ar: azul brillante con tonalidades violetas. Kr: blanco liso. Xe: blanco brillante. Smart-elements.

14

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN: PRIMERA SERIE

The image shows a periodic table of elements. The first transition series, from Scandium (Sc) to Zinc (Zn), is highlighted in pink. The lanthanoid and actinoid series are shown at the bottom. A small crest is visible on the right side of the table.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
LANTANOIDES		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
ACTINOIDES		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

- El escandio es muy blando. Reacciona con muchos ácidos. Se oxida al aire.
- El titanio tiene gran resistencia mecánica y a la corrosión. Es biocompatible.
- El vanadio es dúctil, blando y brillante. Resistente al ataque de los ácidos.
- El cromo es duro, muy frágil y refractario. Es reactivo. Beneficioso para el ser humano.
- El manganeso es duro, muy frágil, refractario, poco conductor y se oxida con facilidad. Es químicamente reactivo.
- El hierro es blando, dúctil, maleable poco conductor y se oxida con facilidad. Es ferromagnético a temperatura ambiente. Es un elemento esencial.
- El cobalto es duro, ferromagnético y no se oxida por el agua ni por el aire. Es atacado por los ácidos. Beneficioso para el ser humano.
- El níquel es muy dúctil, maleable, ferromagnético y muy denso. No es muy reactivo.
- El cobre es rojizo, lustroso, maleable y gran conductor del calor y la electricidad. Reacciona violentamente con el ácido nítrico concentrado. Es esencial.
- El cinc es muy resistente a la deformación en frío. Es esencial.

ESCANDIO



Bloque d

	[Ar]3d ¹ 4s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	160 pm	Radio iónico (+3)	83 pm
Radio covalente	170 pm	Volumen atómico	15 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.541 °C	Punto de ebullición	2.830 °C
Energía ionización*	633,10 kJ/mol	Afinidad electrónica	-18,10 kJ/mol
Densidad	2,985 g/cm ³	Electronegatividad	1,36
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-2,07 V
Conductividad eléctrica	16,20 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	15,80 J/m.s.°C
Energía atomización	378 kJ/mol	Dureza	-

*Para I₁^a. **Sc³⁺+ 3e⁻→ Sc

Etimología

El nombre de escandio proviene de la palabra latina "*scandium*" que significa "Escandinavia", en honor al lugar donde fue encontrado el elemento.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico sueco Lars Fredrik Nilson, en 1875.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ⁴⁵Sc y 13 sintéticos radiactivos.

Estado natural



No se encuentra en estado nativo. Su principal mineral es un silicato de escandio, denominado thortveitita ($\text{Sc}_2\text{Si}_2\text{O}_7$) (**Figura 107**). También, se ha identificado en otros minerales como la cerita, euxenita o la wolframita. De hecho, en la euxenita es donde se descubrió por primera vez el elemento.

Figura 107. Thortveitita. Iveland, Noruega. Licencia de Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se obtiene por reducción de fluoruro de escandio con calcio.

Abundancia

Universo	0,000003 % (27°)	Sol	0,000004 % (24°)
Corteza terrestre	0,0026 % (30°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Trazador en el craqueo del petróleo

Para ello, se utiliza el isótopo radiactivo ^{46}Sc .

El yoduro de escandio se añade a las lámparas de vapor de mercurio para producir una luz similar a la solar para grabaciones en el interior de estudios de televisión y cine.

Características y reactividad

Es un metal muy blando. Reacciona con muchos ácidos, pero no le ataca ni el HNO_3 ni el HF concentrados. En contacto con el aire se oxida dando un color rosado. Reacciona con agua con desprendimiento de hidrógeno gaseoso.

Es el primer elemento de la tabla periódica de los denominados “tierras raras”, junto al itrio, lantano y lantanoides.

TITANIO



Bloque d

[Ar]3d ² 4s ²
sólido
metal
natural
estable
litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	140 pm	Radio iónico (+4)	69 pm
Radio covalente	160 pm	Volumen atómico	10,62 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.668 °C	Punto de ebullición	3.287 °C
Energía ionización*	658,80 kJ/mol	Afinidad electrónica	-7,60 kJ/mol
Densidad	4,507 g/cm ³	Electronegatividad	1,54
Estado oxidación	+2,+3,+4	Potencial normal**	-1,63 V
Conductividad eléctrica	23,80 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	21,90 J/m.s.°C
Energía atomización	470 kJ/mol	Dureza	6

*Para I₁^a. **Ti²⁺ + 2e⁻ → Ti

Etimología

El nombre de titanio es por los Titanes, hijos de “Urano” (el cielo) y “Gea” (la tierra), que eran inmortales y prácticamente indestructibles, a semejanza del metal.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al mineralogista y clérigo inglés William Gregor, en 1791.

Isótopos

Tiene 5 isótopos naturales y estables: ^{46}Ti (8,08%), ^{47}Ti (7,3%), ^{48}Ti (73,72%), ^{49}Ti (5,5%) y ^{50}Ti (5,4%) y 21 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No se encuentra en estado natural, pero es abundante en combinación con el oxígeno en la corteza terrestre. Sus minerales son: rutilo (TiO_2) e ilmenita (FeTiO_3) que son sus menas y la titanita $\text{CaTi}[\text{SiO}_4(\text{O})]$ y perovskita (CaTiO_3) (**Figura 108**).



Figura 108. De arriba abajo y de izquierda a derecha: 1) Rutilo. Horcajuelo, Madrid, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología de la UCM. 2) Ilmenita. Mont Saint-Hilaire, Canadá. 3) Titanita. Fotografía de Pablo Alberto Salguero Quiles. 4) Perovskita, Arkansas, Estados Unidos. Licencias de Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se obtiene desde sus minerales, por tratamiento con cloro en presencia de carbón de coque; se prepara así el tetracloruro de titanio que se reduce con magnesio líquido a 800 °C en atmósfera inerte de argón.

Abundancia

Universo	0,0003 % (20°)	Sol	0,0004 % (17°)
Corteza terrestre	0,66 % (9°)	Océanos	0,0000001 % (29°)
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Material para prótesis

Se emplea para férulas protésicas y para implantes dentales.

- Se usa en aleaciones con otros metales, como aluminio, manganeso o hierro, para aplicaciones donde son necesarios materiales duros pero muy ligeros y capaces de resistir temperaturas extremas.
- El dióxido de titanio es un pigmento blanco para pinturas de exteriores y también, se emplea como agente blanqueador y para opacado de esmaltes de porcelana.
- El tetracloruro de titanio, se usa para irisar vidrio, producir nieblas artificiales y como catalizador.
- El carburo de titanio, se utiliza en la fabricación de sierras mecánicas.

Características y reactividad

Es un metal de gran resistencia mecánica y a la corrosión, tanto como el acero, pero un 45% más ligero, aunque más caro, por lo que no puede competir con este último en sus aplicaciones industriales, pero sí en las biológicas, ya que es altamente biocompatible. Por ello y, debido a su elevada resistencia mecánica y a la corrosión, es por lo que se utiliza como material para férulas de implantes dentales y fracturas.

Es muy resistente al agua de mar, por lo que se usa en materiales de construcción navales y aparejos de pesca. Es resistente al HCl y al H₂SO₄ diluidos.

El metal en polvo arde al aire y es el único metal que también lo hace en nitrógeno.

VANADIO



Bloque d

	[Ar]3d ³ 4s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	c.c.c*	Color	plata
Radio atómico	135 pm	Radio iónico (+4)	61 pm
Radio covalente	153 pm	Volumen atómico	8,34 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.910 °C	Punto de ebullición	3.407 °C
Energía ionización**	650,90 kJ/mol	Afinidad electrónica	-51 kJ/mol
Densidad	6,110 g/cm ³	Electronegatividad	1,63
Estado oxidación	+2,+3,+4,+5	Potencial normal***	-1,17 V
Conductividad eléctrica	39,40 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	30,70 J/m.s.°C
Energía atomización	514 kJ/mol	Dureza	7

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Para I₁^a. ***V²⁺+ 2e⁻→ V

Etimología

El nombre de vanadio es en honor a la diosa escandinava de la belleza "*Vanadis*" porque se eligió uno que empezase por *V*, ya que no había ningún elemento con esa letra.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al mineralogista y naturalista mexicano de origen español, Andrés Manuel del Río, en 1801, pero quién le dio el nombre fue el químico sueco Nils Sefström, en 1830.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ^{51}V y 15 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No se encuentra nativo, pero está presente en al menos 65 minerales; los más importantes son: vanadinita ($\text{Pb}_5\text{Cl}(\text{VO}_4)_3$), carnotita ($\text{K}_2(\text{UO}_2)_2(\text{VO}_4)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), roscoelita ($\text{K}(\text{V}^{3+}, \text{Al}, \text{Mg})_2\text{AlSi}_3\text{O}_{10}(\text{OH})_2$) y patronita (VS_5) que es su mena (**Figura 109**).



Figura 109. De arriba abajo y de izquierda a derecha: 1) Vanadinita. Fotografía de Pablo Alberto Salguero Quiles. 2) Carnotita. Fotografía de Pablo Alberto Salguero Quiles. 3) Roscoelita con oro. California, Estados Unidos. 4) Patronita. Minas Ragra, Perú. Licencias de Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se obtiene por:

- Reducción del pentaóxido de divanadio con calcio en un reactor a presión a $950\text{ }^\circ\text{C}$.

- Electrolisis del dicloruro de vanadio fundido.
- Reducción del tricloruro de vanadio con una mezcla de sodio-magnesio, en donde se sintetiza un vanadio de alta pureza.

Abundancia

Universo	0,001 % (17°)	Sol	0,00005 % (21°)
Corteza terrestre	0,019 % (18°)	Océanos	0,00000015 % (28°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,000003 % (25°)

Aplicaciones

Fabricación del ferrovanadio

La aleación llamada ferrovanadio (86% V, 2% Fe y 12% C) es un acero de gran tenacidad que se usa para fabricar herramientas especiales, que necesitan ser duras y resistentes a la corrosión.

- Para el recubrimiento de barras de combustible de reactores nucleares, por su baja sección de captura de neutrones.
- Como agente de unión para recubrimiento del acero con titanio.
- El pentaóxido de divanadio se usa en cerámica y como catalizador.
- Una mezcla vanadio-galio se usa para producir imanes superconductores con campos de 175.000 gauss.

Características y reactividad

Es un metal dúctil, blando y brillante.

Manuel del Río fue su descubridor en 1801, pero debido a las amables sugerencias de un químico francés, se retractó, en su creencia de que lo había confundido con el cromo. En 1830, Sefström, descubre un elemento nuevo, del que Wöhler demuestra que es el mismo que el descubierto por Manuel del Río. En 1867, Roscoe lo obtuvo puro, reduciendo su cloruro con hidrógeno.

Es resistente al ataque de los álcalis y de los ácidos clorhídrico y sulfúrico, pero no al nítrico. Es poco atacable por el agua de mar, mucho menos que la mayor parte de los aceros inoxidable.

CROMO



Bloque d

[Ar]3d ⁵ 4s ¹
sólido
metal
natural
estable
litófilo

Estructura cristalina	c.c.c*	Color	plata
Radio atómico	140 pm	Radio iónico (+2)	84 pm
Radio covalente	139 pm	Volumen atómico	7,23 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.907 °C	Punto de ebullición	2.671 °C
Energía ionización**	652,90 kJ/mol	Afinidad electrónica	-64,30 kJ/mol
Densidad	7,190 g/cm ³	Electronegatividad	1,66
Estado oxidación	+2,+3,+6	Potencial normal***	-0,74 V
Conductividad eléctrica	77,50 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	93,90 J/m.s.°C
Energía atomización	397 kJ/mol	Dureza	8,5

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Para I₁^a. ***Cr³⁺+ 3e⁻→ Cr

Etimología

El nombre de cromo proviene de la palabra griega "*chroma*", que significa "color", por los numerosos compuestos coloreados que produce.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al farmacéutico francés Louis-Nicholas Vauquelin, en 1798.

Isótopos

Tiene 3 isótopos naturales estables: ^{52}Cr (83,789%), ^{53}Cr (9,501%) y ^{54}Cr (2,365%) y uno radiactivo: ^{50}Cr (4,345%) de $1,8 \times 10^{17}$ años de semivida y 22 sintéticos radiactivos.

Estado natural



Solo se han encontrado algunos gramos de cromo nativo en Sichuan, China. Su mena es la cromita $(\text{Fe,Mg})\text{Cr}_2\text{O}_4$ (**Figura 110**).

Figura 110. Cromita. Albania. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se obtiene, principalmente, a partir de su mena. También, se puede preparar por electrolisis de sales de cromo (III) o por reducción del trióxido de cromo con aluminio.

Abundancia

Universo	0,0015 % (16°)	Sol	0,002 % (13°)
Corteza terrestre	0,014 % (20°)	Océanos	0,00000006 % (30°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,000003 % (25°)

Aplicaciones

Fabricación del ferrocromo

Es una aleación de hierro y cromo con buena resistencia a la corrosión.

- Para la preparación metalúrgica del acero inoxidable.
- Para el cromado por galvanoplastia de otro metal o un plástico, con lo cual se obtienen superficies duras y brillantes que impiden la corrosión.

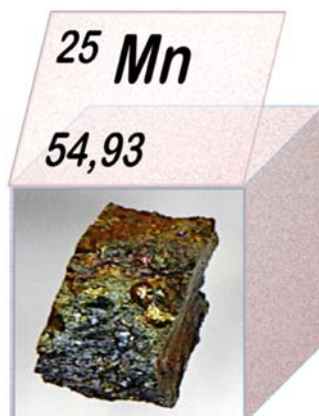
Características y reactividad

Es un metal muy duro, frágil, brillante y antiferromagnético.

Es el responsable del color verde de las esmeraldas y del color rojo de los rubíes.

Se considera al Cr(III) beneficioso para el ser humano; en contraste, el Cr(VI) es tóxico, produciendo desde erupciones cutáneas a daños en riñón e hígado. Además, el Cr(VI) es cancerígeno.

MANGANESO



Bloque d

	[Ar]3d ⁵ 4s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	c.c.c*	Color	plata
Radio atómico	140 pm	Radio iónico (+4)	52 pm
Radio covalente	139 pm	Volumen atómico	7,35 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.246 °C	Punto de ebullición	2.061 °C
Energía ionización**	717,30 kJ/mol	Afinidad electrónica	0 kJ/mol
Densidad	7,470 g/cm ³	Electronegatividad	1,55
Estado oxidación	+2,+3,+4,+5,+6,+7	Potencial normal***	-1,18 V
Conductividad eléctrica	5,40 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	7,81 J/m.s.°C
Energía atomización	281 kJ/mol	Dureza	6

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Para I₁^a. ***Mn²⁺+ 2e⁻→ Mn

Etimología

El nombre de manganeso proviene de la "manganesa" (MnO₂) que antiguamente se denominaba "*magnes*" por confundirse con la magnetita.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico sueco Johan Gottlieb Gahn, en 1774.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ⁵⁵Mn y 3 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No se encuentra nativo. Está en su mena del mineral pirolusita (MnO_2), además de en los minerales hausmanita (Mn_3O_4), manganotantalita ($(\text{Mn,Fe})(\text{Ta,Nb})_2\text{O}_6$), columbita ($((\text{Fe,Mn})\text{Nb}_2\text{O}_6)$), que es la mena del niobio y otros (**Figura 111**).



Figura 111. De arriba abajo y de izquierda a derecha: 1) Manganeso nativo. Smart-elements. 2) Pirolusita. Nuevo México, Estados Unidos. 3) Hausmanita. Sudáfrica. 4) Manganotantalita. Pakistán. Imágenes 2 a 4 con licencias de Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se obtiene por reducción del mineral pirolusita (MnO_2) con sodio, aluminio o magnesio, o en un alto horno.

Abundancia

Universo	0,0008 % (18°)	Sol	0,001 % (14°)
Corteza terrestre	0,11 % (12°)	Océanos	0,0000002 % (27°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,00002 % (22°)

Aplicaciones

Aditivo del acero

Mejora sus cualidades.

- Aleado con calcio y níquel, se utiliza en la fabricación de resistencias que no varían con la temperatura.
- El permanganato, se utiliza como agente oxidante y en valoraciones analíticas.
- El dióxido, se usa en pilas secas como despolarizador. También, tiene aplicaciones como agente desecante, decolorante del vidrio verde (por la presencia de hierro) y catalizador de pinturas y barnices.

Características y reactividad

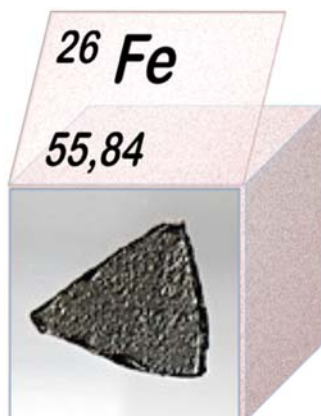
Es un metal de color blanco grisáceo, duro, muy frágil, refractario, poco conductor y que se oxida con facilidad. Es químicamente reactivo y se descompone en agua caliente lentamente.

Es beneficioso para el ser humano y está presente en ciertas enzimas, pero sobre todo es fundamental para la cadena fotosintética de las plantas.

Su carencia puede dar lugar a problemas de salud, como intolerancia a la glucosa, bajos niveles de colesterol, defectos del crecimiento y cambios de color en el pelo, entre otros. Está presente en enzimas como la superóxido dismutasa de manganeso y la glutamina sintetasa cerebral. Interviene en la fotosíntesis de las plantas, dentro del fotosistema II.

Una exposición prolongada al polvo de manganeso o de sus óxidos, puede provocar efectos tóxicos importantes, esencialmente, en el tracto respiratorio y en el cerebro. Puede causar parkinson, embolia pulmonar y bronquitis, además de alucinaciones, depresión e incluso esquizofrenia.

HIERRO



Bloque d

[Ar]3d ⁶ 4s ²
sólido
metal
natural
estable
siderófilo

Estructura cristalina	c.c.c*	Color	plata
Radio atómico	140 pm	Radio iónico (+3)	67 pm
Radio covalente	132 pm	Volumen atómico	7,09 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.538 °C	Punto de ebullición	2.861 °C
Energía ionización**	762,50 kJ/mol	Afinidad electrónica	-15,70 kJ/mol
Densidad	7,874 g/cm ³	Electronegatividad	1,83
Estado oxidación	+2,+3	Potencial normal***	-0,44 V
Conductividad eléctrica	103 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	72,80 J/m.s.°C
Energía atomización	418 kJ/mol	Dureza	4

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Para I₁^a. ***Fe²⁺+ 2e⁻→ Fe

Etimología

El nombre de hierro proviene de la palabra latina "*ferrum*", que es como se conocía a este elemento.

Descubridor

Se conoce desde la antigüedad.

Isótopos

Tiene 4 isótopos naturales y estables: ^{54}Fe (5,8%), ^{56}Fe (91,72%), ^{57}Fe (2,2%) y ^{58}Fe (0,28%) y 24 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se puede encontrar en estado nativo. Pero, sobre todo, se halla en grandes cantidades en forma de minerales, esencialmente, en: limonita $\text{FeO}(\text{OH})\cdot n\text{H}_2\text{O}$, siderita (FeCO_3), hematita (Fe_2O_3) y magnetita (F_3O_4), que son sus principales menas y en las piritas (FeS_2) y cromita (**Figura 112**).

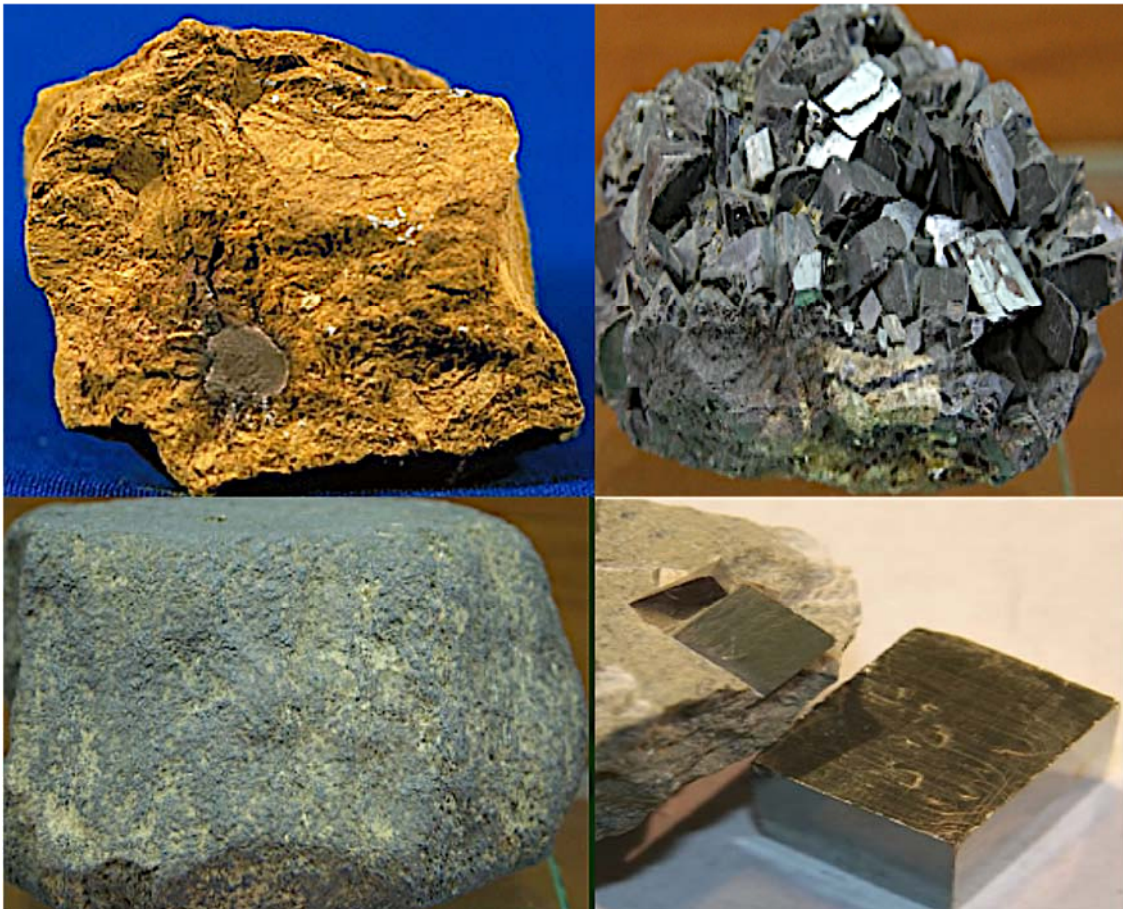


Figura 112. De arriba abajo y de izquierda a derecha: 1) Limonita. Dominio público. 2) Siderita. 3) Magnetita. 4) Pirita. Sierra Alcarama, La Rioja, España. Imágenes 2 a 4: colección de minerales del Departamento de Edafología de la UCM.

Obtención

Se obtiene mediante siderurgia en un alto horno, donde se reducen los minerales de hierro con carbón a alta temperatura, obteniéndose el hierro fundido.

Abundancia

Universo	0,11 % (6°)	Sol	0,1 % (5°)
Corteza terrestre	6,3 % (4°)	Océanos	0,0000003 % (25°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,006 % (12°)

Aplicaciones

Fabricación de aceros

Se emplea para la fabricación de aceros, o como hierro forjado, para materiales estructurales.

Los compuestos de hierro se utilizan para la fabricación de imanes, tintes y abrasivos.

Características y reactividad

Es de color plateado, pero muy puro es blanco grisáceo. Es un metal blando, dúctil, maleable y ferromagnético a temperatura ambiente, pero difícil de magnetizar cuando se calienta. Es un agente reductor y expuesto al aire o a la humedad atmosférica, se corroe, formando el óxido férrico hidratado de color rojo, llamado orín, en un proceso de pasivado.

Es un metal muy reactivo. Se combina con los halógenos, azufre, fósforo, carbono y silicio. Desplaza al hidrógeno de la mayoría de los ácidos diluidos. Arde en presencia de oxígeno. No reacciona con el HNO_3 diluido en frío, al menos de inmediato, pero sí lo hace en caliente, mientras que se pasiva con el HNO_3 concentrado, tanto en caliente como en frío.

El hierro es esencial para el ser humano, porque su déficit provoca una enfermedad carencial: la anemia ferropénica. Las causas principales de un déficit de hierro son la pérdida de sangre, bien durante la menstruación, por heridas, úlceras sangrantes, varices esofágicas, etc.; las dietas acalóricas y vegetarianas, que suelen ser deficitarias en minerales; la presencia en la dieta de fosfatos y otros aniones que se combinan con el hierro para formar sales insolubles de hierro, que precipitan y son eliminadas por heces y, muy corrientemente, en los estados de embarazo y lactancia, donde el feto o lactante requieren altos contenidos de hierro, que son suministrados por la madre, con disminución de sus reservas.

La relativamente disponibilidad de hierro que tenemos en nuestra dieta es escasa. Los alimentos contienen poca cantidad de hierro y la leche materna muy poco.

Hay que tener en cuenta, que el hierro solo se biomoviliza en suelos ácidos desde sus minerales, debido a que el complejo formado $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O}_6)]^{3+}$ es soluble en agua, pero no lo hace en suelos neutros o básicos, donde precipita como Fe_2O_3 , por lo que tiene gran dificultad en incorporarse a las cadenas tróficas, lo que unido a su pobre absorción en nuestro organismo, hace que la cantidad de hierro que recibimos sea poco más que la justa. Por ello, en los casos fisiológicos en los que aumenta la demanda de hierro, como el embarazo, es necesario suministrar complementos minerales de hierro.

Como el hierro es indispensable para el ser humano, es por lo que tenemos una proteína, la ferritina, encargada de su almacenaje y que es también la que suministra hierro a través de otra proteína de hierro, la transferrina, al órgano que lo necesite. Además, forma metaloproteínas funcionales de gran importancia biológica, como son: rubredoxinas y ferredoxinas; hemoglobina, mioglobina y hemeritrina; peroxidasas y catalasas y las familias de los citocromos.

Rubredoxinas y ferredoxinas, son metaloproteínas que intervienen en las tres cadenas redox más importantes del medio biológico: fotosintética, respiratoria mitocondrial y el ciclo del nitrógeno. La mayoría de los citocromos, lo hacen solo en las dos primeras. Por su parte, el citocromo P450, es el encargado de activar a la vitamina D, la cual regula el metabolismo del calcio. Hemoglobina y mioglobina son proteínas de fijación, almacenaje, activación y transporte del oxígeno atmosférico en seres superiores, mientras que la hemeritrina lo hace en anélidos y algunos braquiópodos. Peroxidasas y catalasas son oxidasas que desintoxican al organismo de los peróxidos destructores de las membranas biológicas que aceleran el envejecimiento celular.

No es frecuente, pero en exceso, el hierro puede ser tóxico, produciendo por intoxicación oral trastornos hemodinámicos graves, nefropatías y hepatopatías y por intoxicación respiratoria la siderosis, que es más benigna y cursa con una ligera irritación de las mucosas pulmonares. La intoxicación más normal es la oral, causada por sobredosis de fármacos en el tratamiento de la anemia ferropénica.

COBALTO



Bloque d

	[Ar]3d ⁷ 4s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	siderófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	gris
Radio atómico	135 pm	Radio iónico (+2)	82 pm
Radio covalente	126 pm	Volumen atómico	6,64 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.495 °C	Punto de ebullición	2.927 °C
Energía ionización*	760,40 kJ/mol	Afinidad electrónica	-64 kJ/mol
Densidad	8,90 g/cm ³	Electronegatividad	1,88
Estado oxidación	+2,+3,+4,+5	Potencial normal**	-0,28 V
Conductividad eléctrica	160,30 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	100 J/m.s.°C
Energía atomización	425 kJ/mol	Dureza	5

*Para I₁^a. **Co²⁺+ 2e⁻→ Co

Etimología

El nombre de cobalto proviene de la palabra alemana "*kobald*"; llamado así por mineros alemanes de la Edad Media, que encontraron un mineral azul (pirita de cobre, cobalto, hierro y níquel) que les hacía enfermar (por el arsénico que contenía).

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico y mineralogista sueco Georg Brandt, en 1735.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ^{59}Co y 22 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Solo se ha encontrado cobalto nativo en alguna mina canadiense y en un yacimiento en los Urales, pero está muy distribuido por toda la corteza terrestre en las rocas ígneas (que se forman cuando el magma se enfría y se solidifica) y acompaña a muchos minerales de otros metales, como níquel, cobre, manganeso, plata o cinc. Sus principales minerales son la cobaltita (CoAsS) que es su mena y la carrolita (CuCo_2S_4) (Figura 113).



Figura 113. Izquierda: Cobaltita. Gistain, Huesca, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología de la UCM. **Derecha:** Carrolita. Katanga, República Democrática del Congo. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se suele obtener como subproducto de la metalurgia del cobre o níquel.

Abundancia

Universo	0,0003 % (20°)	Sol	0,0004 % (17°)
Corteza terrestre	0,003 % (28°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0,000002 % (26°)

Aplicaciones

Fabricación del álnico

Es una aleación de cobalto, hierro, cobre, níquel y aluminio, con buenas propiedades ferromagnéticas y que se usa en la fabricación de imanes permanentes, como los utilizados en los altavoces.

- Con cromo y wolframio se obtienen aleaciones muy resistentes a la fricción para herramientas que trabajan a alta velocidad, como los taladros.
- Debido a su dureza y resistencia a la oxidación, es usado en el enchapado electrónico, en el cual, un campo eléctrico mueve a los iones metálicos para recubrir un electrodo.
- Está en una aleación dental y quirúrgica llamada *vitallium*.
- Como complemento alimentario en las ovejas para prevenir enfermedades y mejorar la calidad de la lana.
- Irradiación terapéutica con ^{60}Co .
- El azul de cobalto es un pigmento azul de óxidos de cobalto y aluminio.

Características y reactividad

Es un metal duro y ferromagnético, que no se oxida por el agua ni por el aire en condiciones normales, pero sí que le atacan fácilmente el ácido sulfúrico, el ácido clorhídrico y el ácido nítrico. También lo hacen el ácido fluorhídrico, el hidróxido de amonio y el hidróxido de sodio, pero lentamente.

El cobalto es un elemento beneficioso para el ser humano, ya que es el componente de la esencial vitamina B₁₂ (cianocobalamina). La vitamina B₁₂, es producida por bacterias intestinales de nuestro organismo, pero se elimina por heces y no se aprovecha, por lo que todo el aporte de esta vitamina debe de ser externo, fundamentalmente de carnes de animales donde ya ha sido procesada, vísceras (hígado y riñón), huevos y lácteos. Ni los vegetales ni las frutas contienen vitamina B₁₂, ni tampoco cobalto, a no ser que se contaminen por el suelo.

El déficit de vitamina B₁₂, da lugar a la anemia megaloblástica, que se caracteriza por inapetencia, diarreas, cara pálida, dificultad para respirar, fatiga, debilidad, confusión mental y úlceras en boca y lengua. Las causas del déficit, son las dietas vegetarianas o desequilibradas, el alcoholismo, la cirugía abdominal o intestinal, parásitos intestinales y la enfermedad de Crohn. La vitamina B₁₂ es imprescindible para la síntesis de la hemoglobina, la elaboración de nuevas células y el mantenimiento del sistema nervioso, además de otras numerosas funciones biológicas.

El cobalto, en altas concentraciones es tóxico, y puede producir vómitos y náuseas, problemas de visión y en el corazón e incluso daño en el tiroides.

NÍQUEL



Bloque d

	[Ar]3d ⁸ 4s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	siderófilo

Estructura cristalina	c.c*	Color	gris
Radio atómico	135 pm	Radio iónico (+2)	78 pm
Radio covalente	124 pm	Volumen atómico	6,59 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.455 °C	Punto de ebullición	2.913 °C
Energía ionización**	737,10 kJ/mol	Afinidad electrónica	-112 kJ/mol
Densidad	8,908 g/cm ³	Electronegatividad	1,91
Estado oxidación	+2,+3	Potencial normal***	-0,25 V
Conductividad eléctrica	146,20 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	90,90 J/m.s.°C
Energía atomización	430 kJ/mol	Dureza	4

*Cúbica centrada en las caras. **Para I_{1a}. ***Ni²⁺+ 2e⁻→ Ni

Etimología

El nombre de níquel proviene de la palabra alemana "*kupfernickel*", que significa "el duende del cobre" ya que los mineros lo encontraban en menas parecidas a las del cobre, pero no extraían el metal. Posteriormente y para abreviar se le llamó níquel.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico y mineralogista sueco Axel Fredrik Cronstedt, en 1751.

Isótopos

Tiene 5 isótopos naturales y estables: ^{58}Ni (68,077%), ^{60}Ni (26,223%), ^{61}Ni (1,140%), ^{62}Ni (3,634%) y ^{64}Ni (0,926%) y 18 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra nativo en meteoritos aleado con hierro y en el núcleo terrestre, donde se cree debe de ser el segundo metal en importancia después del hierro. Sus principales minerales son: pentlandita ((Fe,Ni) $_9$ S $_8$) que es su mena, millerita (NiS) y garnierita ((Si $_4$ O $_{13}$ [Ni, Mg] $_2$ ·2H $_2$ O))(Figura 114).



Figura 114. De arriba abajo y de izquierda a derecha: 1) Níquel nativo. Alain Guisewite. 2) Pentlandita. Ontario, Canadá. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0. 3) Millerita sobre cuarzo. Kentucky, Estados Unidos. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 4.0. 4) Garnierita. Nueva Caledonia. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se suele obtener en forma de sulfuro a partir de sus minerales sulfurados en un horno de reverbero, llamado así, por ser un horno recubierto por una bóveda de ladrillo refractario y con chimenea, que refleja o reverbera el calor producido en un sitio independiente del hogar donde se hace la lumbre. Después se refina.

Abundancia

Universo	0,006 % (13°)	Sol	0,008 % (9°)
Corteza terrestre	0,0089 % (22°)	Océanos	0,0000002 % (27°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,00001 % (23°)

Aplicaciones

Fabricación del acero inoxidable y otras aleaciones

Se usa en la fabricación del acero inoxidable y en otras aleaciones resistentes a la corrosión o para controlar la dilatación, conferir propiedades mecánicas especiales, aumentar la resistencia a la corrosión, disponer de cualidades magnéticas específicas o disminuir la conductividad eléctrica.

- Fabricación de moneda, como sustituto de la plata. Las aleaciones de cuproníquel usadas para las monedas tienen un 25% de níquel y un 75% de cobre.
- Los hidróxidos de níquel se emplean en las baterías de níquel-cadmio.
- Como catalizador. El níquel finamente dividido absorbe 17 veces su volumen de hidrógeno y, por ello, se usa como catalizador en muchos procesos, como los de hidrogenación del petróleo.

Características y reactividad

Es un metal muy dúctil, maleable, ferromagnético y muy denso.

No es muy reactivo químicamente. No se oxida en frío ni se ataca por el agua; es soluble en ácido nítrico diluido y en la mayor parte de los ácidos, pero no se altera con el ácido nítrico concentrado ni reacciona con las bases. Reacciona con los halógenos en caliente y, si es en presencia de humedad, también en frío.







Se cree, que en muy pequeñas dosis, el níquel puede protegernos de la cirrosis hepática, diabetes, déficit de calcio, hipertensión arterial y trastornos del sistema nervioso, entre otros.

Los alimentos suelen contener muy pequeñas cantidades de níquel y de ellos, el chocolate y las grasas son conocidos por sus, comparativamente, altas cantidades. En una dieta equilibrada hay suficiente níquel para mantener sus efectos beneficiosos. Sin embargo, en altas concentraciones plasmáticas, es tóxico y puede provocar cáncer de pulmón, nariz, laringe y próstata.

COBRE



Bloque d

	[Ar]3d ¹⁰ 4s ¹
	sólido
	metal
	natural
	estable
	calcófilo

Estructura cristalina	c.c*	Color	rojo cobre
Radio atómico	135 pm	Radio iónico (+1)	96 pm
Radio covalente	132 pm	Volumen atómico	7,11 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.084,62 °C	Punto de ebullición	2.562 °C
Energía ionización**	745,50 kJ/mol	Afinidad electrónica	-118,40 kJ/mol
Densidad	8,960 g/cm ³	Electronegatividad	1,9
Estado oxidación	+1,+2	Potencial normal***	+0,34 V
Conductividad eléctrica	595,80 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	401 J/m.s.°C
Energía atomización	338 kJ/mol	Dureza	4

*Cúbica centrada en las caras. **Para I_{1a}. ***Cu²⁺ + 2e⁻ → Cu

Etimología

El nombre de cobre proviene de la palabra latina "*cuprum*", nombre dado a la isla de Chipre, cuyos yacimientos fueron explotados por los romanos para obtenerlo.

Descubridor

Se conoce desde la antigüedad.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales y estables: ^{63}Cu (69,17%) y ^{65}Cu (30,83%) y 25 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se puede encontrar en estado nativo y también en sus menas de minerales, que son: calcopirita (CuFeS_2), bornita (Cu_5FeS_4) y cuprita (Cu_2O) (**Figura 115**).



Figura 115. *Izquierda:* Cobre nativo. Arizona, Estados Unidos. Alain Guisewite. *Derecha:* Calcopirita. Kansas, Estados Unidos. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se obtiene en bruto (94-97 % de cobre) por concentración, tostación y fusión en hornos eléctricos y después se purifica al 99 % por fusión en horno de reverbero y electrolisis.

Abundancia

Universo	0,000006 % (24°)	Sol	0,00007 % (19°)
Corteza terrestre	0,0068 % (24°)	Océanos	0,0000003 % (25°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,0001 % (18°)

Aplicaciones

Aleaciones

Por su gran cantidad de aplicaciones, el cobre es considerado como el segundo metal en importancia después del hierro. Forma parte de las muy utilizadas aleaciones de bronce (cobre y estaño) y latón (cobre y cinc). Aleado con otros metales se utiliza para la fabricación de monedas.

Y por supuesto, para la fabricación de cables de conducción eléctrica.

Características y reactividad

El cobre puro, es un metal rojizo, lustroso, maleable y es un gran conductor del calor y de la electricidad. De hecho, es el segundo mejor conductor eléctrico y térmico, después de la plata. No reacciona con el HNO_3 diluido en frío y lo hace muy poco en caliente. Sí que reacciona con el HNO_3 concentrado con mucha efervescencia, tanto en frío, con coloración verde, como en caliente, donde da color azul.

El cobre es esencial para el ser humano y otros seres vivos. Su déficit produce anemia ferropénica, tanto en el hombre como en el ganado, debido a que el cobre es un factor necesario para la asimilación del hierro. El déficit de cobre se denomina síndrome de Menkes; es de origen genético y está caracterizado por un cuadro clínico degenerativo cerebral, con anomalías óseas y en el pelo (se enrolla en espiral). Se detecta en un análisis clínico por los niveles bajos de cobre plasmático y de su proteína ceruloplasmina. Ésta, es una proteína de cobre, que cumple con una importante misión, que es la de incorporar el hierro a la transferrina, de tal manera que si no hay bastante cobre disponible no se genera ceruloplasmina y como consecuencia se produce la anemia.







Pero además, el cobre está presente en numerosas enzimas, que intervienen en numerosos procesos biológicos, como la fijación, transporte, activación y almacenaje del oxígeno atmosférico en crustáceos, arácnidos y moluscos, lo que es llevado a cabo mediante la proteína hemocianina, que es de color azul; así que hay animales que sí tienen sangre azul. Otras proteínas, están presentes en la cadena fotosintética, realizando funciones de transferencia de electrones. Es de destacar la citocromo c oxidasa, que es una proteína de cobre y de hierro, responsable del 90 % del consumo de oxígeno en el ser humano, ya que está situada al final de la cadena respiratoria mitocondrial y que también se encuentra en mamíferos, plantas y células procariotas.

Finalmente, la superóxido dismutasa es otra proteína de cobre muy interesante, porque es la encargada de desactivar al anión superoxo que se produce en el metabolismo celular de oxigenación y que es muy tóxico para el ser humano.

CINC



Bloque d

 [Ar]3d ¹⁰ 4s ²
 sólido
 metal
 natural
 estable
 calcófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	gris pizarra
Radio atómico	135 pm	Radio iónico (+2)	83 pm
Radio covalente	122 pm	Volumen atómico	9,16 cm ³ /mol
Punto de fusión	419,53 °C	Punto de ebullición	907 °C
Energía ionización*	906,40 kJ/mol	Afinidad electrónica	0 kJ/mol
Densidad	7,140 g/cm ³	Electronegatividad	1,65
Estado oxidación	+2	Potencial normal**	-0,76 V
Conductividad eléctrica	169 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	116 J/m.s.°C
Energía atomización	131 kJ/mol	Dureza	2,5

*Para I₁^a. **Zn²⁺+ 2e⁻→ Zn

Etimología

El nombre de cinc proviene de la palabra alemana "zink", con el que se designaba a uno de los metales presentes en el latón, o también, de la palabra alemana "zinke" (punta aguda) por la forma que adoptaba al depositarse en los altos hornos.

Descubridor

Se conoce desde la antigüedad.

Isótopos

Tiene 4 isótopos naturales estables: ^{64}Zn (48,6%), ^{66}Zn (27,9%), ^{67}Zn (4,1%) y ^{68}Zn (18,8%) y uno natural radiactivo: ^{70}Zn (0,6%) de 5×10^{14} años de semivida y 22 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No se encuentra nativo, pero es abundante en minerales, tales como la blenda o esfarelita (ZnS) que es su mena y la smithsonita (ZnCO_3) (**Figura 116**).



Figura 116. *Izquierda:* Blenda acaramelada. Freigberg, Alemania. *Derecha:* Smithsonita. Reocín, Cantabria, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología de la UCM.

Obtención

Se obtiene a partir de sus minerales por tostación, lo que da lugar al óxido, que se reduce con carbón a cinc metal, que después se aísla por destilación o electrolisis.

Abundancia

Universo	0,00003 % (22°)	Sol	0,0002 % (18°)
Corteza terrestre	0,0078 % (23°)	Océanos	0,0000005 % (23°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,0033 % (14°)

Aplicaciones

Galvanizado de metales

Se emplea en grandes cantidades, para el galvanizado de otros metales, como el hierro, lo que impide su corrosión.

- Se utiliza en numerosas aleaciones: latones, plata alemana, etc.
- Como reductor.

Características y reactividad

Estrictamente no se le considera un metal de transición, al igual que cadmio y mercurio, ya que tiene sus orbitales externos completos. Sin embargo, personalmente, prefiero introducirlos en sus respectivas series de transición, porque a mi entender, no aporta mucho o nada el hacerlo por separado.

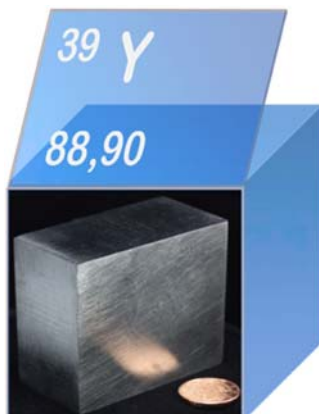
Es un metal muy resistente a la deformación en frío, por lo que hay que laminarlo a temperaturas mayores de 100 °C. Tiene un bajo punto de fusión y es un buen conductor. No es atacado por el aire seco, pero sí por la humedad, donde se pasiva.

El cinc, es esencial para el ser humano y está considerado, como hierro y cobre, dentro de la categoría de micronutrientes. El déficit de cinc da lugar a un estado carencial, cuyo cuadro clínico depende si es agudo o crónico. El déficit agudo, se caracteriza por alopecia, lesiones en la vista y en la piel, mientras que en el crónico, hay un retraso en el crecimiento, atrofia sexual, letargo mental y también lesiones en la piel. Y es que el cinc estimula a las hormonas del crecimiento y a las sexuales.

Las causas del déficit de cinc son varias, pero, fundamentalmente, hay dos: a) por una alimentación rica en pescado y leche, que apenas contienen cinc y/o por la presencia de alimentos en la dieta ricos en fosfatos, que precipitan al cinc y lo eliminan por heces y, b) en los estados fisiológicos de embarazo y lactancia, a semejanza del hierro. También, es de destacar que una de las proteínas de cinc, la alcohol deshidrogenasa, es la encargada de transformar el alcohol en aldehído, por lo que el alcoholismo también conduce a un déficit de cinc, al destruir a este enzima.

El cinc, como el cobre y el hierro, da lugar a numerosas proteínas de acción enzimática. Además de la ya mencionada alcohol deshidrogenasa, cabe destacar la anhidrasa carbónica, que es la encargada de la fabricación del anión bicarbonato a nivel celular, para constituir un tampón plasmático que mantiene el pH a los niveles compatibles con la vida. Asimismo, es indispensable para mantener las estructuras de otras proteínas y del ADN. A ellas, se une formando lo que se denomina el “dedo de cinc”.

ITRIO



Bloque d

[Kr]4d ¹ 5s ²
sólido
metal
natural
estable
litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	180 pm	Radio iónico (+3)	106 pm
Radio covalente	190 pm	Volumen atómico	19,88 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.526 °C	Punto de ebullición	3.345 °C
Energía ionización*	600 kJ/mol	Afinidad electrónica	-29,60 kJ/mol
Densidad	4,472 g/cm ³	Electronegatividad	1,22
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-2,37 V
Conductividad eléctrica	16,90 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	17,20 J/m.s.°C
Energía atomización	423 kJ/mol	Dureza	-

*Para I_{1a}. **Y³⁺+ 3e⁻→ Y

Etimología

El nombre de itrio proviene de la ciudad sueca de Ytterby, donde fue encontrado el mineral *yttria*, del que se extrajo el metal.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico, físico y mineralogista finlandés Johann Gadolin, en 1794.

Isótopos

Tiene un solo isótopo naturales y estable: ^{89}Y y 26 sintéticos radiactivos.

Estado natural



No se encuentra nativo. Está, principalmente, en su mena del mineral gadolinita $((\text{Ce},\text{La},\text{Nd},\text{Y})_2 \text{FeBe}_2\text{Si}_2\text{O}_{10})$ (**Figura 117**) y en otros minerales que contienen elementos de las tierras raras.

Figura 117. Gadolinita. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se obtiene a partir de sus minerales, de los que se separa por intercambio iónico. El itrio puro se sobtiene por reducción del fluoruro de itrio con calcio.

Abundancia

Universo	0,0000007 % (31°)	Sol	0,000001 % (27°)
Corteza terrestre	0,0029 % (29°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

En granates (silicatos minerales)

Los granates de itrio-hierro para fabricar filtros de microondas para comunicaciones por satélites. El de itrio-aluminio se usa como piedra preciosa, por su similitud con el diamante y para láseres. Y el de itrio junto al vanadato de itrio, activados con europio, constituye el componente rojo de los receptores de televisión a color.

El óxido se emplea para fabricar cerámicas y vidrio.

Características y reactividad

Es un metal plateado brillante, ligero, dúctil, maleable y poco conductor. Pertenece a las denominadas tierras raras. Es estable al aire porque se pasiva. Arde fácilmente y reacciona con el agua produciendo hidrógeno.

CIRCONIO



Bloque d

[Kr]4d ² 5s ²
sólido
metal
natural
estable
litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	155 pm	Radio iónico (+4)	87 pm
Radio covalente	175 pm	Volumen atómico	14,02 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.855 °C	Punto de ebullición	4.409 °C
Energía ionización*	640,10 kJ/mol	Afinidad electrónica	-41,10 kJ/mol
Densidad	6,511 g/cm ³	Electronegatividad	1,33
Estado oxidación	+3,+4	Potencial normal**	-1,45 V
Conductividad eléctrica	25 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	22,70 J/m.s.°C
Energía atomización	609 kJ/mol	Dureza	5

*Para I₁^a. **Zr⁴⁺ + 4e⁻ → Zr

Etimología

El nombre de circonio proviene de la palabra árabe "zargun", que significa "color dorado" en referencia a la piedra preciosa que se denomina circón.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico alemán Martin Heinrich Klaproth, en 1789.

Isótopos

Tiene 4 isótopos naturales estables: ^{90}Zr (51,45%), ^{91}Zr (11,22%), ^{92}Zr (17,15%) y ^{94}Zr (17,38%) y uno natural radiactivo: ^{96}Zr (2,8%) de $3,8 \times 10^{19}$ de años de semivida y 28 sintéticos radiactivos.

Estado natural



No se encuentra nativo, pero es un metal abundante en la naturaleza; está presente en unos 140 minerales. Su mena es la del silicato denominado circón (ZrSiO_4) (**Figura 118**).

Figura 118. Circonita. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 2.0.

Obtención

Se obtiene a partir del circón. Para conseguir el metal casi puro (97-99%), se reduce el ZrCl_2 con magnesio. No es posible mayor pureza, debido a que no se puede separar de ese 1-3 %, que corresponde al hafnio y que siempre acompaña al circonio.

Abundancia

Universo	0,000005 % (25°)	Sol	0,000004 % (24°)
Corteza terrestre	0,013 % (21°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0,000005 % (24°)

Aplicaciones

Revestimiento en la industria nuclear

Debido a su baja sección de captura de neutrones, se usa como revestimiento de elementos de combustible en la industria nuclear.

Aleado con niobio es un superconductor a bajas temperaturas y se utiliza para construir imanes superconductores.

Características y reactividad

Es un metal duro, blanco grisáceo brillante del aspecto del acero. Es extremadamente resistente a la corrosión, formando una película de óxido inatacable, excepto para el HF.

NIOBIO



Bloque d

[Kr]4d ³ 5s ²
sólido
metal
natural
estable
litófilo

Estructura cristalina	c.c.c*	Color	gris
Radio atómico	145 pm	Radio iónico (+4)	74 pm
Radio covalente	164 pm	Volumen atómico	10,84 cm³/mol
Punto de fusión	2.477 °C	Punto de ebullición	4.744 °C
Energía ionización**	652,10 kJ/mol	Afinidad electrónica	-86,10 kJ/mol
Densidad	8,570 g/cm³	Electronegatividad	1,6
Estado oxidación	+2,+3,+4,+5	Potencial normal***	-1,1 V
Conductividad eléctrica	80 mohm⁻¹.cm⁻¹	Conductividad térmica	53,70 J/m.s.°C
Energía atomización	726 kJ/mol	Dureza	6

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Para I₁^a. ***Nb³⁺⁺ + 3e⁻ → Nb

Etimología

El nombre de niobio proviene de la palabra griega "Níobe" que significa "hija de Tántalo", que no fue el que le dio su descubridor, que le llamó *columbio*. Esto es debido, a que en principio, se cuestionó que fuera un nuevo elemento, declarando William Hyde Wollaston que era igual al tántalo. Pero, Heinrich Rose en 1846, demostró, que aunque eran muy similares no eran idénticos. Por este motivo, este último, le dio el nombre de Níobe, hija de Tántalo, como en principio se le denominó al tantalio.

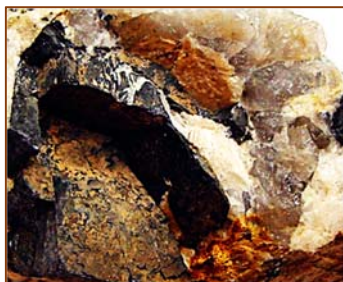
Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico inglés Charles Hatchett, en 1801.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ^{93}Nb y 23 sintéticos radiactivos.

Estado natural



No se encuentra nativo. Está presente en minerales como el coltan, la niobita y euxenita. Su principal mena es la de la columbita $((\text{Fe},\text{Mn})\text{Nb}_2\text{O}_6)$ (**Figura 119**).

Figura 119. Columbita. Dominio público.

Obtención

Se obtiene a partir de sus minerales. Para preparar un niobio puro, primero hay que separarlo del tantalio con disolventes y después el Nb_2O_5 obtenido debe ser reducido con carbón.

Abundancia

Universo	0,0000002 % (36°)	Sol	0,0000004 % (32°)
Corteza terrestre	0,0017 % (33°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Industria nuclear

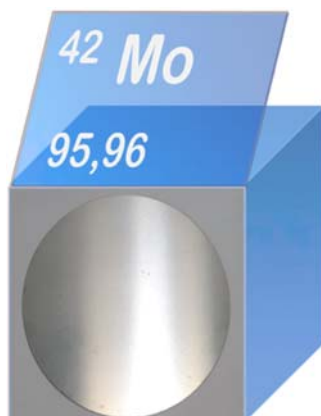
Para el recubrimiento de barras de combustible.

- Es un superconductor, que como el circonio, mantiene su propiedad aun en presencia de fuertes campos magnéticos.
- Aleado con hierro se obtiene una aleación llamada *ferroniobio*, con la que se fabrican aceros inoxidables resistentes a la corrosión y bastante duros.

Características y reactividad

Es un metal gris, dúctil y paramagnético, que se convierte en superconductor a temperaturas criogénicas. Es muy reactivo, pero también muy resistente a la corrosión.

MOLIBDENO



Bloque d

[Kr]4d ⁵ 5s ¹
sólido
metal
natural
estable
siderófilo

Estructura cristalina	c.c.c.*	Color	gris
Radio atómico	145 pm	Radio iónico (+2)	92 pm
Radio covalente	154 pm	Volumen atómico	9,88 cm ³ /mol
Punto de fusión	2.623 °C	Punto de ebullición	4.639 °C
Energía ionización**	684,30 kJ/mol	Afinidad electrónica	-71,90 kJ/mol
Densidad	10,280 g/cm ³	Electronegatividad	2,16
Estado oxidación	+2,+3,+4,+5,+6	Potencial normal***	-0,2 V
Conductividad eléctrica	192,30 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	138 J/m.s.°C
Energía atomización	658 kJ/mol	Dureza	5,5

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Para I₁^a. ***Mo³⁺+ 3e⁻→ Mo

Etimología

El nombre de molibdeno proviene de la palabra griega "*molybdos*", que significa "plomo", ya que su mena, la molibdenita, se confundía con minerales de plomo.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico, mineralogista y metalúrgico sueco Peter Jacob Hjelm, en 1781.

Isótopos

Tiene 7 isótopos naturales estables: ^{92}Mo (14,84%), ^{94}Mo (9,25%), ^{95}Mo (15,92%), ^{96}Mo (16,68%), ^{97}Mo (9,55%), ^{98}Mo (24,13%) y ^{100}Mo (9,63%) y 24 sintéticos radiactivos.

Estado natural



Hay molibdeno nativo, pero es muy raro. Su mena es la molibdenita (MoS_2) (**Figura 120**).

Figura 120. Molibdenita sobre cuarzo. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 2.0.

Obtención

Se obtiene de la minería de sus minerales y como subproducto de la del cobre y wolframio.

Abundancia

Universo	0,0000005 % (33°)	Sol	0,0000009 % (28°)
Corteza terrestre	0,00011 % (50°)	Océanos	0,000001 % (22°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,00001 % (23°)

Aplicaciones

Fabricación del ferromolibdeno

Es una aleación que proporciona resistencia al acero a altas temperaturas.

- Por su alto punto de fusión se utiliza para resistencias en hornos eléctricos, filamentos de lámparas y electrodos de lámparas de mercurio.
- El sulfuro, es un lubricante a altas temperaturas.




Características y reactividad

Es muy duro pero dúctil. Está muy presente en el medio biológico, ya que es constituyente de numerosas enzimas, entre las que destacan la nitrato reductasa y la nitrogenasa, fundamentales en el ciclo del nitrógeno de las plantas, así como la xantina oxidasa, la sulfito reductasa y la aldehído oxidasa presentes en el ser humano y mamíferos.

TECNECIO



Bloque d

	[Kr]4d ⁵ 5s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	135 pm	Radio iónico (+4)	72 pm
Radio covalente	147 pm	Volumen atómico	8,63 cm ³ /mol
Punto de fusión	2.157 °C	Punto de ebullición	4.265 °C
Energía ionización*	702 kJ/mol	Afinidad electrónica	-53 kJ/mol
Densidad	11,50 g/cm ³	Electronegatividad	1,9
Estado oxidación	+4,+5,+6,+7	Potencial normal**	+0,4 V
Conductividad eléctrica	67 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	50,60 J/m.s.°C
Energía atomización	677 kJ/mol	Dureza	-
Periodo de semivida (⁹⁸ Tc)			4,1x10 ⁶ años

*Para I_{1s}, **Tc²⁺+ 2e⁻→ Tc

Etimología

El nombre de tecnecio proviene de la palabra griega "*technikos*", que significa "artificial", ya que fue el primer elemento obtenido artificialmente.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico y mineralogista italiano Carlo Perrier y al físico italo-americano Emilio Gino Segrè, en una muestra de molibdeno que había sido bombardeada con deuterones en el ciclotrón de Berkeley, en 1937.

Isótopos

Se han sintetizado 33 isótopos radiactivos, siendo el ^{98}Tc el más estable.

Estado natural

Se cree que no existe tecnecio natural en la corteza terrestre; toda su producción es artificial. Se ha encontrado en el espectro de estrellas tipo S, M y N, lo que ha conducido a nuevas teorías sobre la producción de elementos pesados en ellas.

Obtención

El isótopo ^{99}Tc , que es el más interesante, se puede obtener, en grandes cantidades, a partir de las varillas usadas para el combustible nuclear. También, se sintetiza por reducción del pertechnato de amonio (NH_4TcO_4) con hidrógeno, en sitios cerrados y controlados, ya que el pertechnato de amonio es un material radiactivo.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	0	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Medicina nuclear

El $^{99\text{m}}\text{Tc}$, de solo 6 h de vida, y el ^{95}Tc , son isótopos muy utilizados en el diagnóstico con marcadores de radioisótopos.

El pertechnato de amonio actúa como inhibidor para la corrosión del acero.

Características y reactividad

Es un metal gris plateado, radiactivo y superconductor por debajo de 11 K.

Sus isótopos tienen una corta vida, comparada con la del universo, por lo que si se crearon, ya han desaparecido.

RUTENIO



Bloque d

[Kr]4d ⁷ 5s ¹
sólido
metal
natural
estable
siderófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	130 pm	Radio iónico (+3)	77 pm
Radio covalente	145 pm	Volumen atómico	8,17 cm ³ /mol
Punto de fusión	2.334 °C	Punto de ebullición	4.150 °C
Energía ionización*	710,20 kJ/mol	Afinidad electrónica	-101,30 kJ/mol
Densidad	12,370 g/cm ³	Electronegatividad	2,2
Estado oxidación	+2,+3,+4,+5,+6,+7,+8	Potencial normal**	+0,45 V
Conductividad eléctrica	131,60 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	117 J/m.s.°C
Energía atomización	643 kJ/mol	Dureza	6,5

*Para I₁^a. **Ru²⁺+ 2e⁻→ Ru

Etimología

El nombre de rutenio proviene de la palabra latina "*Ruthenia*" en honor al país donde se halló.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico ruso Karl Karlovich Klaus, en 1844.

Isótopos

Tiene 7 isótopos naturales estables: ^{96}Ru (5,52%), ^{98}Ru (1,88%), ^{99}Ru (12,7%), ^{100}Ru (12,6%), ^{101}Ru (17,0%), ^{102}Ru (31,6%) y ^{104}Ru (18,7%) y 15 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra nativo aleado en las menas del platino y, también está, en unos pocos minerales que no son comerciales, como la laurita (RuS_2).

Obtención

Se suele obtener como subproducto de la purificación de níquel y oro o de la fracción de osmioiridio de los minerales de la mena del platino.

Abundancia

Universo	0,0000004 % (34°)	Sol	0,0000005 % (31°)
Corteza terrestre	$9,9 \cdot 10^{-8}$ % (70°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación de contactos eléctricos

Aleado junto con platino y paladio, produce un material de gran resistencia al desgaste.

- Como catalizador, al igual que otros elementos de la mena del platino.
- En joyería, se emplea para dar un acabado oscuro.

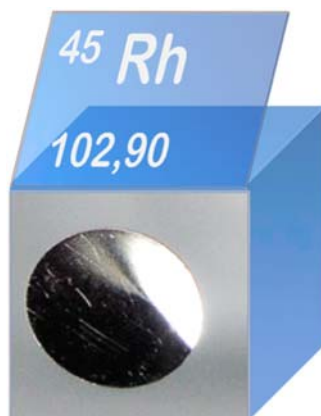
Características y reactividad

Es un metal blanco plateado, duro y frágil. Como es relativamente inactivo y muy duro, suele alearse con otros metales, para dar lugar a materiales muy resistentes; con platino y paladio, como hemos indicado en sus aplicaciones, el material es muy resistente al desgaste y con el titanio a la corrosión.

Es un elemento componente de la denominada mena del platino, que recordamos son: osmio, paladio, iridio, rutenio y rodio, además del propio platino.

Puede ser carcinógeno.

RODIO



Bloque d

[Kr]4d ⁸ 5s ¹
sólido
metal
natural
estable
siderófilo

Estructura cristalina	c.c.*	Color	plata
Radio atómico	135 pm	Radio iónico (+2)	86 pm
Radio covalente	142 pm	Volumen atómico	8,28 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.964 °C	Punto de ebullición	3.695 °C
Energía ionización**	719,70 kJ/mol	Afinidad electrónica	-109,70 kJ/mol
Densidad	12,450 g/cm ³	Electronegatividad	2,28
Estado oxidación	+2,+3,+4,+5,+6	Potencial normal***	+0,76 V
Conductividad eléctrica	221,70 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	150 J/m.s.°C
Energía atomización	556 kJ/mol	Dureza	6

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a. ***Rh³⁺+ 3e⁻→ Rh

Etimología

El nombre de rodio proviene de la palabra griega "*rhodon*", que significa "rosa", aludiendo a que el elemento daba lugar a compuestos que al disolverse en agua tienen coloración rosa.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al físico y químico británico William Hyde Wollaston, en 1803.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ^{103}Rh y 33 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Como el rutenio, se encuentra nativo aleado en los minerales de la mena del platino.

Obtención

Se extrae de los minerales de la mena del platino o también se puede obtener como subproducto de la metalurgia del níquel.

Abundancia

Universo	0,00000006 % (40°)	Sol	0,0000002 % (34°)
Corteza terrestre	0,00000007 % (71°)	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Para endurecer metales en aleaciones

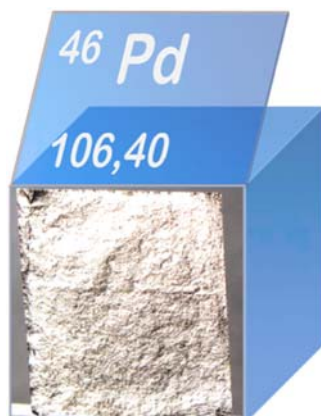
Estas aleaciones, normalmente, con platino y paladio, se usan en espirales calefactoras de baja resistencia eléctrica y resistentes a la corrosión para fabricar hornos, termopares, contactos eléctricos, electrodos de bujías, crisoles de laboratorio, etc.

- Para recubrir otros metales, dando lugar a materiales duros, por ejemplo, para instrumentos ópticos.
- Se emplea en joyería. El oro blanco es una aleación de oro y otro metal como la plata, paladio o níquel, pero que se recubre de rodio cuando se quiere conseguir un alto brillo, denominado "acabado de espejo".
- También se usa como catalizador.

Características y reactividad

Es un metal blanco plateado, duro y dúctil. No se disuelve en ácidos, ni siquiera en agua regia. El rodio es tóxico, lo que es un problema para sus aplicaciones en joyería, si bien no se conoce exactamente su toxicidad; puede dar lugar a alergias en contacto con la piel. Los compuestos de rodio producen intensas manchas en la piel.

PALADIO



Bloque d

	[Kr]4d ¹⁰
	sólido
	metal
	natural
	estable
	siderófilo

Estructura cristalina	c.c.*	Color	plata
Radio atómico	140 pm	Radio iónico (+2)	86 pm
Radio covalente	139 pm	Volumen atómico	8,85 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.554,9 °C	Punto de ebullición	2.963 °C
Energía ionización**	804,40 kJ/mol	Afinidad electrónica	-53,70 kJ/mol
Densidad	12,023 g/cm ³	Electronegatividad	2,2
Estado oxidación	+2,+4	Potencial normal***	+0,95 V
Conductividad eléctrica	94,80 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	71,80 J/m.s.°C
Energía atomización	378 kJ/mol	Dureza	4,75

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a. ***Pd²⁺ + 2e⁻ → Pd

Etimología

El nombre de paladio procede del asteroide "*Palas*", hallado aproximadamente al mismo tiempo que el elemento y, ambos, en honor de la diosa griega de la sabiduría y de la inteligencia en las artes y las ciencias: "*Pallas*".

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al británico William Hyde Wollaston, en 1803.

Isótopos

Tiene 6 isótopos naturales estables: ^{102}Pd (1,02%), ^{104}Pd (11,14%), ^{105}Pd (22,33%), ^{106}Pd (27,33%), ^{108}Pd (26,46%) y ^{110}Pd (11,72%) y 18 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra nativo, y como los dos anteriores, rutenio y rodio, está aleado en los minerales de la mena del platino.

Obtención

Se obtiene de los minerales de la mena del platino.

Abundancia

Universo	0,0000002 % (36°)	Sol	0,0000003 % (33°)
Corteza terrestre	0,00000063 % (64°)	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Catalizador

En polvo finamente dividido.

- Aleado con oro, se emplea en joyería (oro blanco).
- Con plata y cobre en prótesis odontológicas, relojería, instrumental quirúrgico y contactos eléctricos, por su dureza y estabilidad a la corrosión.

Características y reactividad

Es un metal blanco plateado, blando, dúctil, maleable y que no se oxida al aire.

En otro tiempo, el cloruro de paladio fue un fármaco muy usado para tratar la tuberculosis, pero como tenía muchos efectos secundarios, fue sustituido por otros, como la isoniazida, rifampicina, etambutol y pirazinamida.

PLATA



Bloque d

	[Kr]4d ¹⁰ 5s ¹
	sólido
	metal
	natural
	estable
	calcófilo

Estructura cristalina	c.c.*	Color	plata
Radio atómico	160 pm	Radio iónico (+1)	113 pm
Radio covalente	145 pm	Volumen atómico	10,27 cm ³ /mol
Punto de fusión	961,78 °C	Punto de ebullición	2.162 °C
Energía ionización**	731 kJ/mol	Afinidad electrónica	-125,60 kJ/mol
Densidad	10,490 g/cm ³	Electronegatividad	1,93
Estado oxidación	+1	Potencial normal***	+0,8 V
Conductividad eléctrica	630,50 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	429 J/m.s.°C
Energía atomización	284 kJ/mol	Dureza	2,5

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a. ***Ag⁺ + e⁻ → Ag

Etimología

El nombre de plata deriva del adjetivo "*plattus*", del latín medieval, que significa "ancho, aplanado", pero que los romanos lo denominaron "*argentum*" que es "plata", y de ahí procede su símbolo: Ag.

Descubridor

Se conoce desde la antigüedad.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales estables: ^{107}Ag (51,839%) y ^{109}Ag (48,161%) y 28 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra nativa en estado metálico. También está en minerales como la argentita (Ag_2S), que es su principal mena (**Figura 121**) y en la galena argentífera.



Figura 121. *Izquierda:* Plata nativa. Herrerías, Almería, España. *Derecha:* Argentita. México. Colección de minerales del Departamento de Edafología de la UCM.

Obtención

Se obtiene de sus yacimientos nativos o a partir de sus minerales, por molienda y lixiviación con cianuro y posterior reducción con cinc o también, como subproducto en la metalurgia del cobre y plomo.

Abundancia

Universo	0,00000006 % (40°)	Sol	0,0000001 % (35°)
Corteza terrestre	0,00000079 % (59°)	Océanos	0,00000001 % (36°)
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación de monedas y en joyería

La plata de ley que se emplea en joyería y platería, es una aleación que contiene un 92,5% de plata y el resto, principalmente, cobre.

- El fulminato de plata (AgCNO) se utiliza como explosivo.
- El yoduro de plata, se emplea como germen de nubes para producir lluvia.

- El nitrato de plata se usa para la fabricación de cristales fotocromáticos en las gafas para que el cristal cambie de color según la intensidad de la luz solar.

Características y reactividad

Después del oro, la plata es el más maleable y dúctil de todos los metales. La plata pura, tiene la mayor conductividad térmica y eléctrica de todos los metales; es también, el más blanco de todos los metales y resulta ser estable en aire y en agua, álcalis (hasta los 500 °C) y ácidos no oxidantes, pero es soluble en ácido nítrico diluido o concentrado, ácido sulfúrico concentrado y caliente y disoluciones de cianuros. Pierde el brillo expuesta al sulfuro de hidrógeno o al aire contaminado con azufre (lluvia ácida), que la ennegrece.

Una prueba para reconocer la plata pura de la impura, la cual contiene más cobre, es con el ácido nítrico, lo que podemos apreciar en la **Figura 122**.

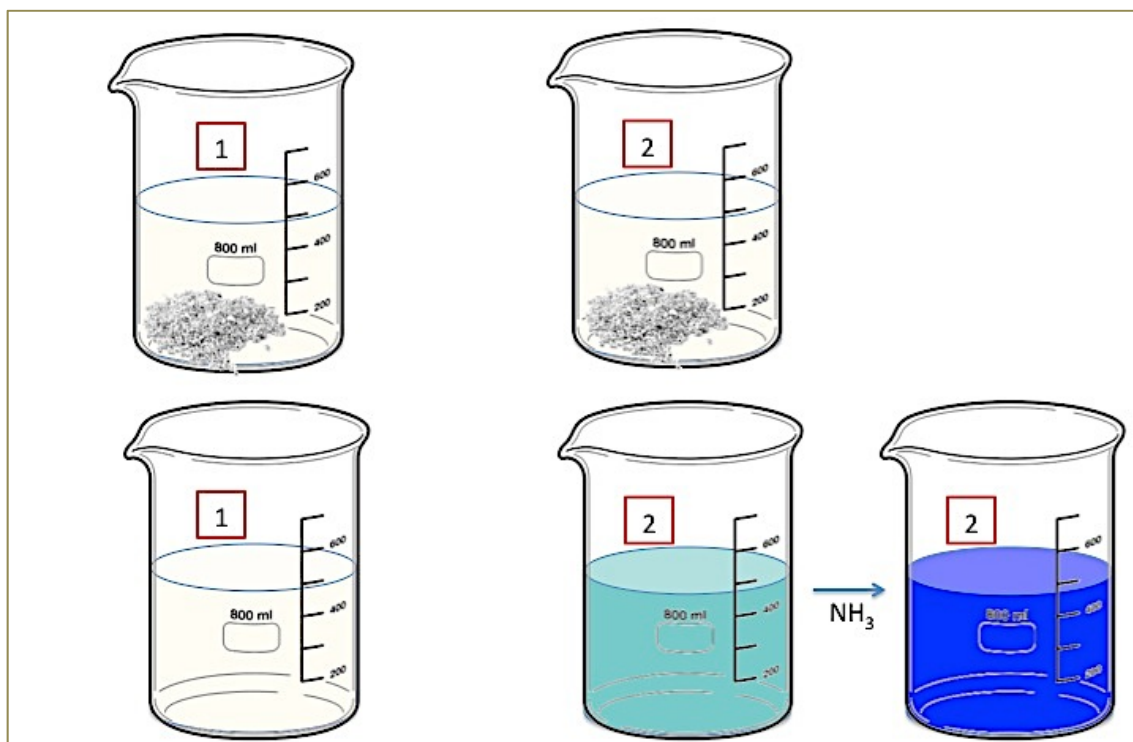
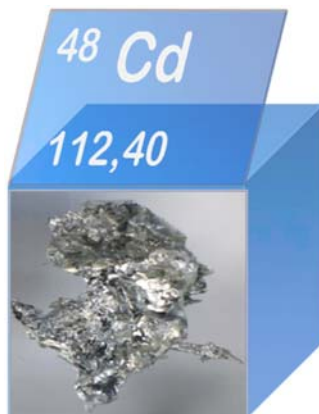








Figura 122. Ensayo de plata con ácido nítrico. A dos vasos se añaden iguales cantidades de HNO_3 diluido (50%). Al vaso 1 se le añaden 2g de Ag pura y al vaso 2 otros 2g de Ag de pureza desconocida. Se deja reposar en campana de gases hasta que se disuelva la plata. La plata pura (vaso 1) no da coloración, la impura da color verde de cobre (vaso 2). Si se les añade amoníaco, el líquido contenido en el vaso 2 da un color azul intenso del complejo amoniacal de cobre, mientras que el vaso 1 (plata pura) permanece inalterado. Eso sí, nos quedamos sin plata en ambos casos porque se disuelve como AgNO_3 .

CADMIO



Bloque d

 [Kr]4d ¹⁰ 5s ²
 sólido
 metal
 natural
 estable
 calcófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	155 pm	Radio iónico (+2)	103 pm
Radio covalente	144 pm	Volumen atómico	13 cm ³ /mol
Punto de fusión	321,07 °C	Punto de ebullición	767 °C
Energía ionización*	867,80 kJ/mol	Afinidad electrónica	0 kJ/mol
Densidad	8,650 g/cm ³	Electronegatividad	1,69
Estado oxidación	+2	Potencial normal**	-0,4 V
Conductividad eléctrica	146,40 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	96,90 J/m.s.°C
Energía atomización	112 kJ/mol	Dureza	2

*Para I₁^a. **Cd²⁺+ 2e⁻→ Cd

Etimología

El nombre de cadmio proviene de la palabra latina "*cadmia*" y de la palabra griega "*kadmeia*" que significan, ambas, "calamina", ya que fue encontrado en la calamina.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico alemán Friedrich Strohmeyer, en 1818.

Isótopos

Tiene 6 isótopos naturales estables: ^{108}Cd (0,89%), ^{110}Cd (12,49%), ^{111}Cd (12,8%), ^{112}Cd (24,13%), ^{114}Cd (28,73%) y ^{116}Cd (7,49%) y dos naturales radiactivos: ^{106}Cd (1,25%) y ^{113}Cd (12,22%) y 26 sintéticos radiactivos.

Estado natural

En estado nativo es escaso y difícil de encontrar. Generalmente, acompaña al cinc en sus minerales sulfurados, donde le sustituye isomórficamente.

Obtención

Se obtiene como subproducto en el procesado de minerales de cinc, cobre y plomo.

Abundancia

Universo	0,0000002 % (36°)	Sol	0,0000006 % (30°)
Corteza terrestre	0,000015 % (58°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0,00007 % (20°)

Aplicaciones

Aleaciones de bajo punto de fusión

Para la fabricación de cojinetes con bajo coeficiente de fricción y resistencia a la fatiga.

- En la electrodeposición, para el recubrimiento de rectificadores y acumuladores.
- El hidróxido de cadmio, se emplea en galvanotecnia y en la fabricación de electrodos negativos de baterías de níquel-cadmio.
- El sulfuro de cadmio se utiliza como pigmento amarillo.
- El estearato de cadmio, se emplea para mejorar la estabilidad de materiales de PVC.

Características y reactividad


Es un metal plateado, dúctil, maleable, poco denso y fácil de cortar; muy similar en sus propiedades al cinc. El cadmio es muy tóxico y, además, está considerado como cancerígeno, lo que consecuentemente, limita su uso. La enfermedad de Itai-itai es una intoxicación por cadmio que afecta, principalmente, a los trabajadores expuestos al cadmio ambiental.

16

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN: TERCERA SERIE

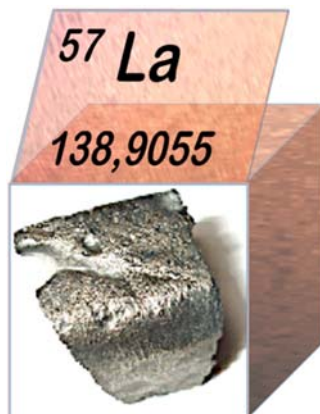
The image shows a periodic table of elements. The third transition series, consisting of elements from Lanthanum (La) to Mercury (Hg), is highlighted in orange. The table includes the following elements:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
LANTANOIDES		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
ACTINOIDES		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		



- El lantano es un metal poco conductor, que se corta fácilmente.
- El hafnio es resistente a la corrosión y muy parecido químicamente al circonio.
- El tantalio es un metal gris brillante, dúctil y duro. Es muy resistente al ataque por los ácidos; solo se disuelve con ácido fluorhídrico o por fusión alcalina.
- El wolframio es un metal gris plateado, muy denso y duro y el de mayor punto de fusión entre todos los metales.
- El osmio es un metal de color gris pizarra brillante, muy duro.
- El iridio es el metal más resistente a la corrosión conocido.
- El platino es muy resistente a la corrosión y no se disuelve en la mayoría de los ácidos, pero sí en agua regia.
- El oro es el metal más maleable y dúctil que se conoce y uno de los metales menos reactivos.
- El mercurio es el único metal líquido a temperatura y presión ambiente y el más tóxico de los no radiactivos.

LANTANO



Bloque d

- [Xe]5d¹6s²
- sólido
- metal
- natural
- estable
- litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	195 pm	Radio iónico (+3)	123 pm
Radio covalente	207 pm	Volumen atómico	22,61 cm ³ /mol
Punto de fusión	920 °C	Punto de ebullición	3.464 °C
Energía ionización*	538,10 kJ/mol	Afinidad electrónica	-48 kJ/mol
Densidad	6,146 g/cm ³	Electronegatividad	1,1
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-2,38 V
Conductividad eléctrica	14,20 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	13,40 J/m.s.°C
Energía atomización	423 kJ/mol	Dureza	2,5

*Para I₁^a. **La³⁺ + 3e⁻ → La

Etimología

El nombre de lantano proviene de la palabra griega "*lanthanein*", que significa "escondido", ya que el metal permanecía como "escondido" en un mineral de cerio.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico sueco Carl Gustaf Mosander, en 1839.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales, uno estable: ^{138}La (0,09%) y otro radiactivo: ^{139}La (99,91%) con $1,05 \times 10^{11}$ años de semivida y 37 sintéticos radiactivos.

Estado natural



El lantano, pertenece al grupo de las tierras raras, y como todos ellos no existe nativo por su alta reactividad; se encuentra solo en minerales de ese grupo: monacita (CePO_4 con Y,Th,La,...), cerita ($\text{Ce}_3(\text{La,Dy,Al,Ca,Fe})\text{H}(\text{SiO}_4)_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), alanita ($((\text{Ca,Ce,La,Na})_2(\text{Al,Fe,Mg})_3[\text{OH}(\text{SiO}_4)_3])$), batnasita ($((\text{Ce,La,Dy})[(\text{CO})_3\text{F}])$) y lantanita ($((\text{La,Dy,Ce})_2\text{CO}_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O})$) (**Figura 123**).

Figura 123. Lantanita-(Ce). Québec. Canadá. Dominio público.

Obtención

Se obtiene puro por reducción del fluoruro de lantano anhidro con calcio.

Abundancia

Universo	0,0000002 % (36°)	Sol	0,0000002 % (34°)
Corteza terrestre	0,0034 % (26°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación del mischmetal

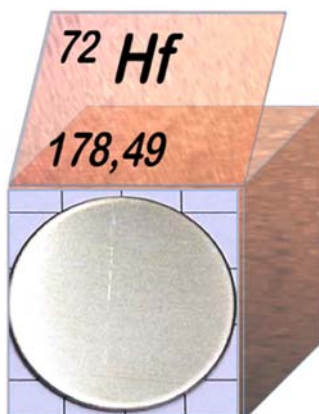
Es una aleación del lantano con cerio, neodimio, praseodimio, gadolinio e iterbio, utilizada para fabricar piedras de encendedor.

Producción de esponjas de hidrógeno con aleaciones que contienen lantano y que admiten hasta 400 veces su volumen de ese gas.

Características y reactividad

Es un metal blanco plateado, blando, dúctil, poco denso y bastante maleable. Se puede cortar con un cuchillo. Es muy poco conductor, tanto de la electricidad como del calor. Es uno de los metales de transición más reactivo.

HAFNIO



Bloque d

[Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ²
sólido
metal
natural
estable
litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	gris
Radio atómico	155 pm	Radio iónico (+4)	84 pm
Radio covalente	175 pm	Volumen atómico	13,41 cm ³ /mol
Punto de fusión	2.233 °C	Punto de ebullición	4.603 °C
Energía ionización*	658,50 kJ/mol	Afinidad electrónica	0 kJ/mol
Densidad	13,310 g/cm ³	Electronegatividad	1,3
Estado oxidación	+3,+4	Potencial normal**	-1,55 V
Conductividad eléctrica	28,50 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	23,20 J/m.s.°C
Energía atomización	619 kJ/mol	Dureza	5,5

*Para I_{1a}. **Hf⁴⁺ + 4e⁻ → Hf

Etimología

El nombre de hafnio fue puesto en honor a la ciudad en la que fue descubierto el elemento: "Copenhague", cuyo nombre en latín es "*Hafnia*".

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al físico holandés Dirk Coster y al químico físico sueco de origen húngaro George Charles von Hevesy, en 1923.

Isótopos

Tiene 5 isótopos naturales estables: ^{176}Hf (5,26%), ^{177}Hf (18,6%), ^{178}Hf (27,28%), ^{179}Hf (13,62%) y ^{180}Hf (35,08) y uno natural radiactivo: ^{174}Hf (0,16%) de 2×10^{15} años de semivida y 30 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo, sino que se encuentra en minerales junto al circonio, del que como sabemos, es difícil de separar.

Obtención

Se obtiene puro por reducción del tetracloruro de hafnio con sodio o magnesio.

Abundancia

Universo	0,00000007 % (39°)	Sol	0,0000001 % (35°)
Corteza terrestre	0,00033 % (39°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Barras de reactores

Se emplea en barras de control de reactores de submarinos nucleares.

- En lámparas de gas e incandescentes.
- Para eliminar oxígeno y nitrógeno de tubos de vacío.

Características y reactividad

Es un metal dúctil, gris plateado brillante, resistente a la corrosión al aire, debido a la formación de una película de óxido y muy parecido químicamente al circonio.

El hafnio, en polvo, arde al aire.

No es atacado por los ácidos, excepto por el HF. Tampoco lo es por los álcalis.

TANTALIO



Bloque d

[Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²
sólido
metal
natural
estable
litófilo

Estructura cristalina	c.c.c*	Color	gris
Radio atómico	145 pm	Radio iónico (+4)	68 pm
Radio covalente	170 pm	Volumen atómico	10,87 cm ³ /mol
Punto de fusión	3.017 °C	Punto de ebullición	5.458 °C
Energía ionización**	761 kJ/mol	Afinidad electrónica	-31 kJ/mol
Densidad	16,650 g/cm ³	Electronegatividad	1,5
Estado oxidación	+3,+4,+5	Potencial normal***	-0,6 V
Conductividad eléctrica	80,30 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	57,50 J/m.s.°C
Energía atomización	782 kJ/mol	Dureza	6,5

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Para I₁^a. ***Ta³⁺+ 3e⁻→ Ta

Etimología

El nombre del tantalio (anteriormente tántalo), deriva de la palabra griega "Tantalos" padre de Níobe (niobio), como vimos en la descripción de este último elemento. El tantalio y el niobio siempre están juntos en la naturaleza y tienen propiedades análogas.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico sueco Anders Gustaf Ekeberg, en 1802.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales, uno estable: ^{181}Ta (99,988%) y otro radiactivo metaestable: $^{180\text{m}}\text{Ta}$ (0,012%) de $1,2 \times 10^{15}$ años de semivida y 35 sintéticos radiactivos.

Estado natural



No se encuentra nativo. Su principal fuente natural es la mena del *coltan* ($(\text{Fe},\text{Mn})(\text{Nb},\text{Ta})_2\text{O}_6$) (**Figura 124**).

Figura 124. Coltan. Ferrocolumbita-manganotantalita. Madagascar. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Para obtener el tantalio, hay que separarlo primero del niobio y, para ello, se disuelve el mineral con ácido fluorhídrico, precipitando el $\text{K}_4\text{Ta}_4\text{O}_5\text{F}_{14}$, mientras que, el niobio queda en disolución. Después de separarlos, se reduce el $\text{K}_4\text{Ta}_4\text{O}_5\text{F}_{14}$ con sodio.

Abundancia

Universo	trazas	Sol	0
Corteza terrestre	0,00017 % (46°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Aleaciones

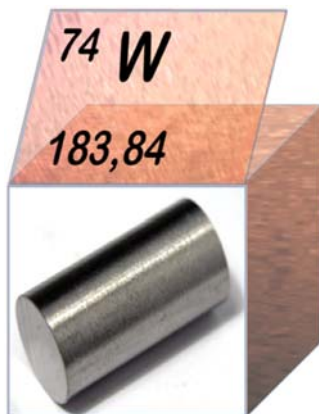
Se emplea, fundamentalmente, para obtener aleaciones con alto punto de fusión, alta resistencia, dúctiles e inoxidables.

- Fabricación de material quirúrgico, ya que es bioinerte y no produce irritación.
- El óxido de tantalio (V), se emplea en la fabricación de vidrios especiales para lentes de cámaras, ya que posee un elevado índice de refracción.

Características y reactividad

Es un metal gris brillante, dúctil, de muy alto punto de fusión y duro. Es muy resistente al ataque por los ácidos; solo se disuelve con ácido fluorhídrico o por fusión alcalina.

WOLFRAMIO



Bloque d

	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	c.c.c*	Color	gris
Radio atómico	135 pm	Radio iónico (+4)	68 pm
Radio covalente	162 pm	Volumen atómico	9,53 cm ³ /mol
Punto de fusión	3.422 °C	Punto de ebullición	5.555 °C
Energía ionización**	770 kJ/mol	Afinidad electrónica	-78,60 kJ/mol
Densidad	19,250 g/cm ³	Electronegatividad	2,36
Estado oxidación	+2,+3,+4,+5,+6	Potencial normal***	+0,1 V
Conductividad eléctrica	177 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	173 J/m.s.°C
Energía atomización	849 kJ/mol	Dureza	7,5

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Para I₁^a. ***W³⁺+ 3e⁻→ W

Etimología

El nombre de wolframio proviene del mineral “wolframita”, donde se encontró al elemento.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a los químicos españoles hermanos Fausto y Juan José D'Elhuyar, en 1783.

Isótopos

Tiene 4 isótopos naturales estables: ^{182}W (26,5%), ^{183}W (14,31%), ^{184}W (30,64%) y ^{186}W (28,43%) y uno natural radiactivo: ^{180}W (0,12%) de $1,8 \times 10^{18}$ años de semivida y 30 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No se encuentra nativo. Está presente en sus menas de los minerales wolframita $(\text{Fe,Mn})\text{WO}_4$ y scheelita (CaWO_4) (**Figura 125**).



Figura 125. *Izquierda:* Wolframita. Ledesma, Salamanca, España. *Derecha:* Scheelita. Barruecopardo, Salamanca, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología de la UCM.

Obtención

Se obtiene a partir de su mena, mediante reducción con hidrógeno o carbono del óxido y después, por purificación mediante fusión por zonas, se prepara el elemento puro.

Abundancia

Universo	0,00000005 % (41°)	Sol	0,0000004 % (32°)
Corteza terrestre	0,00011 % (50°)	Océanos	$1,2 \cdot 10^{-8}$ % (35°)
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Filamentos

El wolframio y sus aleaciones se emplean en filamentos de lámparas eléctricas.

Características y reactividad

Es un metal gris acerado, denso, muy duro pero frágil, con el mayor punto de fusión de todos los metales. Resulta muy difícil de alear y no se amalgama con el mercurio. Es relativamente inerte; resiste bien al ataque por oxígeno, ácidos y álcalis.

RENIO



Bloque d

- [Xe]4f¹⁴5d⁵6s²
- sólido
- metal
- natural
- estable
- siderófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	gris
Radio atómico	135 pm	Radio iónico (+4)	72 pm
Radio covalente	151 pm	Volumen atómico	8,86 cm ³ /mol
Punto de fusión	3.186 °C	Punto de ebullición	5.596 °C
Energía ionización*	760 kJ/mol	Afinidad electrónica	-14,50 kJ/mol
Densidad	21,020 g/cm ³	Electronegatividad	1,9
Estado oxidación	+2,+3,+4,+5,+6,+7	Potencial normal**	+0,3 V
Conductividad eléctrica	51,80 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	48 J/m.s.°C
Energía atomización	770 kJ/mol	Dureza	7

*Para I₁^a. **Re³⁺+ 3e⁻→ Re

Etimología

El nombre de renio proviene de la palabra griega "*Rhenus*", nombre del río "Rin".

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico alemán Walter Noddack, a su mujer, también química alemana, Ida Tacke-Noddack, y al compatriota de ambos, el químico físico Otto Berg, en 1925.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales, uno estable: ^{185}Re (37,4%) y otro radiactivo: ^{187}Re (62,6%) de $4,35 \times 10^{10}$ años de semivida y 31 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No se encuentra nativo, ni se han encontrado menas del metal.

Obtención

Se obtiene como subproducto del procesado del molibdeno en la tostación de la molibdenita, que contiene trazas de renio. Se comercializa en forma de polvo, aunque también se puede preparar en barras.

Abundancia

Universo	0,00000002 % (44°)	Sol	0,00000001 % (39°)
Corteza terrestre	0,00000026 % (68°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Aditivo en aleaciones

Se emplea como aditivo en aleaciones de wolframio y molibdeno para mejorar sus propiedades.

- Como catalizador.
- Como material de contacto eléctrico por su gran resistencia a la corrosión.

Características y reactividad

Es un metal gris plateado, muy denso y duro, de muy alto punto de fusión. Es soluble en ácido nítrico y en ácido sulfúrico concentrados; con los demás es estable. Resiste a la corrosión y a la oxidación, pero se empaña lentamente con la humedad. Es estable al aire, aunque a temperaturas superiores a 400 °C arde, produciendo el heptaóxido. Es muy dúctil, por lo que puede doblarse, formar bobinas, etc.

OSMIO



Bloque d

[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²
sólido
metal
natural
estable
siderófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	gris pizarra
Radio atómico	130 pm	Radio iónico (+3)	81 pm
Radio covalente	144 pm	Volumen atómico	8,41 cm ³ /mol
Punto de fusión	3.033 °C	Punto de ebullición	5.012 °C
Energía ionización*	840 kJ/mol	Afinidad electrónica	-106,10 kJ/mol
Densidad	22,590 g/cm ³	Electronegatividad	2,2
Estado oxidación	+2,+3,+4,+5,+6,+7,+8	Potencial normal**	+0,838 V
Conductividad eléctrica	105,30 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	87,60 J/m.s.°C
Energía atomización	791 kJ/mol	Dureza	7

*Para I₁^a. ** OsO₄+8H⁺+8e⁻ → Os+4H₂O

Etimología

El nombre de osmio proviene de la palabra griega "osme" que significa "olor", debido a que el tetraóxido tiene un intenso olor muy desagradable.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico británico Smithson Tennant, en 1804.

Isótopos

Tiene 5 isótopos naturales estables: ^{187}Os (1,6%), ^{188}Os (13,3%), ^{189}Os (16,1%), ^{190}Os (26,4%) y ^{192}Os (41,0%) y 2 naturales radiactivos: ^{184}Os (0,02%) y ^{186}Os (1,58%), de $5,6 \times 10^{13}$ y $2,0 \times 10^{15}$ años de semivida, respectivamente y 28 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Solo se encuentra nativo en los minerales de la mena del platino y en muy pequeña cantidad.

Obtención

Se obtiene como subproducto de la minería del níquel.

Abundancia

Universo	0,0000003 % (35°)	Sol	0,0000002 % (34°)
Corteza terrestre	0,00000018 % (69°)	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Aleaciones

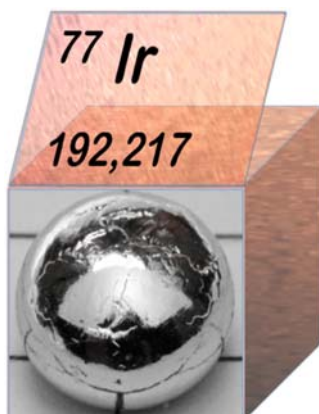
Casi todo el osmio se utiliza en aleaciones muy duras con el platino y los metales de su mena, que sirven para fabricar puntas de plumas estilográficas, agujas de fonógrafos, contactos eléctricos, etc.

El tetraóxido de osmio, se usa para detectar huellas dactilares y en la tinción de tejidos grasos para microscopía.

Características y reactividad

Es un metal de color gris pizarra brillante, muy duro. Se considera que tiene la máxima densidad de entre todos los elementos ($22,59 \text{ g/cm}^3$), seguido muy de cerca por el iridio ($22,56 \text{ g/cm}^3$), aunque estos valores son discutibles, como veremos en la descripción del iridio. Es bastante estable al aire, pero en forma de polvo o esponjosa produce tetraóxido de osmio. Se disuelve en ácido nítrico, ácido sulfúrico caliente y compuestos alcalinos fundidos, como NaOH con Na_2O_2 . Los hidrácidos no lo atacan.

IRIDIO



Bloque d

- [Xe]4f¹⁴5d⁷6s²
- sólido
- metal
- natural
- estable
- siderófilo

Estructura cristalina	c.c.*	Color	plata
Radio atómico	135 pm	Radio iónico (+2)	89 pm
Radio covalente	141 pm	Volumen atómico	8,49 cm ³ /mol
Punto de fusión	2.466 °C	Punto de ebullición	4.428 °C
Energía ionización**	880 kJ/mol	Afinidad electrónica	-151 kJ/mol
Densidad	22,560 g/cm ³	Electronegatividad	2,2
Estado oxidación	+2,+3,+4,+5,+6	Potencial normal***	+1,15 V
Conductividad eléctrica	188,70 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	147 J/m.s.°C
Energía atomización	665 kJ/mol	Dureza	6,5

*Cúbica centrada en las caras. **Para I_{1a}. ***Ir³⁺+ 3e⁻→ Ir

Etimología

El nombre de iridio proviene de la palabra griega "iris" que significa "arco iris", debido a que los compuestos de iridio presentan una gran variedad de colores.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico británico Smithson Tennant, en 1804.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales y estables: ^{191}Ir (37,3%) y ^{193}Ir (62,7%) y 33 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Como el osmio, se encuentra nativo aleado en minerales de la mena del platino.

Obtención

Se obtiene como subproducto de la minería del níquel.

Abundancia

Universo	0,0000002 % (36°)	Sol	0,0000002 % (34°)
Corteza terrestre	0,00000004 % (72°)	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Aleaciones

Para endurecer al platino.

Características y reactividad

Es un metal blanco plateado ligeramente amarillento, muy denso, muy duro y quebradizo, por lo que es difícil de trabajar. Es el metal más resistente a la corrosión conocido. No es atacado por los ácidos, ni por el agua regia. Se disuelve con una disolución de NaClO_3 en HCl concentrado a altas temperaturas.

Al osmio, se le considera el elemento más denso, debido a que su valor, tomado por medidas directas es el mayor, seguido del iridio. Sin embargo, actualmente, el cálculo de densidades, a partir de las redes respectivas, considerados más fiables, han dado valores de $22,65 \text{ g/cm}^3$ para el iridio y $22,61 \text{ g/cm}^3$ para el osmio. Por tanto, no está claro cuál es el más denso. Digamos, que ambos lo son.

La definición actual del kilogramo es: “la masa que tiene el prototipo internacional, compuesto de una aleación de platino e iridio, que se guarda en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas (BIPM) en Sèvres, cerca de París (Francia)”.

PLATINO



Bloque d

[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹
sólido
metal
natural
estable
siderófilo

Estructura cristalina	c.c.*	Color	gris
Radio atómico	135 pm	Radio iónico (+2)	85 pm
Radio covalente	136 pm	Volumen atómico	9,10 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.768,30 °C	Punto de ebullición	3.825 °C
Energía ionización**	870 kJ/mol	Afinidad electrónica	-205,30 kJ/mol
Densidad	21,450 g/cm ³	Electronegatividad	2,28
Estado oxidación	+2,+4,+5,+6	Potencial normal***	+1,18 V
Conductividad eléctrica	94,30 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	71,60 J/m.s.°C
Energía atomización	565 kJ/mol	Dureza	3,5

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a. ***Pt²⁺ + 2e⁻ → Pt

Etimología

El nombre de platino proviene de la palabra española "*platina*", ya que el metal presentaba un gran parecido con la plata.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al oficial de la marina española, Antonio de Ulloa, mientras viajaba de Colombia a Perú en una expedición científica, en 1748.

Isótopos

Tiene 5 isótopos naturales estables: ^{192}Pt (0,782%), ^{194}Pt (32,967%), ^{195}Pt (33,832%), ^{196}Pt (25,242%) y ^{198}Pt (7,163) y uno natural radiactivo: ^{190}Pt (0,014%) de $6,5 \times 10^{11}$ años de semivida y 31 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra nativo, junto con los elementos de su mena.

Obtención

A partir de los minerales de su mena por diferentes métodos, se obtiene un platino bruto (80%) del que por tratamiento con agua regia se separan dos fracciones: a) *platinoiridio* (platino, rodio, iridio y paladio) soluble en agua regia y b) *osmioiridio* (osmio, iridio, rodio y rutenio) insoluble en aquella. Para la separación de los distintos metales, se utiliza la diferente solubilidad de las sales y la distinta estabilidad de los estados de oxidación de los elementos.

Abundancia

Universo	0,0000005 % (33°)	Sol	0,0000009 % (28°)
Corteza terrestre	0,0000037 % (62°)	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación de material de laboratorio

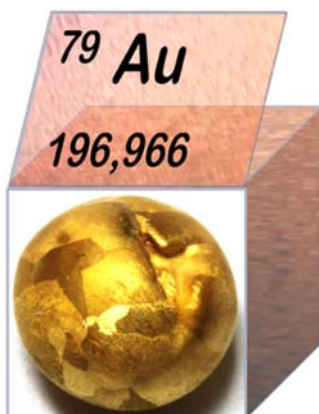
Por su alto punto de fusión y resistencia a la corrosión.

- Se utiliza en joyería y en la fabricación de material de laboratorio.
- Los ánodos de platino, se usan en los sistemas de protección catódica de grandes barcos, contenedores marinos, oleoductos-gaseoductos, embarcaderos de acero, etc.
- Se emplea como catalizador para la síntesis de ácido sulfúrico, en el craqueo de petróleo y en los tubos de escape de los coches para reducir la contaminación atmosférica.

Características y reactividad

Es un metal blanco grisáceo, blando, maleable, muy denso y dúctil; es muy resistente a la corrosión y no se disuelve en la mayoría de los ácidos, pero sí en agua regia.

ORO



Bloque d

- [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s¹
- sólido
- metal
- natural
- estable
- siderófilo

Estructura cristalina	c.c.*	Color	oro
Radio atómico	135 pm	Radio iónico (+1)	137 pm
Radio covalente	136 pm	Volumen atómico	10,20 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.064,18 °C	Punto de ebullición	2.856 °C
Energía ionización**	890,10 kJ/mol	Afinidad electrónica	-222,80 kJ/mol
Densidad	19,30 g/cm ³	Electronegatividad	2,54
Estado oxidación	+1,+3	Potencial normal***	+1,7 V
Conductividad eléctrica	446,40 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	318 J/m.s.°C
Energía atomización	366 kJ/mol	Dureza	2,5

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a. ***Au⁺+ e⁻→ Au

Etimología

El nombre de oro proviene del latín "aurum", con ese significado.

Descubridor

Se conoce desde la antigüedad.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ¹⁹⁷Au y 36 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra nativo en forma de pepitas. Sus minerales son: calaverita (AuTe₂), silvanita [(Au,Ag)Te₄] y kalgoorlita [(Au,Ag)₂Te].

Obtención

Se obtiene a partir de sus minerales. Para ello, se muele, se arrastra con agua para separar las partículas de oro por densidad y se amalgaman con mercurio; al destilar el mercurio queda oro con una riqueza del 70%, que después se refina por electrolisis o por el método Miller, que consiste en pasar una corriente de Cl₂ por el fundido de oro bruto.

Abundancia

Universo	0,00000006 % (40°)	Sol	0,0000001 % (35°)
Corteza terrestre	0,00000031 % (66°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0,00001 % (23°)

Aplicaciones

Fabricación de monedas

Es un patrón del sistema monetario.

- En el trabajo de la orfebrería de joyas y ornamentos, donde puede estar aleado con otros metales, como la plata y el cobre. Su pureza se mide en quilates (1quilate= 200 mg). El oro en estado puro es de 24 quilates.
- Se usa en el recubrimiento de satélites artificiales por ser inerte y un buen reflector de la radiación infrarroja.
- Los medicamentos con sales de oro, son fármacos para el tratamiento de la artritis.
- El isótopo ¹⁹⁸Au es un fármaco para el tratamiento del cáncer.

Características y reactividad

Se dispone de oro del 99,999% de pureza. Es de un color amarillo característico, muy denso y blando; es el metal más maleable y dúctil que se conoce y uno de los metales menos reactivos; no es atacable por el aire, calor, humedad o agentes químicos simples, pero se disuelve en mezclas químicas con cloruros, bromuros o yoduros, en cianuros alcalinos y en agua regia. Es un muy buen conductor de la electricidad y del calor, pero menos que la plata y el cobre.

MERCURIO



Bloque d

- [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²
- líquido
- metal
- natural
- estable
- calcófilo

Estructura cristalina	romboédrica	Color	plata
Radio atómico	150 pm	Radio iónico (+2)	112 pm
Radio covalente	132 pm	Volumen atómico	14,81 cm ³ /mol
Punto de fusión	-38,83 °C	Punto de ebullición	356,73 °C
Energía ionización*	1.007 kJ/mol	Afinidad electrónica	0 kJ/mol
Densidad	13,534 g/cm ³	Electronegatividad	2,0
Estado oxidación	+1,+2	Potencial normal**	+0,85 V
Conductividad eléctrica	10,20 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	8,30 J/m.s.°C
Energía atomización	61 kJ/mol	Dureza	-

*Para I₁^a. **Hg²⁺+ 2e⁻→ Hg

Etimología

El nombre de mercurio es en honor al alado mensajero divino "Mercurio", debido a la movilidad del metal. El origen del símbolo, proviene de la palabra latina "*hydrargyrum*", que significa "plata líquida", debido al aspecto plateado del metal y a su estado líquido.

Descubridor

Se conoce desde la antigüedad.

Isótopos

Tiene 7 isótopos naturales y estables: ^{196}Hg (0,15%), ^{198}Hg (9,97%), ^{199}Hg (16,87%), ^{200}Hg (23,1%), ^{201}Hg (13,18%), ^{202}Hg (29,86%) y ^{204}Hg (6,87%) y 27 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Se encuentra nativo, pero raras veces. En sus minerales, se puede ver en forma de gotitas. Su mena es el cinabrio (HgS), cuyas mayores reservas mundiales se encuentran en Almadén (Ciudad Real, España) (**Figura 126**).

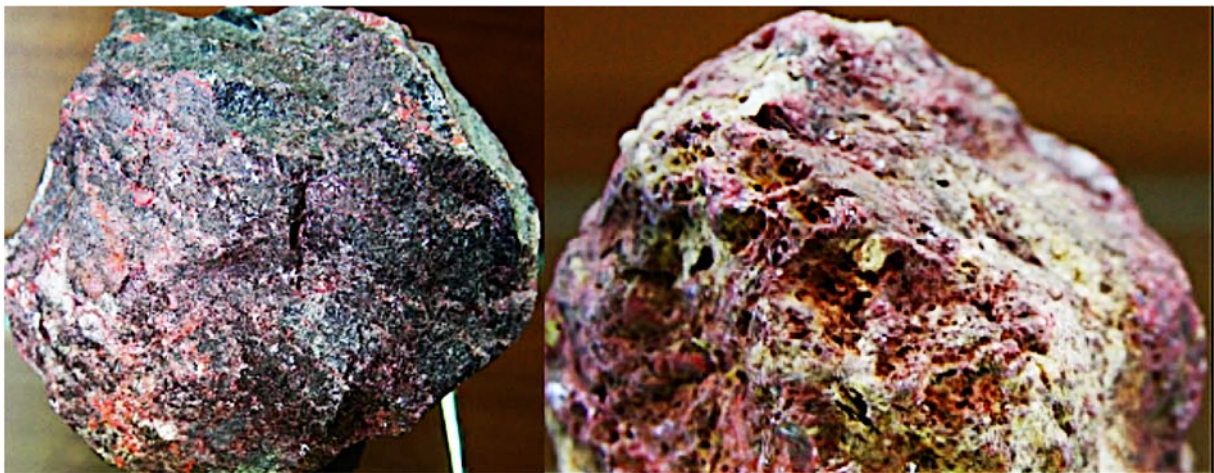


Figura 126. Dos muestras de cinabrio. **Izquierda:** Almadén, España. **Derecha:** Minas de Tarna, Asturias, España. Colección de minerales del Departamento de Edafología de la UCM.

Obtención

Se obtiene a partir de su mena por calentamiento en un horno a 700 °C, en una corriente de aire.

Abundancia

Universo	0,0000001 % (37°)	Sol	0,000002 % (26°)
Corteza terrestre	0,0000067 % (60°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación de instrumentos

Termómetros, barómetros, bombas de difusión y otros.

- Fabricación de lámparas de vapor para iluminación y en anuncios luminosos.
- Fabricación de pesticidas.
- Cátodo para la electrolisis de cloruros alcalinos.
- Amalgamas dentales.
- Pinturas antisuciedad.
- Como catalizador.
- El fulminato de mercurio se utiliza como detonador en explosivos.

Características y reactividad

El mercurio puro es inodoro y, el único metal líquido a temperatura y presión ambiente. Se alea fácilmente con casi todos los metales, menos con el hierro, para formar las denominadas amalgamas. Es insoluble en agua y soluble en ácido nítrico. A temperaturas de 20-25 °C, se empieza a evaporar lentamente en un vapor muy tóxico.

Es el elemento no radiactivo que más problemas causa para la salud humana. La toxicología del mercurio es diferente según su especie química, y si la intoxicación es aguda o crónica. Las especies químicas que entran por vía gastrointestinal en el ser humano son: Hg metal, Hg^{2+} y las especies orgánicas de mercurio. La absorción del primero por esta vía, es por ingesta accidental, y no se absorbe más del 0,01%. El Hg^{2+} , sin embargo, se puede absorber hasta un 15%, y las especies orgánicas hasta el 80%, por lo que potencialmente son muy tóxicas; mientras que por la vía respiratoria se absorben dos: Hg vapor y HgO en forma de partículas, ambas en un 80-90%, por lo que suponen un mayor peligro.

Las especies orgánicas de mercurio son de metabolización intracelular, atraviesan la barrera hematoencefálica y se acumulan en el cerebro; son de difícil eliminación y, por todo ello, resultan las especies de mercurio más tóxicas, mientras que las inorgánicas se disuelven fácilmente en el plasma, sobre todo el Hg^{2+} . La especie más tóxica es el metilmercurio, que se acumula en los peces y puede pasar al hombre por las cadenas tróficas.


Típica de los efectos tóxicos del Hg^{2+} y de los calomelanos (Hg_2Cl_2), es la llamada *enfermedad rosa* o acrodinia, que es una reacción de hipersensibilidad, con eritema en extremidades, tórax y cara, fotofobia, taquicardia y diarrea.

17

ELEMENTOS DE TRANSICIÓN: CUARTA SERIE

The image shows a 3D periodic table of elements. The 4th transition series, consisting of elements from atomic number 89 to 112, is highlighted in yellow. The table includes the following elements:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	He
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
LANTANOIDES		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
ACTINOIDES		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		








- Son todos radiactivos. El actinio es natural, los demás son artificiales.
- El actinio es una fuente de rayos alfa, siendo hasta 150 veces más activo que el radio.
- Rutherfordio, dubnio y seaborbio fueron obtenidos simultáneamente, en el Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna y en la Universidad de California, Berkeley.
- El bohrio, fue obtenido por el Instituto Central de Investigaciones Nucleares de Dubna.
- El hassio, meitnerio, darmstadio, roentgenio y copernicio fueron obtenidos por el Laboratorio de Investigación de Iones Pesados de Darmstadt, Alemania.
- Del copernicio solo se han obtenido 4 átomos y su aspecto es desconocido.
- El actinio, se obtiene por reducción del fluoruro de actinio anhidro con litio en estado de vapor.
- El resto de los elementos de este grupo, se sintetizan mediante reacciones de colisión o bombardeo entre isótopos, iones, átomos o núcleos.

ACTINIO



Bloque d

	[Rn]6d ¹ 7s ²
	sólido
	metal
	natural
	radiactivo

Estructura cristalina	cúbica	Color	plata brillante
Radio atómico	195 pm	Radio iónico (+3)	118 pm
Radio covalente	215 pm	Volumen atómico	22,57 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.050 °C	Punto de ebullición	3.200 °C
Energía ionización*	499 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	10,070 g/cm ³	Electronegatividad	1,1
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-2,2 V
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	385 kJ/mol	Dureza	-
Periodo de semivida			21,773 años

*Para I₁, **Ac³⁺ + 3e⁻ → Ac

Etimología

El nombre de actinio proviene de la palabra griega "aktinos", que significa "rayo", por su radiactividad.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico y físico francés André-Louis Debierne, en 1899.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural radiactivo: ^{227}Ac y 35 sintéticos radiactivos.

Estado natural

Asociado a minerales de uranio, se puede encontrar en la pechblenda (UO_2), a niveles de trazas.

Obtención

Se obtiene por reducción del fluoruro de actinio anhidro con litio en estado de vapor.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	trazas	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fuente de neutrones

Para investigaciones científicas.

Generador de energía termoeléctrica.

Características y reactividad

Los principales productos de desintegración del ^{227}Ac son: ^{227}Th , ^{223}Ra y otros, entre los que se incluyen, isótopos de radón, bismuto, polonio y plomo. Es una fuente de rayos alfa, siendo hasta 150 veces más activo que el radio.

Da nombre a la serie de elementos denominada actinoides, que van desde el torio (Z=90) al laurencio (Z=103).

RUTHERFORDIO



Bloque d

	[Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Radio atómico	214 pm	Estado oxidación	+4
Radio iónico		+4	67 pm
Periodo de semivida		²⁶⁵ Rf	13 horas

Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es de cero.

Etimología

El nombre de rutherfordio es en honor de Ernest Rutherford.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al Instituto Central de Investigaciones Nucleares de Dubna, Rusia (bombardeando plutonio con neón) y al Laboratorio Nacional Lawrence Livermore de la Universidad de California, Berkeley, Estados Unidos (bombardeando curio con oxígeno), en 1964.

Isótopos

Tiene 12 isótopos sintéticos radiactivos. El más estable es el ²⁶⁵Rf.

Obtención

Por los métodos originales: el ²⁵⁹Rf, por bombardeo de plutonio con neón (Instituto de Dubna) y los isótopos ²⁵⁷Rf, ²⁵⁸Rf por bombardeo de californio con carbón y ²⁶⁰Rf por bombardeo de curio con oxígeno (los tres sintetizados en Berkeley).

DUBNIO



Bloque d

	[Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Radio atómico	206 pm	Estado oxidación	+5
Radio iónico		+5	68 pm
Periodo de semivida		²⁶⁸ Db	5,6 horas

Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es de cero.

Etimología

El nombre de es en honor del Instituto Central de Investigaciones Nucleares de Dubna.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna, Rusia (bombardeando americio con neón), en 1968 y al Laboratorio Lawrence Livermore, Berkeley, Estados Unidos (bombardeando californio con neón), en 1970.

Isótopos

Tiene 2 isótopos sintéticos radiactivos. El más estable es el ²⁶⁸Db.

Obtención

Por los métodos originales.

SEABORGIO



Bloque d

	[Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Radio atómico	198 pm	Estado oxidación	+6
Radio iónico		+5	86 pm
Periodo de semivida		²⁷¹ Sg	120 minutos

Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es de cero.

Etimología

El nombre del seaborgio es en honor a Glenn T. Seaborg, químico nuclear norteamericano ganador de un premio Nobel.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna, Rusia (bombardeando plomo con cromo) y al Laboratorio Lawrence Livermore, Berkeley, Estados Unidos (bombardeando californio con oxígeno), en 1974.

Isótopos

Tiene 9 isótopos sintéticos radiactivos. El más estable es el ²⁷¹Sg.

Obtención

Por los métodos originales.

BOHRIO



Bloque d

	[Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Radio atómico	193 pm	Estado oxidación	+7
Radio iónico		+5	83 pm
Periodo semivida		²⁷⁴ Bh	90 minutos

Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es de cero.

Etimología

El nombre de bohrio es en honor del físico danés Niels Bohr.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al Centro de Investigaciones de Iones Pesados de Darmstadt, Alemania, con un equipo liderado por Peter Armbruster, en 1981.

Isótopos

Tiene 8 isótopos sintéticos radiactivos. El más estable es el ²⁷⁴Bh.

Obtención

La original: bombardeando ²⁰⁹Bi con núcleos de ⁵⁴Cr.

HASSIO



Bloque d

	[Rn]5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Radio atómico	190 pm	Estado oxidación	Desconocido
Radio iónico		+4	80 pm
Periodo semivida		²⁷⁶ Hs	67 minutos

Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es de cero.

Etimología

El nombre de hassio procede del latín "*Hassias*" que significa "Hess", que es como se denomina a un estado alemán.

Descubridor

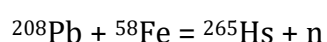
Su descubrimiento se le atribuye al Centro de Investigación de Iones Pesados de Darmstadt, Alemania, con un equipo liderado por Peter Armbruster, en 1984.

Isótopos

Tiene 7 isótopos sintéticos radiactivos. El más estable es el ²⁷⁶Hs .

Obtención

Mediante bombardeo de un blanco de ²⁰⁸Pb con átomos de ⁵⁸Fe según el proceso:



MEITNERIO



Bloque d

-  [Rn]5f¹⁴6d⁷7s²
-  sólido
-  metal
-  sintético
-  radiactivo

Radio atómico	185 pm	Estado oxidación	Desconocido
Radio iónico		+3	83 pm
Periodo semivida		²⁷⁸ Mt	30 minutos

Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es de cero.

Etimología

El nombre de meitnerio es en honor de la física austríaca Lise Meitner.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al Centro de Investigación de Iones Pesados de Darmstadt, Alemania, con un equipo liderado por Peter Armbruster, en 1982.

Isótopos

Tiene 7 isótopos sintéticos radiactivos. El más estable es el ²⁷⁸Mt.

Obtención

Mediante el bombardeo de un blanco de núcleos de ²⁰⁹Bi con núcleos de ⁵⁸Fe, acelerados con la energía suficientemente alta para superar las fuerzas repulsivas y que se produzca el proceso de fusión.

DARMSTADIO



Bloque d



Radio atómico	182 pm	Estado oxidación	Desconocido
Periodo semivida		²⁸¹Ds	4 minutos

Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es de cero.

Etimología

El nombre de darmstadio o darmstadtio es en honor del Laboratorio de Investigación de Iones Pesados de Darmstadt.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al Centro de Investigación de Iones Pesados de Darmstadt, Alemania, con un equipo liderado por Sigurd Hofmann y Peter Armbruster, en 1994.

Isótopos

Tiene 11 isótopos sintéticos radiactivos. El más estable es el ²⁸¹Ds .

Obtención

Por bombardeo de isótopos de ²⁰⁸Pb con iones acelerados de ⁶²Ni en un acelerador de iones pesados.

ROENTGENIO



Bloque d

	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ¹
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Radio atómico	179 pm	Estado oxidación	Desconocido
Periodo semivida		²⁸³Rg	10 minutos

Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es de cero.

Etimología

El nombre de roentgenio es en honor del Premio Nobel Wilhelm Conrad Roentgen.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al Centro de Investigación de Iones Pesados de Darmstadt, Alemania, con un equipo liderado por Peter Armbruster, en 1994.

Isótopos

Tiene 7 isótopos sintéticos radiactivos. El más estable es el ²⁸³Rg.

Obtención

Se obtiene por bombardeo de hojas de bismuto con iones de níquel, decayendo en 15 milisegundos.

COPERNICIO



Bloque d



[Rn]5f¹⁴6d¹⁰7s²



sintético



radiactivo

Radio atómico	176 pm	Estado oxidación	Desconocido
Periodo semivida		²⁸⁵ Cn	40 minutos

Se desconoce su reactividad. No tiene aplicaciones y su abundancia es de cero.

Etimología

El nombre de copernicio es en honor de Nicolás Copérnico.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al Centro de Investigación de Iones Pesados de Darmstadt, Alemania, con un equipo liderado por Sigurd Hofmann, en 1996.

Isótopos

Tiene 8 isótopos sintéticos radiactivos. El más estable es el ²⁸⁵Cn.

Obtención

Hasta ahora, solo se han obtenido 4 átomos de este elemento, mediante fusión de un átomo de cinc con uno de plomo, en un acelerador de iones pesados.

Su aspecto es desconocido.

CARACTERÍSTICAS DE LOS ELEMENTOS DE TRANSICIÓN

En general, y considerando aparte a los elementos del grupo 12, los metales de transición del bloque *d* son metales duros, a excepción de plata, lantano y oro, pero quebradizos, de altos puntos de fusión y buenos conductores del calor y de la electricidad. En condiciones ambientales son todos sólidos, excepto el mercurio, que como ya hemos indicado anteriormente, es líquido.

Las propiedades periódicas de los elementos muestran unas tendencias, con pequeñas diferencias, a lo largo de cada serie, que se pueden explicar por la carga nuclear efectiva creciente. Por ejemplo, en la primera serie de transición (cuarto periodo), se están agregando electrones a los orbitales *3d* desde el Sc al Zn. Los electrones *3d* sirven de “escudo” a los electrones más externos *4s*, lo que neutraliza el aumento de la carga nuclear. Por ello, la carga nuclear efectiva que experimentan los electrones *4s*, aumenta poco a poco, lo que produce una muy moderada disminución del radio atómico a lo largo de la serie. Lo mismo ocurre en la segunda y tercera serie.

El radio atómico de los elementos del grupo 3 sigue la tendencia esperada: Sc<Y<La, pero en el grupo 4, el hafnio tiene el mismo radio atómico que el circonio (155 pm), lo que es debido a la denominada contracción lantánida, que es un efecto provocado en la serie de los lantanoides, porque el llenado de los orbitales *4f* produce un aumento constante de la carga nuclear efectiva y, como consecuencia, una contracción en el radio. Esta última acción, se enfrenta al aumento que se puede esperar en el radio al pasar de la segunda a la tercera serie y, debido a ello, los metales de cada grupo tienen una gran similitud en sus propiedades químicas, lo que justifica, por ejemplo, que circonio y hafnio se presenten siempre juntos en la naturaleza y sea muy difícil el separarlos.

Los potenciales redox son muy variados, resultando, en general, que los primeros elementos de cada serie son reductores, por lo que se oxidan con facilidad. Las electronegatividades, siguen la tendencia de disminuir conforme descendemos en los grupos y aumentar hacia la derecha dentro de los periodos en los primeros elementos de cada serie, después no hay una tendencia clara. Las energías de ionización son bajas, aumentando hacia la derecha en los periodos. Las afinidades electrónicas son, en general, negativas, aun así, lo que se forman son los cationes.

La mayoría de los elementos de las series de transición del bloque *d*, son paramagnéticos: escandio, titanio, vanadio, manganeso, itrio, circonio, niobio, molibdeno, tecnecio, rutenio, rodio, paladio, lantano, hafnio, tantalio, wolframio, renio, osmio, iridio y platino; unos pocos son diamagnéticos: cobre, cinc, plata, cadmio, oro y mercurio y otros, presentan características ferromagnéticas: cobalto, hierro y níquel, mientras que solo el cromo es antiferromagnético.

Explicaremos lo anterior:

El electrón se comporta como un imán al tener un momento magnético de espín. En un elemento o sustancia hay dos posibilidades, o bien todos los electrones están apareados o al menos uno, no lo está. En el primer caso, si los electrones se enfrentan a un campo magnético, el elemento es repelido, ya que los momentos magnéticos de los electrones se anulan mutuamente y se dice que es diamagnético. Al contrario, cuando los electrones no están apareados, la distribución de los momentos magnéticos es al azar, pero al enfrentarla a un campo magnético, los momentos magnéticos se alinean paralelos unos a otros y la sustancia es atraída hacia el campo magnético. Entonces, se dice que es paramagnético.

Pero, hay una forma mucho más fuerte de magnetismo, que es el llamado ferromagnetismo, propio de los imanes de hierro, pero también del cobalto o níquel. El ferromagnetismo se produce cuando los electrones desapareados de un sólido sufren la influencia de la orientación de los electrones de sus vecinos. Cuando un sólido ferromagnético se coloca en un campo magnético, los electrones tienden a alinearse a lo largo del campo magnético y la atracción resultante puede ser hasta un millón de veces más fuerte que la correspondiente a una sustancia paramagnética no ferromagnética. Al cesar el campo magnético externo, continúan las interacciones entre los electrones y conserva un momento magnético, por lo que se denomina imán permanente.

Sin embargo, cuando el ordenamiento de los momentos magnéticos es en la misma dirección pero en sentidos opuestos, se produce el denominado antiferromagnetismo. Si el valor absoluto de los momentos magnéticos apareados es el mismo, se anulan y si son diferentes se reduce.

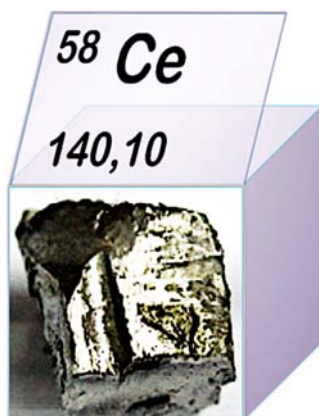
18

LANTANOIDES

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	He
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
LANTANOIDES	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
ACTINOIDES	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

- Todos los metales del grupo deben de guardarse en aceite mineral o en bolsas de plástico selladas.
- En general, son metales pesados de color plata, blandos, maleables y dúctiles.
- Son discretos conductores de la electricidad y del calor.
- Son elementos muy reductores, por lo que se oxidan con facilidad.
- Se encuentran en minerales de las tierras raras, excepto prometio.
- El europio y el cerio son los más reactivos del grupo.
- Aunque tienen pocos usos, sus aplicaciones magnéticas son muy interesantes.
- A pesar de llamarse tierras raras, no son escasos en la naturaleza. Son raros, porque son difíciles de obtener.
- El más abundante del grupo es el cerio.
- Pequeñas impurezas cambian mucho las propiedades físicas de estos elementos.
- Iterbio, terbio y erbio junto al itrio, se descubrieron juntos en la misma mina.

CERIO



Bloque f

	[Xe]4f ¹ 5d ¹ 6s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	185 pm	Radio iónico (+3)	107 pm
Radio covalente	204 pm	Volumen atómico	20,69 cm ³ /mol
Punto de fusión	798 °C	Punto de ebullición	3.360 °C
Energía ionización*	534,40 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	6,689 g/cm ³	Electronegatividad	1,12
Estado oxidación	+3,+4	Potencial normal**	-2,336 V
Conductividad eléctrica	13,30 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	11,30 J/m.s.°C
Energía atomización	419 kJ/mol	Dureza	2,5

*Para I₁^a. **Ce³⁺+ 3e⁻→ Ce

Etimología

El nombre de cerio es por el asteroide "*Ceres*", descubierto dos años antes que el elemento.

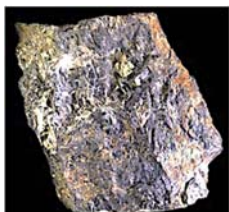
Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al naturalista, físico, químico, geólogo sueco Wilhelm von Hisinger, al químico y también sueco Jöns Jacob Berzelius y al químico alemán Martin Klaproth, en 1803.

Isótopos

Tiene 3 isótopos naturales estables: ^{136}Ce (0,19%), ^{138}Ce (0,25%) y ^{140}Ce (88,48%) y uno natural radiactivo: ^{142}Ce (11,08%) de 5×10^{16} años de semivida y 35 sintéticos radiactivos.

Estado natural



No está nativo. Se encuentra en la cerita ($\text{Ce}_9\text{Fe}(\text{SiO}_4)_6(\text{SiO}_3)(\text{OH})_3$) que es su mena y en los minerales: bastnasita ($(\text{Ce},\text{La},\text{Y})\text{CO}_3\text{F}$), monacita (CePO_4) y alanita ($(\text{Ca},\text{Ce},\text{La},\text{Na})_2(\text{Al},\text{Fe},\text{Mg})_3[\text{OH}(\text{SiO}_4)_3]$) (Figura 127).

Figura 127. Cerita. Västmanland, Suecia. Licencia de Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se obtiene mediante reducción metalotérmica del fluoruro de cerio (III) con calcio o magnesio en atmósfera inerte, o por electrólisis del cloruro de cerio (III) fundido.

Abundancia

Universo	0,000001 % (28°)	Sol	0,0000004 % (32°)
Corteza terrestre	0,006 % (25°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación del mischmetal

Como dijimos en el lantano, es una aleación del lantano con cerio, neodimio, praseodimio, gadolinio e iterbio, utilizada para fabricar piedras de encendedor.

- El óxido, se emplea como catalizador de hidrocarburos en los hornos autolimpiables, incorporándolo a las paredes de los mismos.
- Se emplea como catalizador en el refinado del petróleo.

Características y reactividad

Es un metal maleable y dúctil, que se inflama si se corta con un cuchillo. A excepción del europio, es el más reactivo de los lantanoides y se oxida muy fácilmente. Reacciona con agua fría lentamente y en caliente más rápidamente y con alcohol, álcalis y ácidos. Es el más abundante de las tierras raras.

PRASEODIMIO



Bloque f

	[Xe]4f ³ 6s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	185 pm	Radio iónico (+3)	106 pm
Radio covalente	203 pm	Volumen atómico	20,80 cm ³ /mol
Punto de fusión	931 °C	Punto de ebullición	3.290 °C
Energía ionización*	527 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	6,640 g/cm ³	Electronegatividad	1,13
Estado oxidación	+3,+4	Potencial normal**	-2,353 V
Conductividad eléctrica	14,70 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	12,50 J/m.s.°C
Energía atomización	356 kJ/mol	Dureza	1,4

*Para I_{1a}. **Pr³⁺+ 3e⁻→ Pr

Etimología

El nombre de praseodimio proviene de las palabras griegas "*prasios*" y "*didymos*", que significan "gemelo verde" debido a que el praseodimio y el neodimio se encontraron juntos como los gemelos y verde porque el praseodimio adquiere esa coloración al aire.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al científico e inventor austríaco Carl Auer von Welsbach, en 1885.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ^{141}Pr y 38 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en los minerales de cerio y neodimio, esencialmente, en la monacita y bastnasita.

Obtención

Se prepara mediante metalotermia de cloruro o fluoruro de praseodimio anhidros con calcio.

Abundancia

Universo	0,0000002 % (36°)	Sol	0,0000001 % (35°)
Corteza terrestre	0,00086 % (35°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Industria cinematográfica

Se emplea en los arcos de carbono de la industria cinematográfica, para iluminación y proyección.

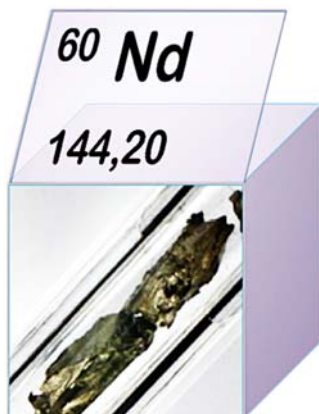
- Forma parte de la aleación mischmetal.
- Las sales de praseodimio se utilizan para fabricar vidrios y esmaltes coloreados.
- Fabricación de gafas de didimio, que es una mezcla de neodimio, praseodimio y algo de lantano, con aplicación para los sopladores de vidrio.

Características y reactividad

Es un metal muy blando, plateado, maleable y dúctil. Es algo más resistente a la corrosión al aire que europio, lantano, cerio o neodimio, formando una capa de óxido verde exfoliable, pero que expone al resto a la oxidación. Por ello, al igual que en el resto de las tierras raras hay que guardarlo en ampollas selladas rellenas de aceite mineral ligero o en bolsas de plástico herméticas.

La mezcla de praseodimio y neodimio (didimio) da a las gafas una tinción azul, que es el resultado de la absorción de la longitud de onda correspondiente al amarillo del sodio del cristal soldado, por lo que se puede mirar directamente al soplete.

NEODIMIO



Bloque f

	[Xe]4f ⁴ 6s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	185 pm	Radio iónico (+3)	104 pm
Radio covalente	201 pm	Volumen atómico	20,59 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.021 °C	Punto de ebullición	3.100 °C
Energía ionización*	533,10 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	7,010 g/cm ³	Electronegatividad	1,14
Estado oxidación	+2,+3,+4	Potencial normal**	-2,323 V
Conductividad eléctrica	15,40 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	16,50 J/m.s.°C
Energía atomización	328 kJ/mol	Dureza	1,2

*Para I₁^a. **Nd³⁺+ 3e⁻→ Nd

Etimología

El nombre de neodimio proviene de las palabras griegas "*neos*" y "*didymos*", que significan "nuevo" y "gemelo". Al neodimio se le llamó nuevo, ya que al praseodimio se le había dado el nombre de gemelo verde.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye, como al praseodimio, al austriaco Carl Auer von Welsbach, en 1885. En 1841, Carl Mosander obtuvo del mineral cerita la didimia, ya que

era gemelo inseparable del lantano, y aunque creyó que era un nuevo elemento, en realidad era mezcla de dos, tal como demostró von Welsbach, que separó la didimia en otras dos tierras, praseodimia y neodimia, que daban sales de diferentes colores.

Isótopos

Tiene 5 isótopos naturales estables: ^{142}Nd (27,13%), ^{143}Nd (12,18%), ^{145}Nd (8,30%), ^{146}Nd (17,19%) y ^{148}Nd (5,76%) y 2 naturales radiactivos: ^{144}Nd (23,80%) y ^{150}Nd (5,64%) de $2,29 \times 10^{15}$ y $1,1 \times 10^{19}$ años de semivida, respectivamente y 35 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Como el parseodimio se encuentra en la monacita y bastnasita.

Obtención

A partir de los minerales, se obtienen las sales de varios metales de transición. Las sales de neodimio, se separan de las de los otros metales mediante columnas de intercambio iónico y extracción con disolventes.

Abundancia

Universo	0,000001 % (28°)	Sol	0,0000003 % (33°)
Corteza terrestre	0,0033 % (27°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación de vidrios de colores

Se usan en Astronomía para producir bandas definidas y calibrar líneas espectrales.

- Se encuentra también en el mischmetal.
- Se encuentra en el didimio.
- Las sales de neodimio se utilizan como colorantes de esmaltes.

Características y reactividad

Es un metal plateado con brillo metálico, muy blando y pesado. Es uno de los elementos de las tierras raras más reactivo y rápidamente pierde el lustre, al formarse el óxido, que se exfolia y expone el resto del metal a la oxidación.

PROMETIO



Bloque f

	[Xe]4f ⁵ 6s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Estructura cristalina	Desconocida	Color	plata
Radio atómico	185 pm	Radio iónico (+3)	106 pm
Radio covalente	199 pm	Volumen atómico	20,07 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.100 °C	Punto de ebullición	3.000 °C
Energía ionización*	540 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	7,264 g/cm ³	Electronegatividad	-
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-2,3 V
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	17,90 J/m.s.°C
Energía atomización	301 kJ/mol	Dureza	-
Periodo de semivida (¹⁴⁵Pm)			17,7 años

*Para I_{1a}, **Pm³⁺⁺ + 3e⁻ → Pm

Etimología

El nombre de prometio proviene del personaje de la mitología griega "Prometheus", que robó para los hombres el fuego de los dioses del Olimpo y fue debido a que el elemento forma sales resplandecientes, como el fuego.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a los químicos estadounidenses Jacob A. Marinsky, Lawrence E. Glendenin y Charles D. Coryell, en el Laboratorio Nacional Oak Ridge (Estados Unidos), usando la técnica de cromatografía iónica de intercambio para separar el elemento de los productos de fisión del uranio en un reactor nuclear, en 1945.

Isótopos

Se han sintetizado 36 isótopos radiactivos, siendo el ^{145}Pm el más estable.

Estado natural

No se ha logrado encontrar el elemento en los minerales de las tierras raras, como el resto del grupo. Sí que se ha identificado recientemente en el espectro de la estrella HR465 de Andrómeda. Si llegó a la superficie de la Tierra ya ha desaparecido, puesto que ningún isótopo conocido tiene un período de semivida superior a 17,7 años.

Obtención

Se obtiene mediante métodos de intercambio iónico aplicados a desechos de combustibles de reactores nucleares, que es el método original.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	0	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Medida de espesores

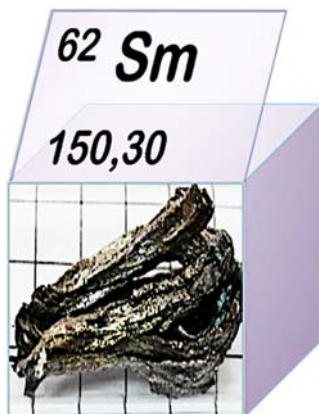
Se emplea para la medida de espesores y para producir luz, absorbido en una sustancia fosforescente, ya que es un emisor beta moderado.

Como batería nuclear capturando la luz para transformarla en corriente eléctrica.

Características y reactividad

Se sabe poco de las propiedades del prometio metálico. Es un emisor beta blando y aunque no emite radiación gamma, puede generar rayos X, cuando las partículas beta chocan con elementos pesados, por lo que hay que tener cuidado en su manejo.

SAMARIO



Bloque f

	[Xe]4f ⁶ 6s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	romboédrica	Color	plata
Radio atómico	185 pm	Radio iónico (+3)	100 pm
Radio covalente	198 pm	Volumen atómico	20 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.072 °C	Punto de ebullición	1.803 °C
Energía ionización*	544,50 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	7,353 g/cm ³	Electronegatividad	1,17
Estado oxidación	+2,+3	Potencial normal**	-2,304 V
Conductividad eléctrica	11,0 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	13,30 J/m.s.°C
Energía atomización	207 kJ/mol	Dureza	1,4

*Para I₁^a. **Sm³⁺+ 3e⁻→ Sm

Etimología

El nombre de samario proviene del nombre del mineral en que se obtuvo el elemento: "*Samaraskita*", el cual se dio en honor del oficial de minas ruso, coronel Samarski.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico francés Paul Emile Lecoq de Boisbaudran, en 1879.

Isótopos

Tiene 4 isótopos naturales estables: ^{144}Sm (3,1%), ^{150}Sm (7,4%), ^{152}Sm (26,7%) y ^{154}Sm (22,7%) y 3 naturales radiactivos: ^{147}Sm (15,0%), ^{148}Sm (11,3%) y ^{149}Sm (13,8%), con $1,06 \times 10^{11}$, 7×10^{15} y 2×10^{15} años de semivida, respectivamente, y 28 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en los minerales de las tierras raras.

Obtención

Se obtiene por metalotermia, mediante la reducción del óxido de samario con lantano.

Abundancia

Universo	0,0000005 % (33°)	Sol	0,0000001 % (35°)
Corteza terrestre	0,0006 % (37°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Absorbente de neutrones

En reactores nucleares.

- Como el resto de las tierras raras, se emplea en el arco de carbono para equipos de proyección de películas.
- En aleación con cobalto, se forma un material magnético con la mayor resistencia a la desmagnetización conocida.
- Dopado con cristales de fluoruro de calcio, se usa para construir láseres y másers (microwave amplification by stimulated emission of radiation).
- El óxido de samario, se utiliza para construir cristales que absorben en el infrarrojo.




Características y reactividad

Es un metal pesado, plateado brillante. Es relativamente estable al aire a temperaturas menores de 150 °C, pero por encima de esa temperatura arde. Aunque los imanes de neodimio, hierro y boro son los más potentes, los de samario y cobalto funcionan a temperaturas muy altas, donde los primeros pierden su magnetismo.

EUROPIO



Bloque f

	[Xe]4f ⁷ 6s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	c.c.c.*	Color	plata
Radio atómico	185 pm	Radio iónico (+3)	98 pm
Radio covalente	198 pm	Volumen atómico	28,98 cm ³ /mol
Punto de fusión	822 °C	Punto de ebullición	1.527 °C
Energía ionización**	547,10 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	5,244 g/cm ³	Electronegatividad	-
Estado oxidación	+2,+3	Potencial normal***	-1,99 V
Conductividad eléctrica	11,0 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	13,90 J/m.s.°C
Energía atomización	178 kJ/mol	Dureza	3,1

*Cúbica centrada en el cuerpo. **Para I₁^a. ***Eu³⁺+ 3e⁻→ Eu

Etimología

El nombre de europio es en honor del continente europeo.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico francés Eugene Demarcay, en 1901.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales y estables: ¹⁵¹Eu (47,8%) y ¹⁵³Eu (52,2%) y 35 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en los minerales de las tierras raras.

Obtención

Se obtiene mezclando el óxido de europio (III) con un 10 % en exceso de lantano y calentando la mezcla en un crisol de tantalio a alto vacío.

Abundancia

Universo	0,00000005 % (41°)	Sol	0,00000005 % (36°)
Corteza terrestre	0,00018 % (45°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Absorbente de neutrones

En las barras de control de los reactores nucleares.

- El óxido de europio, se usa como activador de fosforescencia en pinturas.
- En los focos fluorescentes.
- En láseres, se utilizan plásticos dopados con europio.

Características y reactividad

Es un metal blando y bastante dúctil; casi tan duro como el plomo. Como las demás tierras raras, excepto el lantano, arde en el aire a temperaturas mayores de 150 °C.

Es el más reactivo de los metales del grupo y se oxida rápidamente al aire. Se parece al calcio en su reacción con el agua.

El europio no tiene aplicaciones magnéticas, como los anteriores, pero sí las tiene en la iluminación. Los focos fluorescentes, emplean europio para crear esa luz blanca brillante característica.

El vanadato de itrio y europio activado se emplearon en los tubos de TV color catódicos para producir el color rojo.

GADOLINIO



Bloque f

 [Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ²
 sólido
 metal
 natural
 estable
 litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	180 pm	Radio iónico (+3)	97 pm
Radio covalente	196 pm	Volumen atómico	19,91 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.313 °C	Punto de ebullición	3.250 °C
Energía ionización*	593,40 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	7,901 g/cm ³	Electronegatividad	1,2
Estado oxidación	+2,+3	Potencial normal**	-2,279 V
Conductividad eléctrica	7,90 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	10,50 J/m.s.°C
Energía atomización	398 kJ/mol	Dureza	5,1

*Para I_{1a}. **Gd³⁺+ 3e⁻→ Gd

Etimología

El nombre de gadolinio proviene del mineral del que se obtuvo, la "gadolinita", que fue llamada así en honor del químico finlandés Johan Gadolin.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico suizo Jean de Marignac, en 1880.

Isótopos

Tiene 6 isótopos naturales estables: ^{154}Gd (2,18%), ^{155}Gd (14,80%), ^{156}Gd (20,47%), ^{157}Gd (15,65%), ^{158}Gd (24,84%) y ^{160}Gd (21,86%) y uno natural radiactivo: ^{152}Gd (0,20%) de $1,08 \times 10^{14}$ años de semivida y 27 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en los minerales de las tierras raras.

Obtención

Se obtiene por metalotermia, mediante la reducción con calcio del fluoruro de gadolinio anhidro.

Abundancia

Universo	0,0000002 % (36°)	Sol	0,0000002 % (34°)
Corteza terrestre	0,00052 % (38°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación de tubos de televisión

Los compuestos de gadolinio se emplean en los tubos de televisión a color.

- Los granates de gadolinio-itrinio se usan en microondas.
- Se aplica en la fabricación de CDs.
- Como contraste intravenoso para incrementar la imagen en pacientes sometidos a una resonancia magnética.

Características y reactividad

Como los otros lantanoides, es un metal blanco plateado, con brillo metálico, pesado, maleable y dúctil, pero más duro que el resto del grupo. Y volvemos a las aplicaciones magnéticas de las tierras raras. El gadolinio es ferromagnético y es único por su alto momento magnético y por su temperatura de Curie (temperatura por encima de la cual un cuerpo ferromagnético pierde su magnetismo, comportándose como un material puramente paramagnético) que es de solo 16 °C. Además, tiene muy buenas propiedades superconductoras.

TERBIO



Bloque f

[Xe]4f ⁹ 6s ²
sólido
metal
natural
estable
litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	175 pm	Radio iónico (+3)	93 pm
Radio covalente	194 pm	Volumen atómico	19,31 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.356 °C	Punto de ebullición	3.230 °C
Energía ionización*	565,80 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	8,219 g/cm ³	Electronegatividad	-
Estado oxidación	+3,+4	Potencial normal**	-2,28 V
Conductividad eléctrica	8,80 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	11,10 J/m.s.°C
Energía atomización	389 kJ/mol	Dureza	2,3

*Para I_{1a}. **Tb³⁺+ 3e⁻→ Tb

Etimología

El nombre de terbio es en honor a "Ytterby", una pequeña aldea de Suecia donde fue encontrado. El elemento se extrajo de la iterbita (Y₂(CO₃)₃).

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico sueco Carl Mosander, en 1843.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ¹⁵⁹Tb y 33 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en minerales de las tierras raras, como la monacita (en un 0,03%), xenotima (Y,YbPO_4) y euxenita o policrasa (con un 1% o más, de óxido de terbio) ($(\text{Y,Ce,Er,U,Th,Ca,...})(\text{Nb,Ta,Ti,Fe})_2\text{O}_6$) (**Figura 128**).

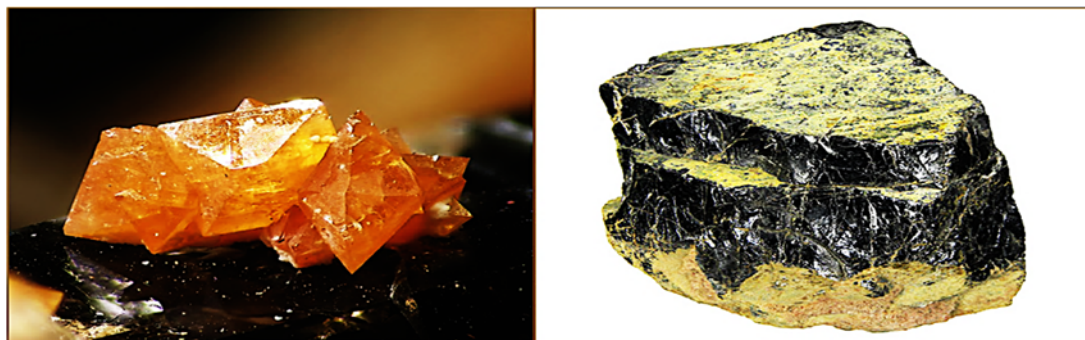


Figura 128. Izquierda: xenotima. **Derecha:** euxenita. Licencias de Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se obtiene por metalotermia, mediante la reducción con calcio del cloruro o fluoruro de terbio anhidro en un crisol de tantalio. Las impurezas de calcio y tantalio se eliminan fundiendo, posteriormente, a vacío el producto obtenido.

Abundancia

Universo	0,00000005 % (36°)	Sol	0,00000001 % (35°)
Corteza terrestre	0,000093 % (41°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación de láseres y del terfenol

El borato de sodio y terbio es un material láser y emite luz coherente a 5.460 \AA .

El terfenol es una aleación de terbio, hierro y disprosio, que cambia de color cuando se somete a un campo magnético.

Características y reactividad

Es un metal pesado, gris plateado, maleable, dúctil y muy blando, que se puede cortar con un cuchillo. Es, comparativamente, con el resto del grupo, estable al aire.

DISPROSIO



Bloque f

	[Xe]4f ¹⁰ 6s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	175 pm	Radio iónico (+3)	91 pm
Radio covalente	192 pm	Volumen atómico	19,01 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.412 °C	Punto de ebullición	2.567 °C
Energía ionización*	573 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	8,551 g/cm ³	Electronegatividad	1,22
Estado oxidación	+2,+3,+4	Potencial normal**	-2,295 V
Conductividad eléctrica	10,0 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	10,70 J/m.s.°C
Energía atomización	291 kJ/mol	Dureza	1,8

*Para I₁^a. **Dy³⁺+ 3e⁻→ Dy

Etimología

El nombre de disprosio proviene de la palabra griega "*dysprositos*", que significa "difícil acceso", porque se encontraba muy "escondido" entre el resto de los elementos lantanoides.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico francés Paul Emile Lecoq de Boisbaudran, en 1886.

Isótopos

Tiene 7 isótopos naturales y estables: ^{156}Dy (0,06%), ^{158}Dy (0,10%), ^{160}Dy (2,34%), ^{161}Dy (18,9%), ^{162}Dy (25,5%), ^{163}Dy (24,9%) y ^{164}Dy (28,2%) y 27 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra presente en los minerales de las tierras raras, pero sobre todo, en la monacita y bastnasita.

Obtención

Se obtiene por metalotermia, mediante la reducción del trifluoruro de disprosio con calcio.

Abundancia

Universo	0,0000002 % (36°)	Sol	0,0000002 % (34°)
Corteza terrestre	0,00062 % (36°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Control de reacciones nucleares

Debido a su alta sección de captura de neutrones térmicos y su alto punto de fusión.

- En combinación con vanadio y otras tierras raras, se ha empleado para láseres.
- Para la fabricación de CDs.

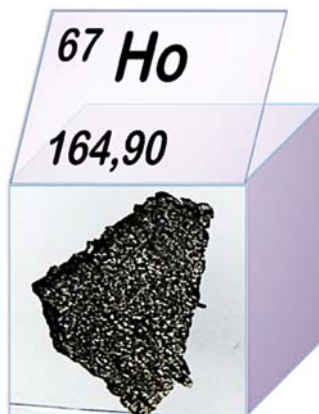
Características y reactividad

Es un metal pesado, brillante, plateado claro, muy blando, tanto que se puede cortar con un cuchillo, aunque para que no se inflame hay que evitar el sobrecalentamiento por rozamiento. Es relativamente estable al aire, pero fácilmente atacado y disuelto por ácidos minerales diluidos y concentrados, con desprendimiento de hidrógeno.






Es un componente menor de la mencionada aleación terfenol del terbio.

Las pequeñas impurezas cambian mucho sus propiedades físicas.

HOLMIO



Bloque f

	[Xe]4f ¹¹ 6s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	175 pm	Radio iónico (+3)	89 pm
Radio covalente	192 pm	Volumen atómico	18,75 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.474 °C	Punto de ebullición	2.700 °C
Energía ionización*	581 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	8,795 g/cm ³	Electronegatividad	1,23
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-2,33 V
Conductividad eléctrica	11,40 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	16,20 J/m.s.°C
Energía atomización	301 kJ/mol	Dureza	1,6

*Para I_{1a}. **Ho³⁺+ 3e⁻→ Ho

Etimología

El nombre de holmio proviene de la palabra griega "*Holmia*", que significa "Estocolmo", en honor a la ciudad de nacimiento de uno de sus descubridores: Cleve.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye a los químicos suecos Jaques-Louis Soret y Per Teodor Cleve, en 1878.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ^{165}Ho y 2 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Está presente en los minerales de las tierras raras, pero sobre todo, en la monacita.

Obtención

Se obtiene del mineral monacita (0,05 % de Ho). El metal se aísla por reducción del cloruro o fluoruro de holmio anhidro con calcio.

Abundancia

Universo	0,00000005 % (41°)	Sol	0
Corteza terrestre	0,00012 % (49°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

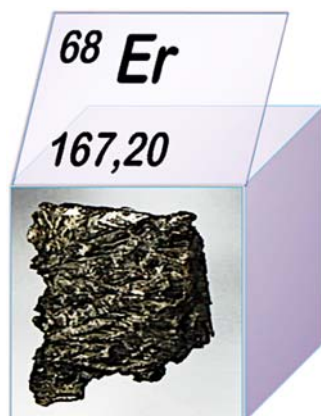
Fabricación de piezas polo

Por sus propiedades magnéticas, las denominadas piezas polo de holmio se emplean en los equipos de resonancia magnética para imágenes.

Características y reactividad

Es un metal pesado, brillante, plateado, muy blando y flexible. Es estable en aire seco a temperatura ambiente, pero se oxida rápidamente en aire húmedo y a elevadas temperaturas. Tiene propiedades magnéticas poco corrientes; es paramagnético, pero a medida que la temperatura disminuye se convierte en antiferromagnético y luego vuelve a ser ferromagnético. Los imanes de holmio son tan fuertes, que deben de tomarse precauciones. Theodore Gray, nos relata en su obra "The Elements", que cuando le realizaron una resonancia magnética, el técnico le hizo primero una radiografía de sus ojos, debido a que había respondido previamente que sí a una pregunta sobre si había realizado un trabajo de soldadura o metalurgia reciente. Y es que le preocupaba que si pequeñas partícula metálicas estaban adheridas en los párpados, pudieran soltarse y arañar los ojos. Tal es la potencia del campo magnético que se genera.

ERBIO



Bloque f

	[Xe]4f ¹² 6s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	175 pm	Radio iónico (+3)	89 pm
Radio covalente	189 pm	Volumen atómico	18,45 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.497 °C	Punto de ebullición	2.868 °C
Energía ionización*	589,30 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	9,066 g/cm ³	Electronegatividad	1,24
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-2,331 V
Conductividad eléctrica	14,10 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	14,50 J/m.s.°C
Energía atomización	317 kJ/mol	Dureza	2

*Para I₁^a. **Er³⁺+ 3e⁻→ Er

Etimología

El nombre de erbio, al igual que el terbio, es en honor del pueblo de "Ytterby" en Suecia, donde fue descubierto el elemento.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye, como el terbio, al químico sueco Carl Mosander, en 1842. Este investigador, separó la itria encontrada en el mineral gadolinita en tres fracciones, que denominó: itria, erbia y terbia. Los nombres erbia y terbia, se confundían

por entonces. La erbia, se demostró más tarde, que la componían cinco óxidos, ahora denominados: erbia, escandia, holmia, tulia e iterbia.

Isótopos

Tiene 6 isótopos naturales y estables: ^{162}Er (0,14%), ^{164}Er (1,61%), ^{166}Er (33,6%), ^{167}Er (22,95%), ^{168}Er (26,8%) y ^{170}Er (14,9%) y 28 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en los mismos minerales que el disprosio, principalmente, monacita y bastnasita.

Obtención

Se obtiene reduciendo el cloruro de erbio anhidro con vapor de potasio.

Abundancia

Universo	0,0000002 % (36°)	Sol	0,0000001 % (35°)
Corteza terrestre	0,0003 % (40°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fibra óptica

Una impureza de erbio, permite que un pulso de luz se amplifique en un cable de fibra óptica, sin convertirlo en una señal eléctrica.

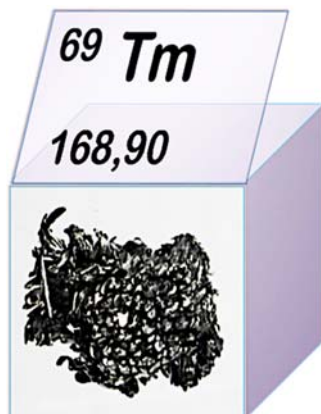
- Se utiliza como filtro de fotografía.
- El óxido de erbio, es de color rosa y se emplea como colorante en vidrios y esmaltes de porcelana.

Características y reactividad




El metal puro es pesado, brillante, plateado, blando, maleable y dúctil. Como en el resto de las tierras raras, sus propiedades dependen de la cantidad de impurezas presentes.

Es bastante estable al aire, no oxidándose tan rápidamente como otros elementos del grupo.

TULIO



Bloque f

	[Xe]4f ¹³ 6s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	175 pm	Radio iónico (+3)	94 pm
Radio covalente	190 pm	Volumen atómico	18,12 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.545 °C	Punto de ebullición	1.950 °C
Energía ionización*	596,70 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	9,321 g/cm ³	Electronegatividad	1,25
Estado oxidación	+2,+3	Potencial normal**	-2,319 V
Conductividad eléctrica	13,50 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	16,90 J/m.s.°C
Energía atomización	232 kJ/mol	Dureza	1,8

*Para I_{1a}. **Tm³⁺ + 3e⁻ → Tm

Etimología

El nombre de tulio proviene de "Thule", antiguo nombre latino de "Escandinavia", lugar de su descubrimiento.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico y geólogo sueco Per Theodore Cleve, en 1879.

Isótopos

Tiene un solo isótopo natural y estable: ^{169}Tm y 33 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en los minerales de las tierras raras: euxenita, gadolinita y xenotima.

Obtención

Se obtiene mediante metalotermia, por reducción del óxido de tulio con lantano, o por reducción con calcio en un recipiente cerrado.

Abundancia

Universo	0,00000001 % (45°)	Sol	0,00000002 % (38°)
Corteza terrestre	0,000045 % (55°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Equipos de microondas

Puede ser un componente de las ferritas, materiales magnéticos cerámicos, que se usan en equipos de microondas.

El isótopo ^{169}Tm bombardeado en un reactor nuclear, puede usarse como fuente de radiación en equipos portátiles de rayos X.

Características y reactividad

Es un metal pesado de color gris plata, blando, maleable, dúctil, que se corta con un cuchillo. Es muy raro y difícil de separar de las otras tierras raras.

Tiene pocas aplicaciones. Sin embargo, es importante para los diseñadores de iluminación, ya que proporciona un amplio espectro de emisión de líneas verdes, mayor que la de cualquier otro elemento.

ITERBIO



Bloque f

	[Xe]4f ¹⁴ 6s ²
	sólido
	metal
	natural
	estable
	litófilo

Estructura cristalina	c.c.*	Color	plata
Radio atómico	175 pm	Radio iónico (+3)	86 pm
Radio covalente	187 pm	Volumen atómico	24,84 cm ³ /mol
Punto de fusión	819 °C	Punto de ebullición	1.196 °C
Energía ionización**	603,40 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	6,570 g/cm ³	Electronegatividad	-
Estado oxidación	+2,+3	Potencial normal***	-2,19 V
Conductividad eléctrica	35,70 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	34,90 J/m.s.°C
Energía atomización	152 kJ/mol	Dureza	-

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a. ***Yb³⁺+ 3e⁻→ Yb

Etimología

El nombre de iterbio, de nuevo, es en honor de la aldea de "Ytterby" en Suecia, ya que como sabemos, se encontró en la misma mina, junto al itrio, terbio y erbio, a las afueras de Ytterby.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico suizo Jean Charles Galissard de Marignac, en 1878.

Isótopos

Tiene 7 isótopos naturales y estables: ^{168}Yb (0,13%), ^{170}Yb (3,05%), ^{171}Yb (14,3%), ^{172}Yb (21,9%), ^{173}Yb (16,12%), ^{174}Yb (31,8%) y ^{176}Yb (12,7%) y 24 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en casi todos los minerales de las tierras raras: monacita, gadolinita, samarskita, xenotima y euxenita.

Obtención

Se obtiene mediante metalotermia, por reducción del tricloruro de iterbio con potasio.

Abundancia

Universo	0,0000002 % (36°)	Sol	0,0000001 % (35°)
Corteza terrestre	0,00028 % (41°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Láseres

Crea centros de color que almacenan energía.

Características y reactividad

Es un metal pesado de color plata claro, blando, maleable y bastante dúctil. Aunque es bastante estable, hay que guardarlo en recipientes cerrados para protegerlo del aire y la humedad. Es atacado y disuelto fácilmente por ácidos minerales diluidos y concentrados y reacciona lentamente con el agua.

Tiene muy baja toxicidad.

LUTECIO



Bloque f

[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
sólido
metal
natural
estable
litófilo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	175 pm	Radio iónico (+3)	85 pm
Radio covalente	187 pm	Volumen atómico	17,78 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.663 °C	Punto de ebullición	3.402 °C
Energía ionización*	523,50 kJ/mol	Afinidad electrónica	50 kJ/mol
Densidad	9,841 g/cm ³	Electronegatividad	1,27
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-2,28 V
Conductividad eléctrica	16,70 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	16,40 J/m.s.°C
Energía atomización	414 kJ/mol	Dureza	2,6

*Para I₁^a. **Lu³⁺+ 3e⁻→ Lu

Etimología

El nombre de lutecio proviene de la palabra griega "*Lutetia*", que significaba "París", ya que fue aislado por vez primera por un francés.

Descubridor

Su descubrimiento se le atribuye al químico francés Georges Urbain y al científico austríaco Carl Auer von Welsbach, en 1907.

Isótopos

Tiene 2 isótopos naturales, uno estable: ^{175}Lu (97,41%) y otro radiactivo: ^{176}Lu (2,59%) con $3,6 \times 10^{10}$ años de semivida y 33 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en los minerales que contienen otras tierras raras, especialmente, en los que contienen itrio y en la monacita (0,003%), que es su fuente comercial.

Obtención

Se obtiene mediante metalotermia por reducción del tricloruro o trifluoruro de lutecio anhidros con un metal alcalino o alcalinotérreo.

Abundancia

Universo	0,00000001 % (45°)	Sol	0,0000001 % (35°)
Corteza terrestre	0,000056 % (52°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación de dentaduras postizas

Características y reactividad

Es un metal pesado blanco plateado; relativamente estable al aire.

Este es el último elemento de los lantanoides y de las tierras raras.

CARACTERÍSTICAS DE LOS LANTANOIDES

Hablar de lantanoides es equivalente a hacerlo de las tierras raras. Las tierras raras son muy parecidas y casi intercambiables, de tal manera, que algunas tierras, se consideraban un solo elemento. Esto no es magia, es química cuántica. Si nos fijamos en la tabla periódica, al aumentar el número atómico, se añaden electrones a las capas más externas, las de valencia y eso hace que el nuevo elemento tenga propiedades únicas. Sin embargo, en las tierras raras, al aumentar el número atómico, no se adicionan electrones a las capas externas, sino a las internas. Todos los lantanoides, tienen una configuración externa idéntica $6s^2$ -incluido el lantano- lo que hacen que se comporten más como elementos de un grupo -que tienen características similares- y no de un periodo, donde sucede lo contrario.

En general, son metales pesados de color plata, blandos, maleables y dúctiles, bastante reactivos, por lo que deben de guardarse en aceite mineral o en bolsas de plástico selladas. Son discretos conductores de la electricidad y del calor.

Son elementos muy reductores, por lo que se oxidan con facilidad. Los óxidos de las tierras raras son resistentes al calor y brillan intensamente cuando se calientan, por lo que se utilizan en lámparas incandescentes.

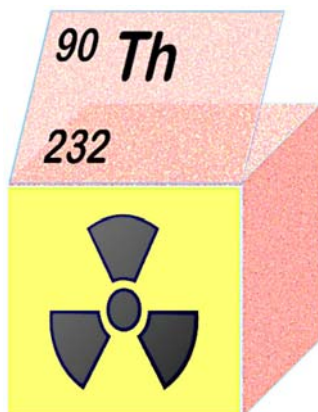
Las diferencias más significativas están en sus propiedades magnéticas, algunos forman imanes muy fuertes, como el neodimio, mientras que otros, como el terbio se utilizan en aleaciones que cambian de forma por acción de los campos magnéticos.

A pesar de llamarse tierras raras, no son escasos en la naturaleza. Son raros, porque son difíciles de obtener. La introducción de las técnicas cromatográficas de intercambio iónico, han simplificado y abaratado la separación, entre sí, de las tierras raras. El más abundante de este bloque f , es el cerio, que lo es casi tanto como el cobre.







El cerio es interesante, debido a su estructura electrónica variable. La energía de los electrones del subnivel $4f$, es casi la misma que la de los electrones de la capa de valencia, por lo que pequeños cambios de energía, cambian la ocupación electrónica de esos subniveles. Esto lleva a que su conducta a baja temperatura sea compleja, permutando de valencia (+3 a +4) y cambiando su volumen atómico.

Pequeñas impurezas cambian mucho las propiedades físicas de estos elementos.

TORIO



Bloque f

	[Rn]6d ² 7s ²
	sólido
	metal
	natural
	radiactivo
	litófilo

Estructura cristalina	c.c.*	Color	plata
Radio atómico	180 pm	Radio iónico (+3)	101 pm
Radio covalente	206 pm	Volumen atómico	19,80 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.750 °C	Punto de ebullición	4.820 °C
Energía ionización**	587 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	11,724 g/cm ³	Electronegatividad	1,3
Estado oxidación	+2,+3,+4	Potencial normal***	-1,889 V
Conductividad eléctrica	76,90 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	54 J/m.s.°C
Energía atomización	576 kJ/mol	Dureza	3
Periodo de semivida		²³² Th	1,405×10 ¹⁰ años

*Cúbica centrada en las caras. **Para I₁^a. ***Th⁴⁺+ 4e⁻→ Th

Etimología

El nombre de torio es por "Thor", el dios de la guerra en la mitología escandinava.

Descubridor

Se le atribuye al químico sueco Jöns Berzelius, en 1829.

Isótopos

Tiene 5 isótopos naturales radiactivos: ^{228}Th , ^{230}Th , ^{231}Th , ^{232}Th (aprox. 100%) y ^{234}Th y 25 sintéticos radiactivos. Los isótopos: ^{228}Th , ^{230}Th , ^{231}Th y ^{234}Th solo están en trazas.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra en los minerales: torita (ThSiO_4), que es su mena y torianita ($(\text{Th,U})\text{O}_2$) (**Figura 129**). Sin embargo, su fuente comercial es la monacita, que contiene un 3-9% de ThO_2 .



Figura 129. *Izquierda:* Torita. Ontario, Canadá. *Derecha:* Torianita. Madagascar. Licencias Creative Commons Attribution Share-Alike 3.0.

Obtención

Se obtiene mediante:

- Reducción del óxido de torio (IV) con calcio.
- Electrolisis de dicloruro de torio anhidro fundido con una mezcla de cloruros de sodio y potasio.
- Reducción del tetracloruro de torio con un metal alcalino.

Abundancia

Universo	0,00000004 % (42°)	Sol	0,00000003 % (37°)
Corteza terrestre	0,0006 % (37°)	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación del manguito de Welsbach

Se usa en linternas de gas portátiles, que emiten una luz muy intensa cuando se calientan con la llama del gas.

- Se emplea para recubrir los hilos de wolframio en equipos electrónicos.
- El óxido de torio se emplea como catalizador.

Características y reactividad

El metal puro es pesado, blanco plateado, brillante, blando, muy dúctil, que puede ser laminado, moldeado y estirado en frío. Es estable al aire y mantiene su brillo metálico durante mucho tiempo. Si se pulveriza o se calienta al aire, se inflama espontáneamente, ardiendo con llama blanca y brillante, por lo que debe manejarse con cuidado.

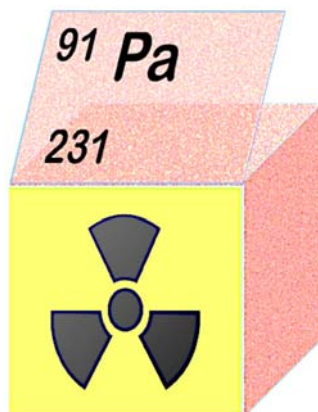
Si el metal está contaminado con óxido, pierde el brillo y toma una coloración gris que pasa a negro, todo ello con lentitud. Es atacado por el agua y los ácidos minerales, excepto el clorhídrico, aunque la reacción requiere un tiempo.

Se puede obtener torio de muy alta pureza, pero, normalmente, contiene trazas de óxido. Las propiedades físicas del metal, varían con esa cantidad de óxido.







El torio es una importante fuente de energía nuclear. Se cree, que existe más energía disponible en el torio que se encuentra en los minerales de la corteza terrestre, que en el propio uranio y los combustibles fósiles.

Además, la mayor parte del calor del interior de la Tierra se le atribuye al torio y uranio. Pero, el torio, es mucho más abundante que el uranio y casi tan abundante como el plomo.

PROTACTINIO



Bloque f

	[Rn]5f ² 6d ¹ 7s ²
	sólido
	metal
	natural
	radiactivo
	litófilo

Estructura cristalina	tetragonal	Color	claro
Radio atómico	180 pm	Radio iónico (+3)	113 pm
Radio covalente	200 pm	Volumen atómico	15,03 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.572 °C	Punto de ebullición	4.000 °C
Energía ionización*	568 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	15,370 g/cm ³	Electronegatividad	1,5
Estado oxidación	+3,+4,+5	Potencial normal**	-1,34 V
Conductividad eléctrica	52,90 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	527 kJ/mol	Dureza	-
Periodo de semivida		²³¹ Pa	32.760 años

*Para I_{1a}, **Pa³⁺+ 3e⁻→ Pa

Etimología

El nombre de protactinio proviene de "progenitor del actinio", ya que al descomponerse radiactivamente el isótopo ²³¹Pa, se obtenía el actinio. Inicialmente, se llamó protoactinio.

Descubridor

Se le atribuye al alemán Otto Hahn y al británico Lise Meitner, en 1917.

Isótopos

Tiene 3 isótopos naturales radiactivos: ^{231}Pa (aprox. 100%), ^{234}Pa y $^{234\text{m}}\text{Pa}$; estos dos últimos en trazas y 26 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se encuentra como ^{231}Pa en la pechblenda (UO_2), en cantidades de 0,1 ppm de mineral (en algunas menas del Congo hay hasta 3 ppm), como consecuencia de procesos de desintegración.

Obtención

Se obtiene calentando eléctricamente el pentayoduro de protactinio a alto vacío.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	trazas	Océanos	trazas
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

No se conocen

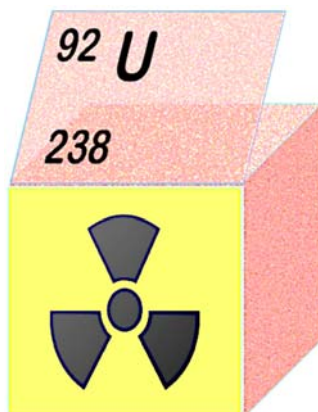
Características y reactividad

Es un metal claro con un brillo metálico fugaz, ya que cuando está expuesto al aire, solo lo tiene durante algún tiempo. Además, es dúctil. Por debajo de 1,4 K es semiconductor.







Se conocen varios compuestos de protactinio, alguno de los cuales es coloreado.

Resulta peligroso su manejo, ya que es muy tóxico. El elemento es un emisor alfa y es similar al polonio en cuanto a toxicidad radiológica.

URANIO



Bloque f

	[Rn]5f ³ 6d ¹ 7s ²
	sólido
	metal
	natural
	radiactivo
	litófilo

Estructura cristalina	ortorrómbica	Color	plata
Radio atómico	175 pm	Radio iónico (+3)	103 pm
Radio covalente	196 pm	Volumen atómico	12,56 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.135 °C	Punto de ebullición	3.927 °C
Energía ionización*	597,60 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	19,05 g/cm ³	Electronegatividad	1,38
Estado oxidación	+3,+4,+5,+6	Potencial normal**	-1,798 V
Conductividad eléctrica	33,30 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	27,50 J/m.s.°C
Energía atomización	490 kJ/mol	Dureza	6
Periodo de semivida		²³⁸ U	4,468x10 ⁹ años

*Para I_{1a}, **U³⁺+ 3e⁻→ U

Etimología

El nombre de uranio es en honor al descubrimiento previo del planeta "Urano".

Descubridor

Se le atribuye al alemán Martin Klaproth, en 1789.

Isótopos

Tiene 3 isótopos naturales radiactivos: ^{234}U (0,0055%), ^{235}U (0,7200%) y ^{238}U (99,2745%) y unos 22 sintéticos radiactivos.

Estado natural

No está nativo. Se presenta en numerosos minerales: pechblenda y uraninita (UO_2), que son sus menas y en los minerales: carnotita ($\text{K}_2(\text{UO}_2)_2(\text{VO}_4)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), autunita ($\text{Ca}(\text{UO}_2)_2(\text{PO}_4)_2 \cdot 10\text{-}12\text{H}_2\text{O}$), uranofano o uranotilo ($\text{Ca}(\text{UO}_2)_2(\text{SiO}_3\text{OH})_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) y torbernita ($\text{Cu}[(\text{PO}_4)(\text{UO}_2)]_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$) (**Figura 130**). También se encuentra en fosfatos, lignito, y arenas de monacita, de las que se puede obtener comercialmente.



Figura 130. De izquierda a derecha: 1) Pechblenda (UO_2). Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 2.5. 2) Uranofano. Dominio público. 3) Torbernita. Francia. Licencia Creative Commons Attribution Share-Alike 4.0.

Obtención

Se obtiene mediante:

- Reducción de sus haluros con metales alcalinos o alcalinotérreos.
- Electrolisis de tetrafluoruro de uranio, disuelto en una mezcla fundida de cloruro cálcico y cloruro sódico.
- Reducción de los óxidos de uranio con calcio, aluminio o carbono.

Abundancia

Universo	0,00000002 % (44°)	Sol	0,0000001 % (35°)
Corteza terrestre	0,00018% (45°)	Océanos	0,00000033 % (24°)
Atmósfera	0	Ser humano	0,0000001 % (27°)

Aplicaciones

Combustible nuclear

- A partir de ^{238}U puede obtenerse, en reactores nucleares, plutonio.
- Para generar energía eléctrica mediante fisión nuclear.
- Fabricación de explosivos nucleares.
- Datación de minerales que contienen uranio, basándose en la serie natural de desintegración del ^{238}U al ^{206}Pb . Así, se ha determinado la edad de la Tierra y del sistema solar.
- Se utiliza como blanco para producir rayos X de alta energía.
- El nitrato de uranio, se emplea como tóner fotográfico, ya que presenta luminiscencia.
- El acetato de uranio, se usa en química analítica.
- Las sales de uranio, se utilizan para producir vidrios y esmaltes amarillos, naranjas y negros.

Características y reactividad

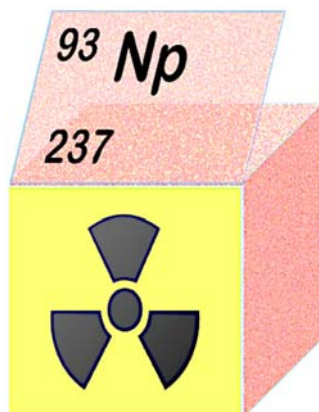
Es el elemento natural más pesado existente en la Tierra; los que le siguen son todos artificiales y se denominan transuránicos.

Es un metal muy denso, blanco plateado. Es duro, solo un poco más blando que el acero, dúctil, maleable y ligeramente paramagnético. Externamente se parece al hierro. En el aire se recubre de una fina capa de óxido. Si se divide finamente, se inflama y a temperaturas mayores de $700\text{ }^{\circ}\text{C}$, arde. Es atacado por el agua fría. Los ácidos disuelven el metal, pero los álcalis no lo atacan.



El uranio natural es una mezcla de ^{238}U , ^{235}U y ^{234}U , que es lo suficientemente radiactiva como para velar una placa fotográfica en una hora.

El origen del uranio no está suficientemente aclarado. Se supone, que es el producto de desintegración de elementos de mayor masa atómica, que han estado presentes alguna vez en la Tierra o que se han originado en el Big Bang, en una supernova o en algún otro proceso estelar.

NEPTUNIO



Bloque f

	[Rn]5f ⁴ 6d ¹ 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Estructura cristalina	ortorrómbica	Color	plata
Radio atómico	175 pm	Radio iónico (+3)	110 pm
Radio covalente	190 pm	Volumen atómico	11,71 cm ³ /mol
Punto de fusión	644 °C	Punto de ebullición	4.000 °C
Energía ionización*	604,50 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	20,450 g/cm ³	Electronegatividad	1,36
Estado oxidación	+3,+4,+5,+6	Potencial normal**	-1.856 V
Conductividad eléctrica	8,20 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	6,30 J/m.s.°C
Energía atomización	337 kJ/mol	Dureza	-
Periodo de semivida		²³⁷ Np	2,144x10 ⁶ años

*Para I₁, **Np³⁺+ 3e⁻→ Np

Etimología

El nombre neptunio es por el planeta "Neptuno" y por el dios romano "Neptuno".

Descubridor

Se le atribuye a los estadounidenses Edwin McMillan y Philip H. Abelson, bombardeando con neutrones ligeros una muestra de uranio, en el ciclotrón de Berkeley, en 1940.

Isótopos

Tiene 20 isótopos sintéticos radiactivos. El de mayor periodo de semivida es el ^{237}Np .

Estado natural

No se encuentra en la naturaleza.

Obtención

Es el primer elemento sintético transuránico descubierto. Actualmente, se obtiene por reducción del trifluoruro de neptunio con vapor de bario o de litio a 1.200 °C, o como subproducto de la obtención de plutonio en reactores nucleares.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	0	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

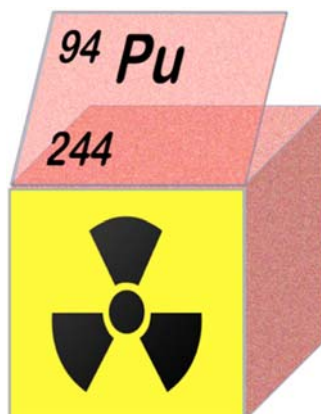
Fabricación de instrumentos de detección de neutrones

Se usa el isótopo ^{237}Np para ese fin.


Características y reactividad

Es un metal pesado, plateado, brillante, maleable, reactivo.

PLUTONIO



Bloque f

	[Rn]5f ⁶ 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Estructura cristalina	monoclínica	Color	plata
Radio atómico	175 pm	Radio iónico (+3)	108 pm
Radio covalente	187 pm	Volumen atómico	12,30 cm ³ /mol
Punto de fusión	640 °C	Punto de ebullición	3.230 °C
Energía ionización*	584,70 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	19,816 g/cm ³	Electronegatividad	1,28
Estado oxidación	+2,+3,+4,+5,+6	Potencial normal**	-2,301 V
Conductividad eléctrica	7,10 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	6,30 J/m.s.°C
Energía atomización	352 kJ/mol	Dureza	-
Periodo de semivida		²⁴⁴ Pu	8,08 × 10 ⁷ años

*Para I_{1a}, **Pu³⁺+ 3e⁻→ Pu

Etimología

El nombre de plutonio es por el planeta "Plutón" y por el dios romano de la muerte.

Descubridor

Se le atribuye a los estadounidenses Glenn Seaborg, Joseph W. Kennedy, Edwin McMillan y Arthur C. Wahl, en el Laboratorio Lawrence Livermore de Berkeley,

bombardeando ^{238}U con partículas alfa, lo que produce ^{238}Np , que en dos días decae a plutonio, en 1940.

Isótopos

Tiene 20 isótopos sintéticos radiactivos. El de mayor periodo de semivida es el ^{244}Pu .

Estado natural

No se encuentra en la naturaleza.

Obtención

Es el segundo de los elementos transuránicos en ser sintetizado. Actualmente, se puede preparar mediante la reducción del trifluoruro de plutonio con metales alcalinotérreos. El ^{239}Pu se puede obtener, en grandes cantidades, en reactores nucleares a partir del ^{238}U .

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	0	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fabricación de armas nucleares

Se emplea como explosivo en armas nucleares y en la industria nuclear, debido a que es fácilmente fisionable con neutrones.

El isótopo ^{238}Pu , se ha utilizado en las misiones Apolo como fuente de los sismógrafos y de otros equipos para investigación de la superficie lunar.

Características y reactividad

Es un metal pesado, blanco plateado, pero que adquiere un color amarillento cuando se oxida ligeramente. Es químicamente reactivo. Se disuelve fácilmente en ácido clorhídrico, yodhídrico y perclórico concentrados.

Se presenta en cuatro estados de oxidación en solución acuosa: Pu^{3+} (azul), Pu^{4+} (amarillo rojizo), PuO^+ (rosa), y PuO^{2+} (rosa anaranjado).

AMERICIO



Bloque f

	[Rn]5f ⁷ 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	175 pm	Radio iónico (+3)	107 pm
Radio covalente	180 pm	Volumen atómico	17,78 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.176 °C	Punto de ebullición	2.011 °C
Energía ionización*	578 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	13,670 g/cm ³	Electronegatividad	1,3
Estado oxidación	+2,+3,+4	Potencial normal**	-2,048 V
Conductividad eléctrica	22 mohm ⁻¹ .cm ⁻¹	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	239 kJ/mol	Dureza	-
Periodo de semivida		²⁴¹ Am	7.370 años

*Para I₁^a, **Am³⁺+ 3e⁻→ Am

Etimología

El nombre de americio es en honor del continente donde fue descubierto.

Descubridor

Se le atribuye a los estadounidenses Glenn Seaborg, Ralph James, Leon Morgan y Albert Ghiorso, en la Universidad de Chicago, bombardeando plutonio con neutrones en un reactor nuclear, en 1944.

Isótopos

Tiene 19 isótopos sintéticos radiactivos. El de mayor periodo de semivida es el ^{241}Am .

Estado natural

No se encuentra en la naturaleza.

Obtención

Se obtiene el isótopo ^{241}Am , como consecuencia de sucesivas reacciones de captura neutrónica por el isótopo ^{239}Pu , en un reactor nuclear y desintegración beta, que es como se descubrió el elemento.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	0	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Radiografía gamma

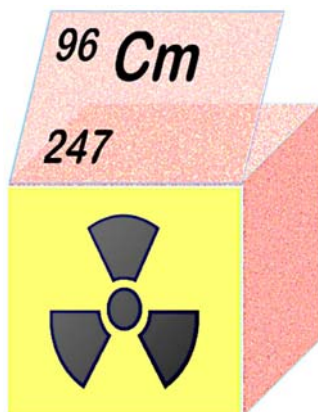
El isótopo ^{241}Am , se emplea como fuente portátil para radiografía gamma.

- Se utiliza en la industria como medidor del grosor de vidrios.
- Se usa como fuente de ionización de detectores de humos.

Características y reactividad

Es un metal pesado blanco y plateado, brillante recién preparado, más que el plutonio o neptunio, pero pierde su brillo lentamente en el aire seco a temperatura ambiente. Parece ser más maleable y dúctil que el uranio o el neptunio.

CURIO



Bloque f

	[Rn]5f ⁷ 6d ¹ 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	174 pm	Radio iónico (+3)	99 pm
Radio covalente	169 pm	Volumen atómico	15,58 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.345 °C	Punto de ebullición	3.110 °C
Energía ionización*	581 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	13,510 g/cm ³	Electronegatividad	1,3
Estado oxidación	+2,+3,+4	Potencial normal**	-2,04 V
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Periodo de semivida		²⁴⁷ Cm	1,56x10 ⁷ años

*Para I₁^a, **Cm³⁺⁺ + 3e⁻ → Cm

Etimología

El nombre de curio es en honor de Pierre y Marie Curie.

Descubridor

Se le atribuye a los estadounidenses Glenn Seaborg, Ralph James y Albert Ghiorso, en el ciclotrón de Berkeley, bombardeando ²³⁹Pu con partículas alfa, en 1944. Aunque

sigue al americio en la tabla periódica, fue sintetizado antes que éste, por lo que es el tercer transuránido descubierto.

Isótopos

Tiene 21 isótopos sintéticos radiactivos. El de mayor periodo de semivida es el ^{247}Cm .

Estado natural

El isótopo más estable tiene $1,56 \times 10^7$ años de semivida, por lo que cualquier curio que hubiese al comienzo de la existencia de la Tierra, debe haber desaparecido de la Naturaleza. Es posible que haya trazas del elemento en depósitos minerales de uranio, como consecuencia de la captura de neutrones y desintegraciones beta. Sin embargo, no se ha detectado la presencia de curio natural.

Obtención

Se obtiene, bombardeando con partículas alfa al isótopo ^{239}Pu en un ciclotrón y desintegración beta, que es como se descubrió el elemento.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	0	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

Fuente de energía termoeléctrica

Características y reactividad

Es un metal pesado, de color blanco plateado y químicamente reactivo. Su estado de oxidación más corriente es el +3 y, más raramente, el +4. La mayoría de los compuestos del curio trivalente son de color amarillo claro.

BERKELIO



Bloque f

	[Rn]5f ⁹ 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	170 pm	Radio iónico (+3)	98 pm
Radio covalente	Desconocido	Volumen atómico	16,71 cm ³ /mol
Punto de fusión	1.050 °C	Punto de ebullición	Desconocido
Energía ionización*	601 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	14,780 g/cm ³	Electronegatividad	1,3
Estado oxidación	+2,+3,+4	Potencial normal**	-2,8 V
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Periodo de semivida		²⁴⁷ Bk	1.380 años

*Para I_{1a}, **Bk³⁺+ 3e⁻ → Bk

Etimología

El nombre de berkelio es en honor de la Universidad de "Berkeley" en California.

Descubridor

Se le atribuye a los estadounidenses Glenn Seaborg, Albert Ghiorso y Stanley Thompson, en el ciclotrón de Berkeley, bombardeando ²⁴¹Am con partículas alfa, en 1949.

Isótopos

Tiene 20 isótopos sintéticos radiactivos. El de mayor periodo de semivida es el ^{247}Bk .

Estado natural

No está en la naturaleza.

Obtención

Se obtiene como consecuencia del bombardeo de ^{241}Am con iones helio (partículas alfa) en un ciclotrón, que es como se descubrió el elemento.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	0	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

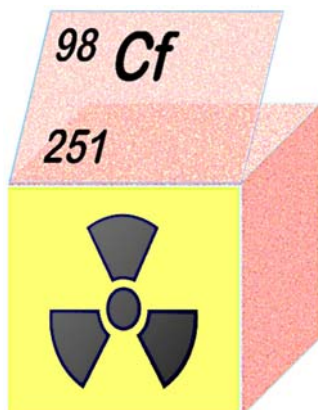
No tiene

Características y reactividad


Es un metal pesado, de color plateado, fácilmente soluble en ácidos minerales diluidos y también fácilmente oxidable por el aire o el oxígeno a elevadas temperaturas, para formar el óxido. Sus combinaciones más frecuentes las tiene con los estados de oxidación (III) y (IV).

Como los demás elementos de este grupo, se puede acumular en los huesos y es muy tóxico en dosis mayores de 0,0004 microgramos.

CALIFORNIO



Bloque f

	[Rn]5f ¹⁰ 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Estructura cristalina	hexagonal	Color	plata
Radio atómico	186 pm	Radio iónico (+3)	98 pm
Radio covalente	Desconocido	Volumen atómico	16,63 cm ³ /mol
Punto de fusión	900 °C	Punto de ebullición	Desconocido
Energía ionización*	608 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	15,10 g/cm ³	Electronegatividad	1,3
Estado oxidación	+2,+3,+4	Potencial normal**	-1,94 V
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Periodo de semivida		²⁵¹ Cf	898 años

*Para I_{1s}, **Cf³⁺ + 3e⁻ → Cf

Etimología

El nombre de californio es en honor al Estado y a la Universidad de "California".

Descubridor

Se le atribuye a los estadounidenses Glenn Seaborg, Albert Ghiorso, Stanley Thompson y Kenneth Street, en el ciclotrón de Berkeley, bombardeando ²⁴²Cm con partículas alfa, en 1950.

Isótopos

Tiene 20 isótopos sintéticos radiactivos. El de mayor periodo de semivida es el ^{251}Cf .

Estado natural

No está en la naturaleza.

Obtención

Se obtiene mediante bombardeo del isótopo ^{242}Cm con iones helio (partículas alfa) de 35 MeV, que es el método original. Actualmente, los isótopos más pesados del elemento, se preparan por sucesivas capturas de neutrones, a partir del plutonio.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	0	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

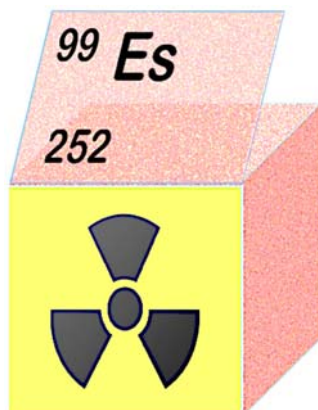
Fuente de neutrones

En explotaciones petrolíferas, para la determinación de capas de agua en el petróleo y como fuente portátil de neutrones, para detectar metales como oro y plata en análisis por activación.




Características y reactividad

El isótopo ^{252}Cf es un emisor de neutrones por lo que es un peligro para la salud, pero también debido a que es una fuente muy eficiente de neutrones, se le han encontrado algunos usos. Se almacena en huesos.

EINSTENIO



Bloque f

	[Rn]5f ¹¹ 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Estructura cristalina	Desconocida	Color	plata
Radio atómico	186 pm	Radio iónico (+3)	98 pm
Radio covalente	Desconocido	Volumen atómico	Desconocido
Punto de fusión	860 °C	Punto de ebullición	Desconocido
Energía ionización*	619 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	Desconocida	Electronegatividad	1,3
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-1,91 V
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Periodo de semivida		²⁵² Es	471,7 días

*Para I_{1a}, **Es³⁺⁺ + 3e⁻ → Es

Etimología

El nombre de einstenio es en honor a Albert Einstein.

Descubridor

Se le atribuye al estadounidense Albert Ghiorso y colaboradores, en Argonne, los Alamos, Universidad de California, que lo identificaron en los restos de la primera gran

explosión termonuclear, que tuvo lugar en el Pacífico en noviembre de 1952, ya que se origina por captura múltiple de neutrones por el uranio.

Isótopos

Tiene 18 isótopos sintéticos radiactivos. El de mayor periodo de semivida es el ^{252}Es .

Estado natural

No se encuentra en la naturaleza.

Obtención

Se obtiene, por irradiación de ^{239}Pu en un reactor para generar ^{242}Pu , el cual se introduce en bolas de óxido de plutonio y aluminio en polvo, que a su vez, se irradian en varillas. Finalmente, en un reactor isotópico de alto flujo, se separa el einstenio del californio.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	0	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

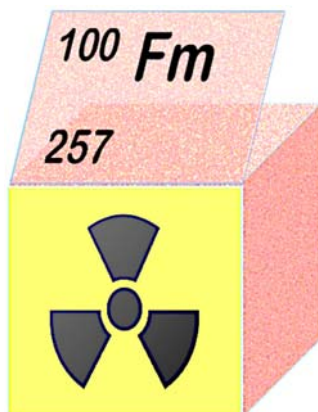
Síntesis del mendelevio

Para lo que se emplea el isótopo ^{253}Es .

Características y reactividad

Es un metal pesado plateado. Se sabe que tiene unas propiedades químicas típicas de un actinoideo.

FERMIO



Bloque f

	[Rn]5f ¹² 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Estructura cristalina	Desconocida	Color	Desconocido
Radio atómico	Desconocido	Radio iónico (+3)	91 pm
Radio covalente	Desconocido	Volumen atómico	Desconocido
Punto de fusión	1.527 °C	Punto de ebullición	Desconocido
Energía ionización*	627 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	Desconocida	Electronegatividad	1,3
Estado oxidación	+2,+3,+4	Potencial normal**	-1,89 V
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Periodo de semivida	²⁵⁷ Fm		100,5 días

*Para I₁^a, **Fm³⁺⁺ + 3e⁻ → Fm

Etimología

El nombre de fermio es en honor a Enrico Fermi, constructor del primer reactor nuclear.

Descubridor

Se le atribuye a Albert Ghiorso y colaboradores, que al igual que el einstenio, fue descubierto en los restos de la primera gran explosión termonuclear, ya que también se

origina por captura múltiple de neutrones por el uranio, en 1953, pero no se publicaron los resultados por razones de seguridad. A finales de 1953 y principios de 1954, un grupo del Instituto Nobel de Física de Estocolmo, bombardeó ^{238}U con iones ^{16}O y aislaron el isótopo del fermio ^{254}Fm .

Isótopos

Tiene 18 isótopos sintéticos radiactivos. El de mayor periodo de semivida es el ^{257}Fm .

Estado natural

No está en la naturaleza.

Obtención

Se obtiene, por radiación intensa con neutrones de elementos más ligeros que él, como uranio o plutonio, mediante un proceso de captura de neutrones, intercalando desintegraciones beta.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	0	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

No se conocen

Características y reactividad

Las propiedades químicas del elemento se han visto con trazas de él, por lo que no es fácil su estudio. En medio acuoso, parece existir solo con número de oxidación +3, aunque también aparece -raramente- el estado de oxidación +2.

Se ha demostrado, que el isótopo ^{250}Fm es un producto de desintegración del elemento 102. Por tanto, la identificación química del ^{250}Fm sirve para confirmar la presencia del nobelio, que es el elemento 102.

MENDELEVIO



Bloque f

	[Rn]5f ¹³ 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Estructura cristalina	Desconocida	Color	Desconocido
Radio atómico	Desconocido	Radio iónico (+3)	90 pm
Radio covalente	Desconocido	Volumen atómico	Desconocido
Punto de fusión	827 °C	Punto de ebullición	Desconocido
Energía ionización*	635 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	Desconocida	Electronegatividad	1,3
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-1,68 V
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Periodo de semivida	²⁵⁸ Md		55 días

*Para I_{1a}, **Md³⁺⁺ + 3e⁻ → Md

Etimología

El nombre de mendelevio es en honor a Dimitri Mendeleiev, químico ruso, padre de la moderna tabla periódica.

Descubridor

Se le atribuye a los estadounidenses Glenn Seaborg, Albert Ghiorso, Bernard Harvey, Gregory Chopin y Stanley Thompson, en el ciclotrón de Berkeley, bombardeando ²⁵³Es con partículas alfa, en 1955.

Isótopos

Tiene 16 isótopos sintéticos radiactivos. El de mayor periodo de semivida es el ²⁵⁸Md.

Estado natural

No está en la naturaleza.

Obtención

Se obtiene mediante el bombardeo de isótopos del einstenio con iones helio (partículas alfa), que es el método original.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	0	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

No se conocen






Características y reactividad

Se cree, que en disolución acuosa suele adoptar el número de oxidación +3, que es el característico de los actinoideos y, en menor medida, el menos estable +2.

NOBELIO



Bloque f

	[Rn]5f ¹⁴ 7s ²
	sólido
	metal
	sintético
	radiactivo

Estructura cristalina	Desconocida	Color	Desconocido
Radio atómico	Desconocido	Radio iónico (+3)	95 pm
Radio covalente	Desconocido	Volumen atómico	Desconocido
Punto de fusión	827 °C	Punto de ebullición	Desconocido
Energía ionización*	642 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	Desconocida	Electronegatividad	1,3
Estado oxidación	+2,+3	Potencial normal**	-1,20 V
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Periodo de semivida	²⁵⁹ No		58 minutos

*Para I_{1a}, **No³⁺+ 3e⁻→ No

Etimología

El nombre de nobelio es en honor a Alfred Nobel.

Descubridor

Se le atribuye Georgy Flerov y colaboradores, en el Instituto Central de Investigaciones Nucleares de Dubna (Rusia), en 1963. Hubo mucha controversia, ya que, en principio, un equipo de científicos del Instituto Nobel de Estocolmo anunció, en 1957,

el descubrimiento del isótopo 252, del elemento de número atómico 102 (nobelio), bombardeando plutonio con oxígeno. Pero, en 1958, el grupo de Ghiorso, en Berkeley, anunció que no podían reproducir este proceso para obtener el nobelio, al igual que un equipo de Dubna en Rusia. Posteriormente, el nobelio fue identificado, sin ninguna duda, por Ghiorso y sus colaboradores en 1958, pero en 1962-63, Flerov y su equipo, sintetizaron los isótopos 252 a 256 del nobelio, y a ellos se les atribuyó el descubrimiento por la IUPAC, con las protestas de Ghiorso.

Isótopos

Tiene 14 isótopos sintéticos radiactivos. El de mayor periodo de semivida es el ^{259}No .

Estado natural

No está en la naturaleza.

Obtención

Se obtiene en un acelerador lineal de partículas, bombardeando curio con carbono.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	0	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

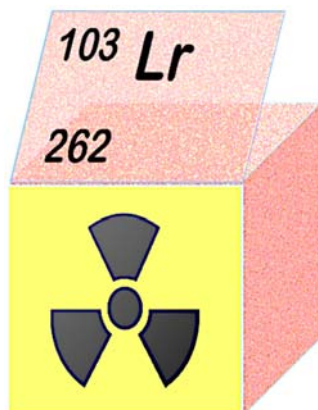
Aplicaciones

No tiene





Características y reactividad

Poco se sabe de las propiedades físicas y químicas del elemento. Como los demás actinoideos, presenta el estado de oxidación +3, pero también el +2.

LAURENCIO



Bloque f

-  [Rn]5f¹⁴6d¹7s²
-  sólido
-  metal
-  sintético
-  radiactivo

Estructura cristalina	Desconocida	Color	Desconocido
Radio atómico	Desconocido	Radio iónico (+3)	88 pm
Radio covalente	Desconocido	Volumen atómico	Desconocido
Punto de fusión	1.627 °C	Punto de ebullición	Desconocido
Energía ionización*	627 kJ/mol	Afinidad electrónica	Desconocida
Densidad	Desconocida	Electronegatividad	1,3
Estado oxidación	+3	Potencial normal**	-1,96 V
Conductividad eléctrica	Desconocida	Conductividad térmica	Desconocida
Energía atomización	Desconocida	Dureza	-
Periodo de semivida		²⁶² Lr	216 minutos

*Para I_{1a}, **Lr³⁺⁺ + 3e⁻ → Lr

Etimología

El nombre de laurencio es en honor a Ernest Lawrence, inventor del ciclotrón.

Descubridor

Se le atribuye a los estadounidenses Albert Ghiorso, Torbjorn Sikkeland, Almon Larsh y Robert Latimer, en el Laboratorio Nacional Lawrence Livermore de Berkeley, por bombardeo de curio con boro, en 1961, aunque también lo obtuvieron en 1958 y 1960.

Isótopos

Tiene 13 isótopos sintéticos radiactivos. El de mayor periodo de semivida es el ^{262}Lr .

Estado natural

No está en la naturaleza.

Obtención

Se obtienen, principalmente, tres isótopos. Bombardeando curio con nitrógeno: ^{257}Lr ; californio con núcleos de boro: ^{259}Lr y curio con boro: ^{257}Lr . Todos ellos, en un acelerador lineal de partículas y que son los métodos originales, realizados por sus descubridores en 1958, 1960 y 1961, respectivamente.

Abundancia

Universo	0	Sol	0
Corteza terrestre	0	Océanos	0
Atmósfera	0	Ser humano	0

Aplicaciones

No tiene

Características y reactividad

Se comporta de forma diferente al nobelio y se parece más a los primeros miembros de la serie de los actinoideos.

ANEXOS



LOS ELEMENTOS

La siguiente tabla tiene 9 columnas referidas a los elementos químicos: **1. Elemento.** **2. Sim.:** símbolo del elemento. **3. Z:** número atómico. **4. Masa:** masa atómica en unidad unificada (u). **5. Configuración:** configuración electrónica. **6. Estado:** estado de agregación. **7. Características y bloque,** que está subdividida en otras 4: **7a)** metal/no metal/metaloide; **7b)** natural (**nat**)/sintético (**sin**); **7c)** estable (**est**)/radiactivo (**rad**); **7d)** bloque de la tabla periódica al que pertenece el elemento: s, p, d, f. **8. Estructura:** estructura cristalina, que se refiere a la disposición de sus átomos en la forma más pura y para su alotropía más estable y que para los elementos líquidos y gaseosos, es la que toma cuando se congelan. **Abreviaturas:** c.c.; cúbica centrada en las caras y c.c.c.; cúbica centrada en el cuerpo. **9. Color:** color del elemento en su forma más estable.

Elemento	Sim.	Z	Masa	Configuración	Estado	Características y bloque			Estructura	Color
Hidrógeno	H	1	1,01	1s ¹	gas	no metal	nat	est	hexagonal	es incoloro
Helio	He	2	4,00	1s ²	gas	no metal	nat	est	p c.c.	es incoloro
Litio	Li	3	6,94	[He]2s ¹	sólido	metal	nat	est	s c.c.c.	blanco grisáceo plateado
Berilio	Be	4	9,01	[He]2s ²	sólido	metal	nat	est	s hexagonal	gris
Boro	B	5	10,81	[He]2s ² 2p ¹	sólido	metaloide	nat	est	p romboédrica	negro
Carbono	C	6	12,01	[He]2s ² 2p ²	sólido	no metal	nat	est	p hexagonal	negro
Nitrógeno	N	7	14,01	[He]2s ² 2p ³	gas	no metal	nat	est	p hexagonal	es incoloro
Oxígeno	O	8	16,00	[He]2s ² 2p ⁴	gas	no metal	nat	est	p monoclinica	azul pálido
Flúor	F	9	19,00	[He]2s ² 2p ⁵	gas	no metal	nat	est	p monoclinica	amarillo
Neón	Ne	10	20,18	[He]2s ² 2p ⁶	gas	no metal	nat	est	p c.c.	es incoloro
Sodio	Na	11	22,29	[Ne]3s ¹	sólido	metal	nat	est	s c.c.c.	blanco grisáceo plateado
Magnesio	Mg	12	24,31	[Ne]3s ²	sólido	metal	nat	est	s hexagonal	blanco grisáceo plateado
Aluminio	Al	13	26,98	[Ne]3s ² 3p ¹	sólido	metal	nat	est	p c.c.	blanco plateado
Silicio	Si	14	28,09	[Ne]3s ² 3p ²	sólido	metaloide	nat	est	p tetraédrica	plateado gris
Fósforo	P	15	30,97	[Ne]3s ² 3p ³	sólido	no metal	nat	est	p c.c.	blanco
Azufre	S	16	32,07	[Ne]3s ² 3p ⁴	sólido	no metal	nat	est	p ortorrómbica	amarillo
Cloro	Cl	17	35,45	[Ne]3s ² 3p ⁵	gas	no metal	nat	est	p ortorrómbica	amarillo verdoso
Argón	Ar	18	39,95	[Ne]3s ² 3p ⁶	gas	no metal	nat	est	p c.c.	es incoloro
Potasio	K	19	39,10	[Ar]4s ¹	sólido	metal	nat	est	s c.c.c.	blanco grisáceo plateado
Calcio	Ca	20	40,08	[Ar]4s ²	sólido	metal	nat	est	s c.c.c.	blanco grisáceo plateado
Escandio	Sc	21	44,95	[Ar]3d ¹ 4s ²	sólido	metal	nat	est	d hexagonal	plata
Titanio	Ti	22	47,86	[Ar]3d ² 4s ²	sólido	metal	nat	est	d hexagonal	plata
Vanadio	V	23	50,94	[Ar]3d ³ 4s ²	sólido	metal	nat	est	d c.c.c.	plata

Elemento	Sim.	Z	Masa	Configuración	Estado	Características y bloque				Estructura	Color
Cromo	Cr	24	51,99	[Ar]3d ⁵ 4s ¹	sólido	metal	nat	est	d	c.c.c.	plata
Manganeso	Mn	25	54,93	[Ar]3d ⁵ 4s ²	sólido	metal	nat	est	d	c.c.c.	plata
Hierro	Fe	26	55,84	[Ar]3d ⁶ 4s ²	sólido	metal	nat	est	d	c.c.c.	plata
Cobalto	Co	27	58,93	[Ar]3d ⁷ 4s ²	sólido	metal	nat	est	d	hexagonal	gris
Níquel	Ni	28	58,69	[Ar]3d ⁸ 4s ²	sólido	metal	nat	est	d	c.c.	gris
Cobre	Cu	29	63,54	[Ar]3d ¹⁰ 4s ¹	sólido	metal	nat	est	d	c.c.	rojo cobre
Cinc	Zn	30	65,38	[Ar]3d ¹⁰ 4s ²	sólido	metal	nat	est	d	hexagonal	gris pizarra
Galio	Ga	31	69,72	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹	sólido	metal	nat	est	p	ortorrómbica	blanco plateado
Germanio	Ge	32	72,64	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	sólido	metaloide	nat	est	p	tetraédrica	blanco grisáceo plateado
Arsénico	As	33	74,92	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	sólido	metaloide	nat	est	p	romboédrica	gris
Selenio	Se	34	78,96	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	sólido	no metal	nat	est	p	monoclínica	gris
Bromo	Br	35	79,90	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	líquido	no metal	nat	est	p	ortorrómbica	rojo
Kriptón	Kr	36	83,80	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	gas	no metal	nat	est	p	c.c.	es incoloro
Rubidio	Rb	37	85,47	[Kr]5s ¹	sólido	metal	nat	est	s	c.c.c.	blanco grisáceo plateado
Estroncio	Sr	38	87,62	[Kr]5s ²	sólido	metal	nat	est	s	c.c.	blanco grisáceo plateado
Itrio	Y	39	88,90	[Kr]4d ¹ 5s ²	sólido	metal	nat	est	d	hexagonal	plata
Circonio	Zr	40	91,22	[Kr]4d ² 5s ²	sólido	metal	nat	est	d	hexagonal	plata
Niobio	Nb	41	92,90	[Kr]4d ³ 5s ²	sólido	metal	nat	est	d	c.c.c.	gris
Molibdeno	Mo	42	95,96	[Kr]4d ⁵ 5s ¹	sólido	metal	nat	est	d	c.c.c.	gris
Tecnecio	Tc	43	98,00	[Kr]4d ⁵ 5s ²	sólido	metal	sin	rad	d	hexagonal	plata
Rutenio	Ru	44	101,00	[Kr]4d ⁷ 5s ¹	sólido	metal	nat	est	d	hexagonal	plata
Rodio	Rh	45	102,90	[Kr]4d ⁸ 5s ¹	sólido	metal	nat	est	d	c.c.	plata
Paladio	Pd	46	106,40	[Kr]4d ¹⁰	sólido	metal	nat	est	d	c.c.	plata
Plata	Ag	47	107,80	[Kr]4d ¹⁰ 5s ¹	sólido	metal	nat	est	d	c.c.	plata
Cadmio	Cd	48	112,40	[Kr]4d ¹⁰ 5s ²	sólido	metal	nat	est	d	hexagonal	plata
Indio	In	49	114,81	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	sólido	metal	nat	est	p	tetragonal	blanco plateado
Estaño	Sn	50	118,71	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	sólido	metal	nat	est	p	tetragonal	blanco plateado
Antimonio	Sb	51	121,76	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³	sólido	metaloide	nat	est	p	romboédrica	blanco grisáceo plateado
Telurio	Te	52	127,60	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	sólido	metaloide	nat	est	p	romboédrica	blanco plateado
Yodo	I	53	126,90	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	sólido	no metal	nat	est	p	ortorrómbica	negro
Xenón	Xe	54	131,29	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	gas	no metal	nat	est	p	c.c.	es incoloro
Cesio	Cs	55	132,91	[Xe]6s ¹	sólido	metal	nat	est	s	c.c.c.	oro plateado
Bario	Ba	56	137,34	[Xe]6s ²	sólido	metal	nat	est	s	c.c.	blanco grisáceo plateado

Elemento	Sim.	Z	Masa	Configuración	Estado	Características y bloque				Estructura	Color
Lantano	La	57	138,91	[Kr]4d ¹ 5s ²	sólido	metal	nat	est	d	hexagonal	plata
Cerio	Ce	58	140,10	[Xe]4f ¹ 5d ¹ 6s ²	sólido	metal	nat	est	f	hexagonal	plata
Praseodimio	Pr	59	140,90	[Xe]4f ³ 6s ²	sólido	metal	nat	est	f	hexagonal	plata
Neodimio	Nd	60	144,20	[Xe]4f ⁴ 6s ²	sólido	metal	nat	est	f	hexagonal	plata
Prometio	Pm	61	145,00	[Xe]4f ⁵ 6s ²	sólido	metal	sin	rad	f	?	plata
Samario	Sm	62	150,30	[Xe]4f ⁶ 6s ²	sólido	metal	nat	est	f	romboédrica	plata
Europio	Eu	63	151,90	[Xe]4f ⁷ 6s ²	sólido	metal	nat	est	f	c.c.c.	plata
Gadolinio	Gd	64	157,20	[Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	sólido	metal	nat	est	f	hexagonal	plata
Terbio	Tb	65	158,90	[Xe]4f ⁹ 6s ²	sólido	metal	nat	est	f	hexagonal	plata
Disprobio	Dy	66	162,50	[Xe]4f ¹⁰ 6s ²	sólido	metal	nat	est	f	hexagonal	plata
Holmio	Ho	67	164,90	[Xe]4f ¹¹ 6s ²	sólido	metal	nat	est	f	hexagonal	plata
Erbio	Er	68	167,20	[Xe]4f ¹² 6s ²	sólido	metal	nat	est	f	hexagonal	plata
Tulio	Tm	69	168,90	[Xe]4f ¹³ 6s ²	sólido	metal	nat	est	f	hexagonal	plata
Iterbio	Yb	70	173,00	[Xe]4f ¹⁴ 6s ²	sólido	metal	nat	est	f	c.c.	plata
Lutecio	Lu	71	174,90	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	sólido	metal	nat	est	f	hexagonal	plata
Hafnio	Hf	72	178,49	[Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	sólido	metal	nat	est	d	hexagonal	gris
Tantalio	Ta	73	180,95	[Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²	sólido	metal	nat	est	d	c.c.c.	gris
Wolframio	W	74	183,84	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²	sólido	metal	nat	est	d	c.c.c.	gris
Renio	Re	75	186,21	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	sólido	metal	nat	est	d	hexagonal	gris
Osmio	Os	76	190,23	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²	sólido	metal	nat	est	d	hexagonal	gris pizarra
Iridio	Ir	77	192,22	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²	sólido	metal	nat	est	d	c.c.	plata
Platino	Pt	78	195,08	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹	sólido	metal	nat	est	d	c.c.	gris
Oro	Au	79	196,97	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹	sólido	metal	nat	est	d	c.c.	oro
Mercurio	Hg	80	200,59	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²	líquido	metal	nat	est	d	romboédrica	plata
Talio	Tl	81	204,38	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹	sólido	metal	nat	est	p	hexagonal	blanco plateado
Plomo	Pb	82	207,20	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²	sólido	metal	nat	est	p	c.c.	gris plateado
Bismuto	Bi	83	208,98	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³	sólido	metal	nat	rad	p	monoclínica	blanco plateado
Polonio	Po	84	209,00	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴	sólido	metaloide	nat	rad	p	cúbica	plateado
Ástato	At	85	210,00	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵	sólido	?	nat	rad	p	?	?
Radón	Rn	86	222,00	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶	gas	no metal	nat	rad	p	?	?
Francio	Fr	87	223,00	[Rn]7s ¹	sólido	metal	nat	rad	s	?	plateado
Radio	Ra	88	226,00	[Rn]7s ²	sólido	metal	nat	rad	s	c.c.c.	blanco grisáceo plateado
Actinio	Ac	89	227,00	[Rn]6d ¹ 7s ²	sólido	metal	nat	rad	d	cúbica	plata brillante
Torio	Th	90	232,00	[Rn]6d ² 7s ²	sólido	metal	nat	rad	f	c.c.	plata

Elemento	Sim.	Z	Masa	Configuración	Estado	Características y bloque				Estructura	Color
						metal	nat	rad	f		
Protactinio	Pa	91	231,00	[Rn]5f ² 6d ¹ 7s ²	sólido	metal	nat	rad	f	tetragonal	claro
Uranio	U	92	238,00	[Rn]5f ³ 6d ¹ 7s ²	sólido	metal	nat	rad	f	ortorrómbica	plata
Neptunio	Np	93	237,00	[Rn]5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	f	ortorrómbica	plata
Plutonio	Pu	94	244,00	[Rn]5f ⁶ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	f	monoclínica	plata
Americio	Am	95	243,00	[Rn]5f ⁷ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	f	hexagonal	plata
Curio	Cm	96	247,00	[Rn]5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	f	hexagonal	plata
Berkelio	Bk	97	247,00	[Rn]5f ⁹ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	f	hexagonal	plata
Californio	Cf	98	251,00	[Rn]5f ¹⁰ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	f	hexagonal	plata
Einsteinio	Es	99	252,00	[Rn]5f ¹¹ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	f	?	plata
Fermio	Fm	100	257,00	[Rn]5f ¹² 7s ²	sólido	metal	sin	rad	f	?	?
Mendelevio	Md	101	258,00	[Rn]5f ¹³ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	f	?	?
Nobelio	No	102	259,00	[Rn]5f ¹⁴ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	f	?	?
Laurencio	Lr	103	262,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	f	?	?
Rutherfordio	Rf	104	261,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	sólido	metal	sin	rad	d	?	?
Dubnio	Db	105	262,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	d	?	?
Seaborgio	Sg	106	266,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	d	?	?
Bohrio	Bh	107	264,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	d	?	?
Hassio	Hs	108	277,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	d	?	?
Meitnerio	Mt	109	268,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²	sólido	metal	sin	rad	d	?	?
Darmstadio	Ds	110	281,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ⁹ 7s ¹	sólido	metal	sin	rad	d	?	?
Roentgenio	Rg	111	272,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ¹	sólido	metal	sin	rad	d	?	?
Copernicio	Cn	112	285,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ²	sólido	?	sin	rad	d	?	?
Nihonio	Nh	113	284,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ¹	sólido	metal	sin	rad	p	?	?
Flerovio	Fl	114	289,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ²	sólido	metal	sin	rad	p	?	?
Moscovio	Mc	115	288,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ³	sólido	metal	sin	rad	p	?	?
Livermorio	Lv	116	292,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁴	sólido	metaloide	sin	rad	p	?	?
Téneso	Ts	117	293,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁵	sólido	?	sin	rad	p	?	?
Organesón	Og	118	294,00	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁶	?	no metal	sin	rad	p	?	?

ELEMENTOS POR MASA

La unidad de masa atómica unificada se representa por la letra u . Se define como “la doceava parte de la masa de un átomo neutro y no enlazado del isótopo ^{12}C , en su estado fundamental eléctrico y nuclear y equivale a $1,660538921(73) \times 10^{-27} \text{ kg}$ ”.

	Z				Masa (u)	
1 (el más ligero)	Hidrógeno	H	1	natural	estable	1,00794
2	Helio	He	2	natural	estable	4,0020
3 (el metal más ligero)	Litio	Li	3	natural	estable	6,9410
4	Berilio	Be	4	natural	estable	9,0120
5	Boro	B	5	natural	estable	10,8110
6	Carbono	C	6	natural	estable	12,0100
7	Nitrógeno	N	7	natural	estable	14,0060
8	Oxígeno	O	8	natural	estable	15,9990
9	Flúor	F	9	natural	estable	18,9980
10	Neón	Ne	10	natural	estable	20,1790
11	Sodio	Na	11	natural	estable	22,2900
12	Magnesio	Mg	12	natural	estable	24,3050
13	Aluminio	Al	13	natural	estable	26,9810
14	Silicio	Si	14	natural	estable	28,0850
15	Fósforo	P	15	natural	estable	30,9730
16	Azufre	S	16	natural	estable	32,0650
17	Cloro	Cl	17	natural	estable	35,4530
18	Potasio	K	19	natural	estable	39,0980
19	Argón	Ar	18	natural	estable	39,9480
20	Calcio	Ca	20	natural	estable	40,0800
21	Escandio	Sc	21	natural	estable	44,9500
22	Titanio	Ti	22	natural	estable	47,8600
23	Vanadio	V	23	natural	estable	50,9400
24	Cromo	Cr	24	natural	estable	51,9900
25	Manganeso	Mn	25	natural	estable	54,9300
26	Hierro	Fe	26	natural	estable	55,8400
27	Níquel	Ni	28	natural	estable	58,6900
28	Cobalto	Co	27	natural	estable	58,9300
29	Cobre	Cu	29	natural	estable	63,5400

			Z			Masa (u)
30	Cinc	Zn	30	natural	estable	65,3800
31	Galio	Ga	31	natural	estable	69,7230
32	Germanio	Ge	32	natural	estable	72,6400
33	Arsénico	As	33	natural	estable	74,9200
34	Selenio	Se	34	natural	estable	78,9600
35	Bromo	Br	35	natural	estable	79,9000
36	Kriptón	Kr	36	natural	estable	83,7980
37	Rubidio	Rb	37	natural	estable	85,4680
38	Estroncio	Sr	38	natural	estable	87,6200
39	Itrio	Y	39	natural	estable	88,9000
40	Circonio	Zr	40	natural	estable	91,2200
41	Niobio	Nb	41	natural	estable	92,9000
42	Molibdeno	Mo	42	natural	estable	95,9600
43	Tecnecio	Tc	43	sintético	radiactivo	98,0000
44	Rutenio	Ru	44	natural	estable	101,0000
45	Rodio	Rh	45	natural	estable	102,9000
46	Paladio	Pd	46	natural	estable	106,4000
47	Plata	Ag	47	natural	estable	107,8000
48	Cadmio	Cd	48	natural	estable	112,4000
49	Indio	In	49	natural	estable	114,8100
50	Estaño	Sn	50	natural	estable	118,7100
51	Antimonio	Sb	51	natural	estable	121,7600
52	Yodo	I	53	natural	estable	126,9000
53	Telurio	Te	52	natural	estable	127,6000
54	Xenón	Xe	54	natural	estable	131,2900
55	Cesio	Cs	55	natural	estable	132,9100
56	Bario	Ba	56	natural	estable	137,3400
57	Lantano	La	57	natural	estable	138,9055
58	Cerio	Ce	58	natural	estable	140,1000
59	Praseodimio	Pr	59	natural	estable	140,9000
60	Neodimio	Nd	60	natural	estable	144,2000
61	Prometio	Pm	61	sintético	radiactivo	145,0000
62	Samario	Sm	62	natural	estable	150,3000
63	Europio	Eu	63	natural	estable	151,9000
64	Gadolinio	Gd	64	natural	estable	157,2000
65	Terbio	Tb	65	natural	estable	158,9000

			Z			Masa (u)
66	Disproσιο	Dy	66	natural	estable	162,5000
67	Holmio	Ho	67	natural	estable	164,9000
68	Erbio	Er	68	natural	estable	167,2000
69	Tulio	Tm	69	natural	estable	168,9000
70	Iterbio	Yb	70	natural	estable	173,0000
71	Lutecio	Lu	71	natural	estable	174,9000
72	Hafnio	Hf	72	natural	estable	178,4900
73	Tantalio	Ta	73	natural	estable	180,9470
74	Wolframio	W	74	natural	estable	183,8400
75	Renio	Re	75	natural	estable	186,2070
76	Osmio	Os	76	natural	estable	190,2300
77	Iridio	Ir	77	natural	estable	192,2170
78	Platino	Pt	78	natural	estable	195,0800
79	Oro	Au	79	natural	estable	196,9660
80	Mercurio	Hg	80	natural	estable	200,5900
81	Talio	Tl	81	natural	estable	204,3800
82 (el más pesado de los estables)	Plomo	Pb	82	natural	estable	207,2000
83	Bismuto	Bi	83	natural	radiactivo	208,9800
84	Polonio	Po	84	natural	radiactivo	209,0000
85	Ástato	At	85	natural	radiactivo	210,0000
86	Radón	Rn	86	natural	radiactivo	222,0000
87	Francio	Fr	87	natural	radiactivo	223,0000
88	Radio	Ra	88	natural	radiactivo	226,0000
89	Actinio	Ac	89	natural	radiactivo	227,0000
90	Protactinio	Pa	91	natural	radiactivo	231,0000
91	Torio	Th	90	natural	radiactivo	232,0000
92	Neptunio	Np	93	sintético	radiactivo	237,0000
93 (el más pesado de los naturales)	Uranio	U	92	natural	radiactivo	238,0000
94	Americio	Am	95	sintético	radiactivo	243,0000
95	Plutonio	Pu	94	sintético	radiactivo	244,0000
96	Curio	Cm	96	sintético	radiactivo	247,0000
	Berkelio	Bk	97	sintético	radiactivo	
97	Californio	Cf	98	sintético	radiactivo	251,0000
98	Einstenio	Es	99	sintético	radiactivo	252,0000
99	Fermio	Fm	100	sintético	radiactivo	257,0000
100	Mendelevio	Md	101	sintético	radiactivo	258,0000

			Z			Masa (u)
101	Nobelio	No	102	sintético	radiactivo	259,0000
102	Rutherfordio	Rf	104	sintético	radiactivo	261,0000
103	Laurencio	Lr	103	sintético	radiactivo	262,0000
	Dubnio	Db	105	sintético	radiactivo	
104	Bohrio	Bh	107	sintético	radiactivo	264,0000
105	Seaborgio	Sg	106	sintético	radiactivo	266,0000
106	Meitnerio	Mt	109	sintético	radiactivo	268,0000
107	Roentgenio	Rg	111	sintético	radiactivo	272,0000
108	Hassio	Hs	108	sintético	radiactivo	277,0000
109	Darmstadio	Ds	110	sintético	radiactivo	281,0000
110	Nihonio	Nh	113	sintético	radiactivo	284,0000
111	Copernicio	Cn	112	sintético	radiactivo	285,0000
112	Moscovio	Mc	115	sintético	radiactivo	288,0000
113	Flerovio	Fl	114	sintético	radiactivo	289,0000
114	Livermorio	Lv	116	sintético	radiactivo	292,0000
115	Téneso	Ts	117	sintético	radiactivo	293,0000
116 (el más pesado)	Organesón	Og	118	sintético	radiactivo	294,0000

ELEMENTOS POR RADIO ATÓMICO

Para medir el radio atómico (R_a) se ha considerado la distancia entre el núcleo y la capa más externa del átomo. La unidad es el picómetro (pm). Se desconocen los del fermio (100), mendelevio (101), nobelio (102) y laurencio (103).

	Z			Ra (pm)	
1 (el menor)	Hidrógeno	H	1	$1s^1$	25
2	Helio	He	2	$1s^2$	31
3	Neón	Ne	10	$[\text{He}]2s^22p^6$	38
4	Flúor	F	9	$[\text{He}]2s^22p^5$	50
5	Oxígeno	O	8	$[\text{He}]2s^22p^4$	60
6	Nitrógeno	N	7	$[\text{He}]2s^22p^3$	65
7 (el menor sólido)	Carbono	C	6	$[\text{He}]2s^22p^2$	70
8	Argón	Ar	18	$[\text{Ne}]3s^23p^6$	71
9	Boro	B	5	$[\text{He}]2s^22p^1$	85
10	Kriptón	Kr	36	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^6$	88
11	Fósforo	P	15	$[\text{Ne}]3s^23p^3$	100
	Azufre	S	16	$[\text{Ne}]3s^23p^4$	
	Cloro	Cl	17	$[\text{Ne}]3s^23p^5$	
12 (el menor de los metales)	Berilio	Be	4	$[\text{He}]2s^2$	105
13	Xenón	Xe	54	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^6$	108
14	Silicio	Si	14	$[\text{Ne}]3s^23p^2$	110
15	Arsénico	As	33	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^3$	115
	Selenio	Se	34	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$	
	Bromo	Br	35	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$	
16	Radón	Rn	86	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$	120
17	Organesón	Og	118	$[\text{Rn}]5f^{14}6d^{10}7s^27p^6$	123
18	Aluminio	Al	13	$[\text{Ne}]3s^23p^1$	125
	Germanio	Ge	32	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^2$	
19	Ástato	At	85	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^5$	127
20	Galio	Ga	31	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^1$	130
	Rutenio	Ru	44	$[\text{Kr}]4d^75s^1$	
	Osmio	Os	76	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^66s^2$	
	Téneso	Ts	117	$[\text{Rn}]5f^{14}6d^{10}7s^27p^5$	
21	Vanadio	V	23	$[\text{Ar}]3d^34s^2$	135
	Cobalto	Co	27	$[\text{Ar}]3d^74s^2$	
	Níquel	Ni	28	$[\text{Ar}]3d^84s^2$	
	Cobre	Cu	29	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$	
	Cinc	Zn	30	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$	
	Tecnecio	Tc	43	$[\text{Kr}]4d^55s^2$	

			Z		Ra (pm)
21 (sigue del anterior)	Rodio	Rh	45	[Kr]4d ⁸ 5s ¹	135
	Wolframio	W	74	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²	
	Renio	Re	75	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	
	Iridio	Ir	77	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²	
	Platino	Pt	78	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹	
	Oro	Au	79	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹	
22	Livermorio	Lv	116	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁴	139
23	Titanio	Ti	22	[Ar]3d ² 4s ²	140
	Cromo	Cr	24	[Ar]3d ⁵ 4s ¹	
	Manganeso	Mn	25	[Ar]3d ⁵ 4s ²	
	Hierro	Fe	26	[Ar]3d ⁶ 4s ²	
	Paladio	Pd	46	[Kr]4d ¹⁰	
	Telurio	Te	52	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	
	Yodo	I	53	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	
24	Litio	Li	3	[He]2s ¹	145
	Niobio	Nb	41	[Kr]4d ³ 5s ²	
	Molibdeno	Mo	42	[Kr]4d ⁵ 5s ¹	
	Estaño	Sn	50	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	
	Antimonio	Sb	51	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³	
	Tantalio	Ta	73	[Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²	
25	Moscovio	Mc	115	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ³	147
26	Magnesio	Mg	12	[Ne]3s ²	150
	Mercurio	Hg	80	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²	
27	Circonio	Zr	40	[Kr]4d ² 5s ²	155
	Cadmio	Cd	48	[Kr]4d ¹⁰ 5s ²	
	Indio	In	49	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	
	Hafnio	Hf	72	[Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	
28	Escandio	Sc	21	[Ar]3d ¹ 4s ²	160
	Plata	Ag	47	[Kr]4d ¹⁰ 5s ¹	
	Bismuto	Bi	83	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³	
	Nihonio	Nh	113	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ¹	
29	Flerovio	Fl	114	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ²	161
30	Berkelio	Bk	97	[Rn]5f ⁹ 7s ²	170
31	Curio	Cm	96	[Rn]5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	174
32	Terbio	Tb	65	[Xe]4f ⁹ 6s ²	175
	Disprobio	Dy	66	[Xe]4f ¹⁰ 6s ²	
	Holmio	Ho	67	[Xe]4f ¹¹ 6s ²	
	Erbio	Er	68	[Xe]4f ¹² 6s ²	
	Tulio	Tm	69	[Xe]4f ¹³ 6s ²	
	Yterbio	Yb	70	[Xe]4f ¹⁴ 6s ²	
			Z		Ra (pm)

32 (sigue del anterior)	Lutecio	Lu	71	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^16s^2$	175
	Uranio	U	92	$[\text{Rn}]5f^36d^17s^2$	
	Neptunio	Np	93	$[\text{Rn}]5f^46d^17s^2$	
	Plutonio	Pu	94	$[\text{Rn}]5f^67s^2$	
	Americio	Am	95	$[\text{Rn}]5f^77s^2$	
33	Copernicio	Cn	112	$[\text{Rn}]5f^{14}6d^{10}7s^2$	176
34	Roentgenio	Rg	111	$[\text{Rn}]5f^{14}6d^{10}7s^1$	179
35	Sodio	Na	11	$[\text{Ne}]3s^1$	180
	Calcio	Ca	20	$[\text{Ar}]4s^2$	
	Itrio	Y	39	$[\text{Kr}]4d^15s^2$	
	Gadolinio	Gd	64	$[\text{Xe}]4f^75d^16s^2$	
	Plomo	Pb	82	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$	
	Torio	Th	90	$[\text{Rn}]6d^27s^2$	
	Protactinio	Pa	91	$[\text{Rn}]5f^26d^17s^2$	
36	Darmstadio	Ds	110	$[\text{Rn}]5f^{14}6d^97s^1$	182
37	Cerio	Ce	58	$[\text{Xe}]4f^15d^16s^2$	185
	Praseodimio	Pr	59	$[\text{Xe}]4f^36s^2$	
	Neodimio	Nd	60	$[\text{Xe}]4f^46s^2$	
	Prometio	Pm	61	$[\text{Xe}]4f^56s^2$	
	Samarium	Sm	62	$[\text{Xe}]4f^66s^2$	
	Europio	Eu	63	$[\text{Xe}]4f^76s^2$	
	Meitnerio	Mt	109	$[\text{Rn}]5f^{14}6d^77s^2$	
38	Californio	Cf	98	$[\text{Rn}]5f^{10}7s^2$	186
	Einsteinio	Es	99	$[\text{Rn}]5f^{11}7s^2$	
39	Talio	Tl	81	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$	190
	Polonio	Po	84	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$	
	Hassio	Hs	108	$[\text{Rn}]5f^{14}6d^67s^2$	
40	Bohrio	Bh	107	$[\text{Rn}]5f^{14}6d^57s^2$	193
41	Lantano	La	57	$[\text{Kr}]4d^15s^2$	195
	Actinio	Ac	89	$[\text{Rn}]6d^17s^2$	
42	Seaborgio	Sg	106	$[\text{Rn}]5f^{14}6d^47s^2$	198
43	Estroncio	Sr	38	$[\text{Kr}]5s^2$	200
44	Dubnio	Db	105	$[\text{Rn}]5f^{14}6d^37s^2$	206
45	Rutherfordio	Rf	104	$[\text{Rn}]5f^{14}6d^27s^2$	214
46	Bario	Ba	56	$[\text{Xe}]6s^2$	215
	Radio	Ra	88	$[\text{Rn}]7s^2$	
47	Potasio	K	19	$[\text{Ar}]4s^1$	220
48	Rubidio	Rb	37	$[\text{Kr}]5s^1$	235
49 (el mayor de los estables)	Cesio	Cs	55	$[\text{Xe}]6s^1$	260
50 (el mayor)	Francio	Fr	87	$[\text{Rn}]7s^1$	270

ELEMENTOS POR RADIO IÓNICO

Los radios iónicos (Ri) se corresponden con el del ion más estable de cada elemento. No se conocen los del helio, neón, argón, radón y los de los elementos del 110 al 118.

			Z	ion	Ri (pm)
1 (el mayor)	Antimonio	Sb	51	-3	245
2	Arsénico	As	33	-3	222
3	Telurio	Te	52	-2	221
4	Yodo	I	53	-1	220
5	Fósforo	P	15	-3	212
6	Selenio	Se	34	-2	198
7	Bromo	Br	35	-1	196
8 (el mayor de los cationes)	Xenón	Xe	54	+1	190
9	Azufre	S	16	-2	184
10	Cloro	Cl	17	-1	181
11	Nitrógeno	N	7	-3	171
12 (el mayor de los metales)	Cesio	Cs	55	+1	170
13	Kriptón	Kr	36	+1	169
14	Hidrógeno	H	1	-1	154
15	Rubidio	Rb	37	+1	149
16	Oxígeno	O	8	-2	140
17	Potasio	K	19	+1	138
18	Oro	Au	79	+1	137
19	Bario	Ba	56	+2	136
20 (el menor de los aniones)	Flúor	F	9	-1	133
21	Plomo	Pb	82	+2	132
22	Lantano	La	57	+3	123
23	Actinio	Ac	89	+3	118
24	Estroncio	Sr	38	+2	114
25	Plata	Ag	47	+1	113
	Protactinio	Pa	91	+3	
26	Mercurio	Hg	80	+2	112
27	Neptunio	Np	93	+3	110
28	Plutonio	Pu	94	+3	108
29	Cerio	Ce	58	+3	107
	Americio	Am	95	+3	
30	Itrio	Y	39	+3	106
	Praseodimio	Pr	59	+3	
	Prometio	Pm	61	+3	
31	Neodimio	Nd	60	+3	104

			Z	ion	Ri (pm)
32	Cadmio	Cd	48	+2	103
	Uranio	U	92	+3	
33	Sodio	Na	11	+1	102
34	Torio	Th	90	+3	101
35	Calcio	Ca	20	+2	100
	Samario	Sm	62	+3	
36	Curio	Cm	96	+3	99
37	Europio	Eu	63	+3	98
	Berkelio	Bk	97	+3	
	Californio	Cf	98	+3	
	Einsteinio	Es	99	+3	
38	Gadolinio	Gd	64	+3	97
39	Cobre	Cu	29	+1	96
	Bismuto	Bi	83	+3	
40	Nobelio	No	102	+3	95
41	Tulio	Tm	69	+3	94
42	Estaño	Sn	50	+2	93
	Terbio	Tb	65	+3	
43	Molibdeno	Mo	42	+2	92
44	Disproσιο	Dy	66	+3	91
	Fermio	Fm	100	+3	
45	Germanio	Ge	32	+2	90
	Mendelevio	Md	101	+3	
46	Holmio	Ho	67	+3	89
	Erbio	Er	68	+3	
	Iridio	Ir	77	+2	
47	Talio	Tl	81	+3	88
	Laurencio	Lr	103	+3	
48	Circonio	Zr	40	+4	87
49	Rodio	Rh	45	+2	86
	Paladio	Pd	46	+2	
	Iterbio	Yb	70	+3	
	Seaborgio	Sg	106	+5	
50	Lutecio	Lu	71	+3	85
	Platino	Pt	78	+2	
51	Cromo	Cr	24	+2	84
	Hafnio	Hf	72	+4	
52	Escandio	Sc	21	+3	83
	Cinc	Zn	30	+2	
	Bohrío	Bh	107	+5	
	Meitnerio	Mt	109	+3	

			Z	ion	Ri (pm)
53	Cobalto	Co	27	+2	82
54	Osmio	Os	76	+3	81
55	Hassio	Hs	108	+4	80
56	Níquel	Ni	28	+2	78
57	Rutenio	Ru	44	+3	77
58	Niobio	Nb	41	+4	74
59	Magnesio	Mg	12	+2	72
	Tecnecio	Tc	43	+4	
	Indio	In	49	+3	
	Renio	Re	75	+4	
60	Titanio	Ti	22	+4	69
61	Tantalio	Ta	73	+4	68
	Wolframio	W	74	+4	
	Dubnio	Db	105	+5	
62	Hierro	Fe	26	+3	67
	Rutherfordio	Rf	104	+4	
63	Galio	Ga	31	+3	62
64	Vanadio	V	23	+4	61
65	Litio	Li	3	+1	58
66	Aluminio	Al	13	+3	53
67	Manganeso	Mn	25	+4	52
68 (el menor)	Berilio	Be	4	+2	27

ELEMENTOS POR RADIO COVALENTE

En esta tabla se ordenan los elementos por radio covalente ($r_{\text{covalente}}$), de menor a mayor y comparando con el correspondiente radio atómico ($r_{\text{atómico}}$). No se conocen los radios covalentes de los elementos 97 a 118, con excepción del 113 y 115, si bien no dejan de ser una predicción.

			Z	$r_{\text{atómico}}$ (pm)	$r_{\text{covalente}}$ (pm)
1 (el menor)	Helio	He	2	31	28
2	Hidrógeno	H	1	25	31
3	Flúor	F	9	50	57
4	Neón	Ne	10	38	58
5	Oxígeno	O	8	60	66
6	Nitrógeno	N	7	65	71
7 (el menor de los sólidos)	Carbono	C	6	70	76
8	Boro	B	5	85	84
9 (el menor de los metales)	Berilio	Be	4	105	96
10	Cloro	Cl	17	100	102
11	Azufre	S	16	100	105
12	Argón	Ar	18	71	106
13	Fósforo	P	15	100	107
14	Silicio	Si	14	110	111
15	Kriptón	Kr	36	88	116
16	Arsénico	As	33	115	119
17	Germanio	Ge	32	125	120
	Selenio	Se	34	115	
	Bromo	Br	35	115	
18	Aluminio	Al	13	125	121
19	Cinc	Zn	30	135	122
	Galio	Ga	31	130	
20	Níquel	Ni	28	135	124
21	Cobalto	Co	27	135	126
22	Litio	Li	3	145	128
23	Hierro	Fe	26	140	132
	Cobre	Cu	29	135	
	Mercurio	Hg	80	150	
24	Platino	Pt	78	135	136
	Oro	Au	79	135	
	Nihonio	Nh	113	160	
25	Telurio	Te	52	140	138

			Z	r _{atómico} (pm)	r _{covalente} (pm)
26	Cromo	Cr	24	140	139
	Manganeso	Mn	25	140	
	Paladio	Pd	46	140	
	Estaño	Sn	50	145	
	Antimonio	Sb	51	145	
	Yodo	I	53	140	
27	Xenón	Xe	54	108	140
	Polonio	Po	84	190	
28	Magnesio	Mg	12	150	141
	Iridio	Ir	77	135	
29	Rodio	Rh	45	135	142
	Indio	In	49	155	
30	Cadmio	Cd	48	155	144
	Osmio	Os	76	130	
31	Rutenio	Ru	44	130	145
	Plata	Ag	47	160	
	Talio	Tl	81	190	
32	Plomo	Pb	82	180	146
33	Tecnecio	Tc	43	135	147
34	Bismuto	Bi	83	160	148
35	Ástato	At	85	127	150
	Radón	Rn	86	120	
36	Renio	Re	75	135	151
37	Vanadio	V	23	135	153
38	Molibdeno	Mo	42	145	154
39	Titanio	Ti	22	140	160
40	Wolframio	W	74	135	162
	Moscovio	Mc	115	147	
41	Niobio	Nb	41	145	164
42	Sodio	Na	11	180	166
43	Curio	Cm	96	174	169
44	Escandio	Sc	21	160	170
	Tantalio	Ta	73	145	
45	Circonio	Zr	40	155	175
	Hafnio	Hf	72	155	
46	Calcio	Ca	20	180	176
47	Americio	Am	95	175	180
48	Iterbio	Yb	70	175	187
	Lutecio	Lu	71	175	
	Plutonio	Pu	94	175	

			Z	r_atómico (pm)	r_covalente (pm)
49	Erbio	Er	68	175	189
50	Itrio	Y	39	180	190
	Tulio	Tm	69	175	
	Neptunio	Np	93	175	
51	Disprosio	Dy	66	175	192
	Holmio	Ho	67	175	
52	Terbio	Tb	65	175	194
53	Estroncio	Sr	38	200	195
54	Gadolinio	Gd	64	180	196
	Uranio	U	92	175	
55	Samario	Sm	62	185	198
	Europio	Eu	63	185	
56	Prometio	Pm	61	185	199
57	Protactinio	Pa	91	180	200
58	Neodimio	Nd	60	185	201
59	Potasio	K	19	220	203
60	Praseodimio	Pr	59	185	203
61	Cerio	Ce	58	185	204
62	Torio	Th	90	180	206
63	Lantano	La	57	195	207
64	Bario	Ba	56	215	215
	Actinio	Ac	89	195	
65	Rubidio	Rb	37	235	220
66	Radio	Ra	88	215	221
67 (el mayor de los estables)	Cesio	Cs	55	260	244
68 (el mayor)	Francio	Fr	87	270	260

ELEMENTOS POR DENSIDAD

La densidad de los gases se da en g/L, el resto en g/cm³. Los 11 primeros elementos de la siguiente tabla son gases, el bromo y mercurio, líquidos y el resto sólidos. No se conocen las densidades del ástato y francio, ni la de los elementos del 99 al 118, excepto la del 113, que es el nihonio, pero que no deja de ser una predicción.

			Z	Densidad (g/cm ³)
1 (la menor)-gas	Hidrógeno	H	1	0,0899 g/L
2	Helio	He	2	0,1785 g/L
3	Neón	Ne	10	0,9000 g/L
4	Nitrógeno	N	7	1,2510 g/L
5	Oxígeno	O	8	1,4290 g/L
6	Flúor	F	9	1,6960 g/L
7	Argón	Ar	18	1,7840 g/L
8	Cloro	Cl	17	3,2140 g/L
9	Kriptón	Kr	36	3,7500 g/L
10	Xenón	Xe	54	5,9000 g/L
11	Radón	Rn	86	9,7300 g/L
12 (la menor de los metales)-sólido	Litio	Li	3	0,535
13	Potasio	K	19	0,856
14	Sodio	Na	11	0,968
15	Rubidio	Rb	37	1,532
16	Calcio	Ca	20	1,550
17	Magnesio	Mg	12	1,738
18	Fósforo	P	15	1,823
19	Berilio	Be	4	1,848
20	Cesio	Cs	55	1,879
21	Azufre	S	16	1,960
22	Carbono	C	6	2,260
23	Silicio	Si	14	2,330
24	Boro	B	5	2,460
25	Estroncio	Sr	38	2,630
26	Aluminio	Al	13	2,700
27	Escandio	Sc	21	2,985
28 (líquido)	Bromo	Br	35	3,120
29	Bario	Ba	56	3,510
30	Itrio	Y	39	4,472
31	Titanio	Ti	22	4,507
32	Selenio	Se	34	4,819
33	Yodo	I	53	4,940

			Z	Densidad (g/cm ³)
34	Radio	Ra	88	5,000
35	Europio	Eu	63	5,244
36	Germanio	Ge	32	5,323
37	Arsénico	As	33	5,727
38	Galio	Ga	31	5,904
39	Vanadio	V	23	6,110
40	Lantano	La	57	6,146
41	Telurio	Te	52	6,240
42	Circonio	Zr	40	6,511
43	Iterbio	Yb	70	6,570
44	Praseodimio	Pr	59	6,640
45	Cerio	Ce	58	6,689
46	Antimonio	Sb	51	6,697
47	Neodimio	Nd	60	7,010
48	Cinc	Zn	30	7,140
49	Cromo	Cr	24	7,190
50	Prometio	Pm	61	7,264
51	Indio	In	49	7,310
	Estaño	Sn	50	
52	Samario	Sm	62	7,353
53	Manganeso	Mn	25	7,470
54	Hierro	Fe	26	7,874
55	Gadolinio	Gd	64	7,901
56	Terbio	Tb	65	8,219
57	Disproso	Dy	66	8,551
58	Niobio	Nb	41	8,570
59	Cadmio	Cd	48	8,650
60	Holmio	Ho	67	8,795
61	Cobalto	Co	27	8,900
62	Níquel	Ni	28	8,908
63	Cobre	Cu	29	8,960
64	Erbio	Er	68	9,066
65	Polonio	Po	84	9,196
66	Tulio	Tm	69	9,321
67	Bismuto	Bi	83	9,780
68	Lutecio	Lu	71	9,841
69	Actinio	Ac	89	10,070
70	Molibdeno	Mo	42	10,280
71	Plata	Ag	47	10,490
72	Plomo	Pb	82	11,340
			Z	Densidad (g/cm ³)

73	Tecnecio	Tc	43	11,500
74	Torio	Th	90	11,724
75	Talio	Tl	81	11,850
76	Paladio	Pd	46	12,023
77	Rutenio	Ru	44	12,370
78	Rodio	Rh	45	12,450
79	Hafnio	Hf	72	13,310
80	Curio	Cm	96	13,510
81 (líquido)	Mercurio	Hg	80	13,534
82	Americio	Am	95	13,670
83	Berkelio	Bk	97	14,780
84	Californio	Cf	98	15,100
85	Protactinio	Pa	91	15,370
86	Nihonio	Nh	113	16,000
87	Tantalio	Ta	73	16,650
88	Uranio	U	92	19,050
89	Wolframio	W	74	19,250
90	Oro	Au	79	19,300
91	Plutonio	Pu	94	19,816
92	Neptunio	Np	93	20,450
93	Renio	Re	75	21,020
94	Platino	Pt	78	21,450
95	Iridio	Ir	77	22,560
96 (la mayor)*	Osmio	Os	76	22,590

*Por medidas directas. Sin embargo, si se hace a partir de las redes respectivas, el iridio ($22,65 \text{ g/cm}^3$) tiene una densidad mayor que el osmio ($22,61 \text{ g/cm}^3$).

ELEMENTOS POR VOLUMEN ATÓMICO

En esta tabla se muestran los valores **aproximados** de los volúmenes atómicos (vol_atómico), de menor a mayor. Introducimos también los valores correspondientes a la masa atómica y densidad, puesto que el volumen atómico=masa atómica/densidad. No se conocen los valores para ástato y francio ni para los elementos del 99 al 118.

			Z	Masa	Densidad (g/cm ³)	vol_atómico (cm ³ /mol)
1 (el menor)	Carbono	C	6	12,01	2,260	3,42
2	Boro	B	5	10,811	2,460	4,60
3 (el menor metal)	Berilio	Be	4	9,012	1,848	4,89
4	Níquel	Ni	28	58,69	8,908	6,59
5	Cobalto	Co	27	58,93	8,900	6,64
6	Hierro	Fe	26	55,84	7,874	7,09
7	Cobre	Cu	29	63,54	8,960	7,11
8	Cromo	Cr	24	51,99	7,190	7,23
9	Manganeso	Mn	25	54,93	7,470	7,35
10	Rutenio	Ru	44	101	12,370	8,17
11	Rodio	Rh	45	102,9	12,450	8,28
12	Vanadio	V	23	50,94	6,110	8,34
13	Osmio	Os	76	190,23	22,590	8,41
14	Iridio	Ir	77	192,217	22,560	8,49
15	Tecnecio	Tc	43	98	11,500	8,63
16	Paladio	Pd	46	106,4	12,023	8,85
17	Renio	Re	75	186,207	21,020	8,86
18	Platino	Pt	78	195,08	21,450	9,10
19	Cinc	Zn	30	65,38	7,140	9,16
20	Wolframio	W	74	183,84	19,250	9,53
21	Molibdeno	Mo	42	95,96	10,280	9,88
22	Aluminio	Al	13	26,981	2,700	10,00
23	Oro	Au	79	196,966	19,300	10,20
24	Plata	Ag	47	107,8	10,490	10,27
25	Titanio	Ti	22	47,86	4,507	10,62
26	Niobio	Nb	41	92,9	8,570	10,84
27	Tantalio	Ta	73	180,947	16,650	10,87
28	Neptunio	Np	93	237	20,450	11,71
29	Galio	Ga	31	69,723	5,904	11,81
30	Silicio	Si	14	28,085	2,330	12,06
31	Plutonio	Pu	94	244	19,816	12,30
32	Uranio	U	92	238	19,050	12,56

			Z	masa	Densidad (g/cm ³)	vol_atómico (cm ³ /mol)
33	Arsénico	As	33	74,92	5,727	12,95
34	Litio	Li	3	6,941	0,535	13,00
	Cadmio	Cd	48	112,4	8,650	
35	Hafnio	Hf	72	178,49	13,310	13,41
36 (el menor gas)	Nitrógeno	N	7	14,006	1,251 g/L	13,54
37	Germanio	Ge	32	72,64	5,323	13,64
38	Magnesio	Mg	12	24,305	1,738	14,00
39	Circonio	Zr	40	91,22	6,511	14,02
40	Hidrógeno	H	1	1,00794	0,0899 g/L	14,24
41	Oxígeno	O	8	15,999	1,429 g/L	14,40
42	Mercurio	Hg	80	200,59	13,534	14,81
43	Escandio	Sc	21	44,95	2,985	15,00
44	Protactinio	Pa	91	231	15,370	15,03
45	Azufre	S	16	32,065	1,960	15,50
46	Curio	Cm	96	247	13,510	15,58
47	Indio	In	49	114,81	7,310	15,76
48	Estaño	Sn	50	118,71	7,310	16,29
49	Selenio	Se	34	78,96	4,819	16,42
50	Californio	Cf	98	251	15,100	16,63
51	Berkelio	Bk	97	247	14,780	16,71
52	Neón	Ne	10	20,179	0,9 g/l	16,80
53	Fósforo	P	15	30,973	1,823	17,02
54	Flúor	F	9	18,998	1,696 g/L	17,10
55	Talio	Tl	81	204,38	11,850	17,25
56	Cloro	Cl	17	35,453	3,214 g/L	17,39
	Lutecio	Lu	71	174,9	9,841	
	Americio	Am	95	243	13,670	17,78
58	Tulio	Tm	69	168,9	9,321	18,12
59	Antimonio	Sb	51	121,76	6,697	18,19
60	Plomo	Pb	82	207,2	11,340	18,27
61	Erbio	Er	68	167,2	9,066	18,45
62	Holmio	Ho	67	164,9	8,795	18,75
63	Disprosio	Dy	66	162,5	8,551	19,01
64	Terbio	Tb	65	158,9	8,219	19,31
65	Torio	Th	90	232	11,724	19,80
66	Itrio	Y	39	88,9	4,472	19,88
67	Gadolinio	Gd	64	157,2	7,901	19,91
68	Samario	Sm	62	150,3	7,353	20,00
69	Prometio	Pm	61	145	7,264	20,07
70	Telurio	Te	52	127,6	6,240	20,46

			Z	masa	Densidad (g/cm ³)	vol_atómico (cm ³ /mol)
71	Neodimio	Nd	60	144,2	7,010	20,59
72	Cerio	Ce	58	140,1	6,689	20,69
73	Praseodimio	Pr	59	140,9	6,640	20,80
74	Bismuto	Bi	83	208,98	9,780	21,37
75	Polonio	Po	84	209	9,196	22,53
76	Actinio	Ac	89	227	10,070	22,57
77	Lantano	La	57	138,9055	6,146	22,61
78	Bromo	Br	35	79,9	3,120	23,50
79	Sodio	Na	11	22,29	0,968	23,70
80	Argón	Ar	18	39,948	1,784 g/L	24,20
81	Itterbio	Yb	70	173	6,570	24,84
82	Yodo	I	53	126,9	4,940	25,72
83	Calcio	Ca	20	40,08	1,550	26,20
84	Europio	Eu	63	151,9	5,244	28,98
85	Helio	He	2	4,002	0,1785 g/L	31,80
86	Kriptón	Kr	36	83,798	3,75 g/L	32,20
87	Estroncio	Sr	38	87,62	2,630	33,70
88	Bario	Ba	56	137,34	3,510	38,21
89	Xenón	Xe	54	131,29	5,9 g/l	42,90
90	Radio	Ra	88	226	5,000	45,21
91	Potasio	K	19	39,098	0,856	45,36
92 (el mayor gas)	Radón	Rn	86	222	9,73 g/L	50,46
93	Rubidio	Rb	37	85,468	1,532	55,79
94 (el mayor)	Cesio	Cs	55	132,91	1,879	70,96

El volumen atómico es difícil de medir y, por ello, se pueden considerar medidas aproximadas.

ELEMENTOS POR PUNTO DE FUSIÓN

			Z		PF (°C)
1 (el más alto)-grafito	Carbono	C	6	sólido	3.500,00
2 (el más alto de los metales)	Wolframio	W	74	sólido	3.422,00
3	Renio	Re	75	sólido	3.186,00
4	Osmio	Os	76	sólido	3.033,00
5	Tantalio	Ta	73	sólido	3.017,00
6	Molibdeno	Mo	42	sólido	2.623,00
7	Niobio	Nb	41	sólido	2.477,00
8	Iridio	Ir	77	sólido	2.466,00
9	Rutenio	Ru	44	sólido	2.334,00
10	Hafnio	Hf	72	sólido	2.233,00
11	Tecnecio	Tc	43	sólido	2.157,00
12	Boro	B	5	sólido	2.075,00
13	Rodio	Rh	45	sólido	1.964,00
14	Vanadio	V	23	sólido	1.910,00
15	Cromo	Cr	24	sólido	1.907,00
16	Circonio	Zr	40	sólido	1.855,00
17	Platino	Pt	78	sólido	1.768,30
18	Torio	Th	90	sólido	1.750,00
19	Titanio	Ti	22	sólido	1.668,00
20	Lutecio	Lu	71	sólido	1.663,00
21	Laurencio	Lr	103	sólido	1.627,00
22	Protactinio	Pa	91	sólido	1.572,00
23	Paladio	Pd	46	sólido	1.554,90
24	Tulio	Tm	69	sólido	1.545,00
25	Escandio	Sc	21	sólido	1.541,00
26	Hierro	Fe	26	sólido	1.538,00
27	Fermio	Fm	100	sólido	1.527,00
28	Itrio	Y	39	sólido	1.526,00
29	Erbio	Er	68	sólido	1.497,00
30	Cobalto	Co	27	sólido	1.495,00
31	Holmio	Ho	67	sólido	1.474,00
32	Níquel	Ni	28	sólido	1.455,00
33	Silicio	Si	14	sólido	1.414,00
34	Disproσιο	Dy	66	sólido	1.412,00
35	Terbio	Tb	65	sólido	1.356,00
36	Curio	Cm	96	sólido	1.345,00
37	Gadolinio	Gd	64	sólido	1.313,00

			Z		PF (°C)
38	Berilio	Be	4	sólido	1.287,00
39	Manganeso	Mn	25	sólido	1.246,00
40	Americio	Am	95	sólido	1.176,00
41	Uranio	U	92	sólido	1.135,00
42	Prometio	Pm	61	sólido	1.100,00
43	Cobre	Cu	29	sólido	1.084,62
44	Samario	Sm	62	sólido	1.072,00
45	Oro	Au	79	sólido	1.064,18
46	Actinio	Ac	89	sólido	1.050,00
47	Berkelio	Bk	97	sólido	1.050,00
48	Neodimio	Nd	60	sólido	1.021,00
49	Plata	Ag	47	sólido	961,78
50	Germanio	Ge	32	sólido	938,30
51	Praseodimio	Pr	59	sólido	931,00
52	Lantano	La	57	sólido	920,00
53	Californio	Cf	98	sólido	900,00
54	Einsteinio	Es	99	sólido	860,00
55	Calcio	Ca	20	sólido	842,00
56	Mendelevio	Md	101	sólido	827,00
	Nobelio	No	102	sólido	
57	Europio	Eu	63	sólido	822,00
58	Iterbio	Yb	70	sólido	819,00
59	Arsénico	As	33	sólido	817,00
60	Cerio	Ce	58	sólido	798,00
61	Estroncio	Sr	38	sólido	777,00
62	Bario	Ba	56	sólido	727,00
63	Radio	Ra	88	sólido	700,00
64	Aluminio	Al	13	sólido	660,32
65	Magnesio	Mg	12	sólido	650,00
66	Neptunio	Np	93	sólido	644,00
67	Plutonio	Pu	94	sólido	640,00
68	Antimonio	Sb	51	sólido	630,63
69	Telurio	Te	52	sólido	449,51
70	Nihonio	Nh	113	sólido	427,00
71	Cinc	Zn	30	sólido	419,53
72	Plomo	Pb	82	sólido	327,46
73	Cadmio	Cd	48	sólido	321,07
74	Talio	Tl	81	sólido	304,00
75	Ástato	At	85	sólido	302,00
76	Bismuto	Bi	83	sólido	271,30

			Z		PF (°C)
77	Polonio	Po	84	sólido	254,00
78	Estaño	Sn	50	sólido	231,93
79	Selenio	Se	34	sólido	221,00
80	Litio	Li	3	sólido	180,54
81	Indio	In	49	sólido	156,60
82	Azufre	S	16	sólido	115,21
83	Yodo	I	53	sólido	113,70
84	Sodio	Na	11	sólido	97,72
85	Potasio	K	19	sólido	63,38
86	Fósforo	P	15	sólido	44,20
87	Rubidio	Rb	37	sólido	39,31
88	Galio	Ga	31	sólido	29,76
89 (el más bajo de los metales estables)	Cesio	Cs	55	sólido	28,44
90 (el más bajo de los metales)	Francio	Fr	87	sólido	27,00
91	Bromo	Br	35	líquido	-7,30
92	Mercurio	Hg	80	líquido	-38,83
93	Radón	Rn	86	gas	-71,00
94	Cloro	Cl	17	gas	-101,50
95	Xenón	Xe	54	gas	-111,80
96	Kriptón	Kr	36	gas	-157,36
97	Argón	Ar	18	gas	-189,30
98	Nitrógeno	N	7	gas	-210,10
99	Oxígeno	O	8	gas	-218,30
100	Flúor	F	9	gas	-219,60
101	Neón	Ne	10	gas	-248,59
102 (el más bajo)	Hidrógeno	H	1	gas	-259,14

No se conoce el punto de fusión de los elementos 104 a 118, excepto el 113, nihonio, si bien su valor es predictivo, al igual que el del francio, ástato y radón.

Además, el helio no solidifica ni aun cerca del cero absoluto.

ELEMENTOS POR PUNTO DE EBULLICIÓN

			Z		PE (°C)
1 (el más alto)	Renio	Re	75	sólido	5.596,00
2	Wolframio	W	74	sólido	5.555,00
3	Tantalio	Ta	73	sólido	5.458,00
4	Osmio	Os	76	sólido	5.012,00
5	Torio	Th	90	sólido	4.820,00
6	Niobio	Nb	41	sólido	4.744,00
7	Molibdeno	Mo	42	sólido	4.639,00
8	Hafnio	Hf	72	sólido	4.603,00
9	Iridio	Ir	77	sólido	4.428,00
10	Circonio	Zr	40	sólido	4.409,00
11	Tecneio	Tc	43	sólido	4.265,00
12	Rutenio	Ru	44	sólido	4.150,00
13 (el más alto de los no metales)	Carbono	C	6	sólido	4.027,00
14	Boro	B	5	sólido	4.000,00
	Protactinio	Pa	91	sólido	
	Neptunio	Np	93	sólido	
15	Uranio	U	92	sólido	3.927,00
16	Platino	Pt	78	sólido	3.825,00
17	Rodio	Rh	45	sólido	3.695,00
18	Lantano	La	57	sólido	3.464,00
19	Vanadio	V	23	sólido	3.407,00
20	Lutecio	Lu	71	sólido	3.402,00
21	Cerio	Ce	58	sólido	3.360,00
22	Itrio	Y	39	sólido	3.345,00
23	Praseodimio	Pr	59	sólido	3.290,00
24	Titanio	Ti	22	sólido	3.287,00
25	Gadolinio	Gd	64	sólido	3.250,00
26	Terbio	Tb	65	sólido	3.230,00
	Plutonio	Pu	94	sólido	
27	Actinio	Ac	89	sólido	3.200,00
28	Curio	Cm	96	sólido	3.110,00
29	Neodimio	Nd	60	sólido	3.100,00
30	Prometio	Pm	61	sólido	3.000,00
31	Paladio	Pd	46	sólido	2.963,00
32	Cobalto	Co	27	sólido	2.927,00
33	Níquel	Ni	28	sólido	2.913,00
34	Silicio	Si	14	sólido	2.900,00

			Z		PE (°C)
35	Erbio	Er	68	sólido	2.868,00
36	Hierro	Fe	26	sólido	2.861,00
37	Oro	Au	79	sólido	2.856,00
38	Escandio	Sc	21	sólido	2.830,00
39	Germanio	Ge	32	sólido	2.820,00
40	Holmio	Ho	67	sólido	2.700,00
41	Cromo	Cr	24	sólido	2.671,00
42	Estaño	Sn	50	sólido	2.602,00
43	Disproso	Dy	66	sólido	2.567,00
44	Cobre	Cu	29	sólido	2.562,00
45	Aluminio	Al	13	sólido	2.519,00
46	Berilio	Be	4	sólido	2.470,00
47	Galio	Ga	31	sólido	2.204,00
48	Plata	Ag	47	sólido	2.162,00
49	Indio	In	49	sólido	2.072,00
50	Manganeso	Mn	25	sólido	2.061,00
51	Americio	Am	95	sólido	2.011,00
52	Tulio	Tm	69	sólido	1.950,00
53	Bario	Ba	56	sólido	1.870,00
54	Samario	Sm	62	sólido	1.803,00
55	Plomo	Pb	82	sólido	1.749,00
56	Radio	Ra	88	sólido	1.737,00
57	Antimonio	Sb	51	sólido	1.587,00
58	Bismuto	Bi	83	sólido	1.564,00
59	Europio	Eu	63	sólido	1.527,00
60	Calcio	Ca	20	sólido	1.484,00
61	Talio	Tl	81	sólido	1.473,00
62	Estroncio	Sr	38	sólido	1.382,00
63	Litio	Li	3	sólido	1.342,00
64	Iterbio	Yb	70	sólido	1.196,00
65	Nihonio	Nh	113	sólido	1.127,00
66	Magnesio	Mg	12	sólido	1.090,00
67	Telurio	Te	52	sólido	988,00
68	Polonio	Po	84	sólido	962,00
69	Cinc	Zn	30	sólido	907,00
70	Sodio	Na	11	sólido	883,00
71	Cadmio	Cd	48	sólido	767,00
72	Potasio	K	19	sólido	759,00
73	Rubidio	Rb	37	sólido	688,00
74	Selenio	Se	34	sólido	685,00
75	Francio	Fr	87	sólido	677,00

			Z		PE (°C)
76 (el más bajo de los metales sólidos)	Cesio	Cs	55	sólido	671,00
77	Arsénico	As	33	sólido	614,00
78	Azufre	S	16	sólido	444,72
79 (el más bajo de los metales)	Mercurio	Hg	80	líquido	356,73
80	Fósforo	P	15	sólido	280,50
81 (el más bajo de los sólidos)	Yodo	I	53	sólido	184,30
82	Bromo	Br	35	líquido	59,00
83	Cloro	Cl	17	gas	-34,04
84	Radón	Rn	86	gas	-61,70
85	Xenón	Xe	54	gas	-108,00
86	Kriptón	Kr	36	gas	-153,22
87	Oxígeno	O	8	gas	-182,90
88	Argón	Ar	18	gas	-185,80
89	Flúor	F	9	gas	-188,12
90	Nitrógeno	N	7	gas	-195,79
91	Neón	Ne	10	gas	-246,08
92	Hidrógeno	H	1	gas	-252,87
93 (el más bajo)	Helio	He	2	gas	-268,93

No se conocen los del ástato ni los de los elementos del 97 al 118, excepto el 113, nihonio, que es un valor predictivo.

ELEMENTOS POR ENERGÍA DE IONIZACIÓN

	Z			I (kJ/mol)	
1 (el menor)	Cesio	Cs	55	metal	375,70
2	Francio	Fr	87	metal	380,00
3	Rubidio	Rb	37	metal	403,00
4	Potasio	K	19	metal	418,80
5	Sodio	Na	11	metal	495,80
6	Actinio	Ac	89	metal	499,00
7	Bario	Ba	56	metal	502,90
8	Radio	Ra	88	metal	509,30
9	Litio	Li	3	metal	520,20
10	Lutecio	Lu	71	metal	523,50
11	Praseodimio	Pr	59	metal	527,00
12	Neodimio	Nd	60	metal	533,10
13	Cerio	Ce	58	metal	534,40
14	Lantano	La	57	metal	538,10
15	Prometio	Pm	61	metal	540,00
16	Samario	Sm	62	metal	544,50
17	Europio	Eu	63	metal	547,10
18	Estroncio	Sr	38	metal	549,50
19	Indio	In	49	metal	558,30
20	Terbio	Tb	65	metal	565,80
21	Protactinio	Pa	91	metal	568,00
22	Disprobio	Dy	66	metal	573,00
23	Aluminio	Al	13	metal	577,50
24	Americio	Am	95	metal	578,00
25	Galio	Ga	31	metal	578,80
26	Holmio	Ho	67	metal	581,00
	Curio	Cm	96	metal	
27	Plutonio	Pu	94	metal	584,70
28	Torio	Th	90	metal	587,00
29	Erbio	Er	68	metal	589,30
30	Talio	Tl	81	metal	589,40
31	Calcio	Ca	20	metal	589,80
32	Gadolinio	Gd	64	metal	593,40
33	Tulio	Tm	69	metal	596,70
34	Uranio	U	92	metal	597,60
35	Itrio	Y	39	metal	600,00
36	Berkelio	Bk	97	metal	601,00
			Z		I (kJ/mol)

37	Iterbio	Yb	70	metal	603,40
38	Neptunio	Np	93	metal	604,50
39	Californio	Cf	98	metal	608,00
40	Einsteinio	Es	99	metal	619,00
41	Fermio	Fm	100	metal	627,00
	Laurencio	Lr	103	metal	
42	Escandio	Sc	21	metal	633,10
43	Mendelevio	Md	101	metal	635,00
44	Circonio	Zr	40	metal	640,10
45	Nobelio	No	102	metal	642,00
46	Vanadio	V	23	metal	650,90
47	Niobio	Nb	41	metal	652,10
48	Cromo	Cr	24	metal	652,90
49	Hafnio	Hf	72	metal	658,50
50	Titanio	Ti	22	metal	658,80
51	Molibdeno	Mo	42	metal	684,30
52	Tecnecio	Tc	43	metal	702,00
53	Bismuto	Bi	83	metal	703,00
54	Estaño	Sn	50	metal	708,60
55	Rutenio	Ru	44	metal	710,20
56	Plomo	Pb	82	metal	715,60
57	Manganeso	Mn	25	metal	717,30
58	Rodio	Rh	45	metal	719,70
59	Plata	Ag	47	metal	731,00
60	Níquel	Ni	28	metal	737,10
61	Magnesio	Mg	12	metal	737,70
62	Cobre	Cu	29	metal	745,50
63	Renio	Re	75	metal	760,00
64	Cobalto	Co	27	metal	760,40
65	Tantalio	Ta	73	metal	761,00
66	Germanio	Ge	32	metaloide	762,00
67	Hierro	Fe	26	metal	762,50
68	Wolframio	W	74	metal	770,00
69	Silicio	Si	14	metaloide	786,50
70	Boro	B	5	metaloide	800,60
71	Paladio	Pd	46	metal	804,40
72	Polonio	Po	84	metaloide	812,10
73	Antimonio	Sb	51	metaloide	834,00
74	Osmio	Os	76	metal	840,00
75	Cadmio	Cd	48	metal	867,80
			Z		I (kJ/mol)
76	Telurio	Te	52	metaloide	869,30

77	Platino	Pt	78	metal	870,00
78	Iridio	Ir	77	metal	880,00
79	Oro	Au	79	metal	890,10
80	Berilio	Be	4	metal	899,50
81	Cinc	Zn	30	metal	906,40
82	Ástato	At	85	?	920,00
83	Selenio	Se	34	no metal	941,00
84	Arsénico	As	33	metaloide	947,00
85	Azufre	S	16	no metal	999,60
86 (el mayor de los metales)	Mercurio	Hg	80	metal	1.007,00
87	Yodo	I	53	no metal	1.008,40
88	Fósforo	P	15	no metal	1.011,80
89	Radón	Rn	86	no metal	1.037,00
90	Carbono	C	6	no metal	1.086,50
91	Bromo	Br	35	no metal	1.139,90
92	Xenón	Xe	54	no metal	1.170,40
93	Cloro	Cl	17	no metal	1.251,20
94	Hidrógeno	H	1	no metal	1.312,00
95	Oxígeno	O	8	no metal	1.319,90
96	Kriptón	Kr	36	no metal	1.350,80
97	Nitrógeno	N	7	no metal	1.402,30
98	Argón	Ar	18	no metal	1.520,60
99	Flúor	F	9	no metal	1.681,00
100	Neón	Ne	10	no metal	2.080,70
101 (el mayor)	Helio	He	2	no metal	2.372,30

No se conocen los valores para los elementos del 104 al 118.

ELEMENTOS POR AFINIDAD ELECTRÓNICA

	Z			AE (kJ/mol)	
1 (el menor)	Cloro	Cl	17	no metal	-349,00
2	Flúor	F	9	no metal	-328,00
3	Bromo	Br	35	no metal	-324,60
4	Yodo	I	53	no metal	-295,20
5	Ástato	At	85	?	-270,10
6 (el menor de los metales)	Oro	Au	79	metal	-222,80
7	Platino	Pt	78	metal	-205,30
8	Azufre	S	16	no metal	-200,00
9	Selenio	Se	34	no metal	-195,00
10	Telurio	Te	52	metaloide	-190,20
11	Polonio	Po	84	metaloide	-183,30
12	Carbono	C	6	no metal	-153,90
13)	Iridio	Ir	77	metal	-151,00
14	Oxígeno	O	8	no metal	-141,00
15	Silicio	Si	14	metaloide	-133,60
16	Plata	Ag	47	metal	-125,60
17	Germanio	Ge	32	metaloide	-119,00
18	Cobre	Cu	29	metal	-118,40
19	Níquel	Ni	28	metal	-112,00
20	Rodio	Rh	45	metal	-109,70
21	Estaño	Sn	50	metal	-107,30
22	Osmio	Os	76	metal	-106,10
23	Antimonio	Sb	51	metaloide	-103,20
24	Rutenio	Ru	44	metal	-101,30
25	Bismuto	Bi	83	metal	-91,20
26	Niobio	Nb	41	metal	-86,10
27	Wolframio	W	74	metal	-78,60
28	Arsénico	As	33	metaloide	-78,00
29	Hidrógeno	H	1	no metal	-72,80
30	Fósforo	P	15	no metal	-72,00
31	Molibdeno	Mo	42	metal	-71,90
32	Cromo	Cr	24	metal	-64,30
33	Cobalto	Co	27	metal	-64,00
34	Litio	Li	3	metal	-59,60
35	Paladio	Pd	46	metal	-53,70
36	Tecnecio	Tc	43	metal	-53,00
37	Sodio	Na	11	metal	-52,80
			Z		AE (kJ/mol)

38	Vanadio	V	23	metal	-51,00
39	Potasio	K	19	metal	-48,40
40	Lantano	La	57	metal	-48,00
41	Rubidio	Rb	37	metal	-46,90
42	Cesio	Cs	55	metal	-45,50
43	Francio	Fr	87	metal	-44,00
44	Aluminio	Al	13	metal	-42,50
45	Circonio	Zr	40	metal	-41,10
46	Plomo	Pb	82	metal	-35,10
47	Tantalio	Ta	73	metal	-31,00
48	Itrio	Y	39	metal	-29,60
49	Galio	Ga	31	metal	-28,90
	Indio	In	49	metal	
50	Boro	B	5	metaloide	-26,70
51	Talio	Tl	81	metal	-19,20
52	Escandio	Sc	21	metal	-18,10
53	Hierro	Fe	26	metal	-15,70
54	Renio	Re	75	metal	-14,50
55	Titanio	Ti	22	metal	-7,60
56	Helio	He	2	no metal	0
	Berilio	Be	4	metal	
	Neón	Ne	10	no metal	
	Magnesio	Mg	12	metal	
	Argón	Ar	18	no metal	
	Manganeso	Mn	25	metal	
	Cinc	Zn	30	metal	
	Kriptón	Kr	36	no metal	
	Cadmio	Cd	48	metal	
	Xenón	Xe	54	no metal	
	Hafnio	Hf	72	metal	
	Mercurio	Hg	80	metal	
Radón	Rn	86	no metal		
57	Calcio	Ca	20	metal	2,37
58	Estroncio	Sr	38	metal	5,03
59	Nitrógeno	N	7	no metal	7,00
60	Bario	Ba	56	metal	13,95
61 (los mayores)	Cerio	Ce	58	metal	50,00
	Praseodimio	Pr	59	metal	
	Neodimio	Nd	60	metal	
	Prometio	Pm	61	metal	
			Z		AE (kJ/mol)
61 (sigue del anterior)	Samario	Sm	62	metal	

	Europio	Eu	63	metal	50,00
	Gadolinio	Gd	64	metal	
	Terbio	Tb	65	metal	
	Disproso	Dy	66	metal	
	Holmio	Ho	67	metal	
	Erbio	Er	68	metal	
	Tulio	Tm	69	metal	
	Iterbio	Yb	70	metal	
	Lutecio	Lu	71	metal	

118. No se conocen las afinidades de los elementos de números atómicos desde el 88 al

IONES ATÓMICOS MÁS ESTABLES

La formación del ion positivo o negativo depende de la energía de ionización (I) y de la afinidad electrónica (AE), considerando que la situación más estable corresponde siempre a la formación del octeto. Además, tenemos que considerar la premisa de que no se pueden formar a la vez el catión y el anión elemental. De esta manera, los metales son formadores de cationes y los no metales de aniones. La energía de ionización es la necesaria que hay que aportar para arrancar los electrones más externos de un determinado átomo y, por tanto, es siempre positiva. Es por ello, que cuanto menor sea, más fácil será que se forme el catión. Sin embargo, hay que tener en cuenta, que los valores de la energía de ionización son acumulativos y que en la tabla solo se muestra el valor de la I_{1^a} , equivalente a la energía necesaria para arrancar un primer electrón. Pero, para intentar alcanzar el octeto, a veces es necesario quitar más de un electrón, por lo que los valores acumulados de la energía de ionización pueden ser muy elevados, aunque compensables si se alcanza esa situación o no si no se puede llegar a ello. Al contrario, la afinidad electrónica, es la energía necesaria para que un determinado átomo adquiera un nuevo electrón y puede ser positiva o negativa. En este caso, se constituirá más fácilmente el anión cuanto mayor sea el valor negativo de la afinidad, mientras que valores positivos son indicadores de que no se formará o será difícil hacerlo. Y todo ello, está a expensas de lo que ocurra en la formación de la red iónica en el ciclo de Born-Haber, ya que aunque estos valores sean positivos, pueden ser compensados por la aportación negativa de la energía de red. En la siguiente tabla, mostramos el ion más estable de cada elemento ordenada por el número atómico Z, junto a la energía de ionización primera (I_{1^a}) y la afinidad electrónica. Para ver más datos de las energías de ionización, consultar en las propiedades de cada elemento en los capítulos anteriores.

		Z		I_{1^a} (kJ/mol)	AE (kJ/mol)	ion
Hidrógeno	H	1	no metal	1.312,00	-72,80	-1
Helio	He	2	no metal	2.372,30	0,00	No forma
Litio	Li	3	metal	520,20	-59,60	+1
Berilio	Be	4	metal	899,50	0,00	+2
Boro	B	5	metaloide	800,60	-26,70	No forma
Carbono	C	6	no metal	1.086,50	-153,90	No forma
Nitrógeno	N	7	no metal	1.402,30	7,00	-3
Oxígeno	O	8	no metal	1.319,90	-141,00	-2
Flúor	F	9	no metal	1.681,00	-328,00	-1
Neón	Ne	10	no metal	2.080,70	0,00	No forma
Sodio	Na	11	metal	495,80	-52,80	+1
Magnesio	Mg	12	metal	737,70	0,00	+2
Aluminio	Al	13	metal	577,50	-42,50	+3
Silicio	Si	14	metaloide	786,50	-133,60	No forma
Fósforo	P	15	no metal	1.011,80	-72,00	-3
Azufre	S	16	no metal	999,60	-200,00	-2
Cloro	Cl	17	no metal	1.251,20	-349,00	-1

		Z		$I_{1^{\circ}}$ (kJ/mol)	AE (kJ/mol)	ion
Argón	Ar	18	no metal	1.520,60	0,00	No forma
Potasio	K	19	metal	418,80	-48,40	+1
Calcio	Ca	20	metal	589,80	2,37	+2
Escandio	Sc	21	metal	633,10	-18,10	+3
Titanio	Ti	22	metal	658,80	-7,60	+4
Vanadio	V	23	metal	650,90	-51,00	+4
Cromo	Cr	24	metal	652,90	-64,30	+2
Manganeso	Mn	25	metal	717,30	0,00	+4
Hierro	Fe	26	metal	762,50	-15,70	+3
Cobalto	Co	27	metal	760,40	-64,00	+2
Níquel	Ni	28	metal	737,10	-112,00	+2
Cobre	Cu	29	metal	745,50	-118,40	+1
Cinc	Zn	30	metal	906,40	0,00	+2
Galio	Ga	31	metal	578,80	-28,90	+3
Germanio	Ge	32	metaloide	762,00	-119,00	+2
Arsénico	As	33	metaloide	947,00	-78,00	-3
Selenio	Se	34	no metal	941,00	-195,00	-2
Bromo	Br	35	no metal	1.139,90	-324,60	-1
Kriptón	Kr	36	no metal	1.350,80	0,00	+1
Rubidio	Rb	37	metal	403,00	-46,90	+1
Estroncio	Sr	38	metal	549,50	5,03	+2
Itrio	Y	39	metal	600,00	-29,60	+3
Circonio	Zr	40	metal	640,10	-41,10	+4
Niobio	Nb	41	metal	652,10	-86,10	+4
Molibdeno	Mo	42	metal	684,30	-71,90	+2
Tecnecio	Tc	43	metal	702,00	-53,00	+4
Rutenio	Ru	44	metal	710,20	-101,30	+3
Rodio	Rh	45	metal	719,70	-109,70	+2
Paladio	Pd	46	metal	804,40	-53,70	+2
Plata	Ag	47	metal	731,00	-125,60	+1
Cadmio	Cd	48	metal	867,80	0,00	+2
Indio	In	49	metal	558,30	-28,90	+3
Estaño	Sn	50	metal	708,60	-107,30	+2
Antimonio	Sb	51	metaloide	834,00	-103,20	-3
Telurio	Te	52	metaloide	869,30	-190,20	-2
Yodo	I	53	no metal	1.008,40	-295,20	-1
Xenón	Xe	54	no metal	1.170,40	0,00	+1
Cesio	Cs	55	metal	375,70	-45,50	+1
Bario	Ba	56	metal	502,90	13,95	+2
Lantano	La	57	metal	538,10	-48,00	+3
Cerio	Ce	58	metal	534,40	50,00	+3

		Z		I ₁ ^a (kJ/mol)	AE (kJ/mol)	ion
Praseodimio	Pr	59	metal	527,00	50,00	+3
Neodimio	Nd	60	metal	533,10	50,00	+3
Prometio	Pm	61	metal	540,00	50,00	+3
Samario	Sm	62	metal	544,50	50,00	+3
Europio	Eu	63	metal	547,10	50,00	+3
Gadolinio	Gd	64	metal	593,40	50,00	+3
Terbio	Tb	65	metal	565,80	50,00	+3
Disproσιο	Dy	66	metal	573,00	50,00	+3
Holmio	Ho	67	metal	581,00	50,00	+3
Erbio	Er	68	metal	589,30	50,00	+3
Tulio	Tm	69	metal	596,70	50,00	+3
Iterbio	Yb	70	metal	603,40	50,00	+3
Lutecio	Lu	71	metal	523,50	50,00	+3
Hafnio	Hf	72	metal	658,50	0,00	+4
Tantalio	Ta	73	metal	761,00	-31,00	+4
Wolframio	W	74	metal	770,00	-78,60	+4
Renio	Re	75	metal	760,00	-14,50	+4
Osmio	Os	76	metal	840,00	-106,10	+3
Iridio	Ir	77	metal	880,00	-151,00	+2
Platino	Pt	78	metal	870,00	-205,30	+2
Oro	Au	79	metal	890,10	-222,80	+1
Mercurio	Hg	80	metal	1.007,00	0,00	+2
Talio	Tl	81	metal	589,40	-19,20	+3
Plomo	Pb	82	metal	715,60	-35,10	+2
Bismuto	Bi	83	metal	703,00	-91,20	+3
Polonio	Po	84	metaloide	812,10	-183,30	No forma
Ástato	At	85	-	920,00	-270,10	No forma
Radón	Rn	86	no metal	1.037,00	0,00	No forma
Francio	Fr	87	metal	380,00	-44,00	No forma
Radio	Ra	88	metal	509,30	-	No forma
Actinio	Ac	89	metal	499,00	-	+3
Torio	Th	90	metal	587,00	-	+3
Protactinio	Pa	91	metal	568,00	-	+3
Uranio	U	92	metal	597,60	-	+3
Neptunio	Np	93	metal	604,50	-	+3
Plutonio	Pu	94	metal	584,70	-	+3
Americio	Am	95	metal	578,00	-	+3
Curio	Cm	96	metal	581,00	-	+3
Berkelio	Bk	97	metal	601,00	-	+3
Californio	Cf	98	metal	608,00	-	+3
Einsteinio	Es	99	metal	619,00	-	+3

		Z		I_{1^a} (kJ/mol)	AE (kJ/mol)	ion
Fermio	Fm	100	metal	627,00	-	+3
Mendelevio	Md	101	metal	635,00	-	+3
Nobelio	No	102	metal	642,00	-	+3
Laurencio	Lr	103	metal	627,00	-	+3
Rutherfordio	Rf	104	metal	-	-	+4
Dubnio	Db	105	metal	-	-	+5
Seaborgio	Sg	106	metal	-	-	+5
Bohrio	Bh	107	metal	-	-	+5
Hassio	Hs	108	metal	-	-	+4
Meitnerio	Mt	109	metal	-	-	+3

Se desconocen los iones de los elementos 110 a 118.

ELEMENTOS POR ELECTRONEGATIVIDAD

En la siguiente tabla, se muestra, de mayor a menor, la electronegatividad (χ) de cada elemento, según la escala de Pauling. No están asignadas las electronegatividades de helio, neón, argón, kriptón, prometio, europio, terbio, iterbio y radón, ni la de los elementos 104 a 118.

		Z	χ
Flúor	F	9	3,98
Oxígeno	O	8	3,44
Cloro	Cl	17	3,16
Nitrógeno	N	7	3,04
Bromo	Br	35	2,96
Yodo	I	53	2,66
Xenón	Xe	54	2,60
Azufre	S	16	2,58
Carbono	C	6	2,55
Selenio	Se	34	2,55
Oro	Au	79	2,54
Wolframio	W	74	2,36
Plomo	Pb	82	2,33
Rodio	Rh	45	2,28
Platino	Pt	78	2,28
Hidrógeno	H	1	2,20
Rutenio	Ru	44	2,20
Paladio	Pd	46	2,20
Osmio	Os	76	2,20
Iridio	Ir	77	2,20
Ástato	At	85	2,20
Fósforo	P	15	2,19
Arsénico	As	33	2,18
Molibdeno	Mo	42	2,16
Telurio	Te	52	2,10
Antimonio	Sb	51	2,05
Boro	B	5	2,04
Bismuto	Bi	83	2,02
Germanio	Ge	32	2,01
Mercurio	Hg	80	2,00
Polonio	Po	84	2,00
Estaño	Sn	50	1,96
Plata	Ag	47	1,93

		Z	χ
Níquel	Ni	28	1,91
Silicio	Si	14	1,90
Cobre	Cu	29	1,90
Tecnecio	Tc	43	1,90
Renio	Re	75	1,90
Cobalto	Co	27	1,88
Hierro	Fe	26	1,83
Galio	Ga	31	1,81
Indio	In	49	1,78
Cadmio	Cd	48	1,69
Cromo	Cr	24	1,66
Cinc	Zn	30	1,65
Vanadio	V	23	1,63
Talio	Tl	81	1,62
Aluminio	Al	13	1,61
Niobio	Nb	41	1,60
Berilio	Be	4	1,57
Manganeso	Mn	25	1,55
Titanio	Ti	22	1,54
Tantalio	Ta	73	1,50
Protactinio	Pa	91	1,50
Uranio	U	92	1,38
Escandio	Sc	21	1,36
Neptunio	Np	93	1,36
Circonio	Zr	40	1,33
Magnesio	Mg	12	1,31
Hafnio	Hf	72	1,30
Torio	Th	90	1,30
Americio	Am	95	1,30
Curio	Cm	96	1,30
Berkelio	Bk	97	1,30
Californio	Cf	98	1,30
Einsteinio	Es	99	1,30
Fermio	Fm	100	1,30
Mendelevio	Md	101	1,30
Nobelio	No	102	1,30
Laurencio	Lr	103	1,30
Plutonio	Pu	94	1,28
Lutecio	Lu	71	1,27
Tulio	Tm	69	1,25
Erbio	Er	68	1,24

		Z	χ
Holmio	Ho	67	1,23
Itrio	Y	39	1,22
Disproso	Dy	66	1,22
Gadolinio	Gd	64	1,20
Samario	Sm	62	1,17
Neodimio	Nd	60	1,14
Praseodimio	Pr	59	1,13
Cerio	Ce	58	1,12
Lantano	La	57	1,10
Actinio	Ac	89	1,10
Calcio	Ca	20	1,00
Litio	Li	3	0,98
Estroncio	Sr	38	0,95
Sodio	Na	11	0,93
Radio	Ra	88	0,90
Bario	Ba	56	0,89
Potasio	K	19	0,82
Rubidio	Rb	37	0,82
Cesio	Cs	55	0,79
Francio	Fr	87	0,70

ESTADOS DE OXIDACIÓN

Entendemos por estado de oxidación como la valencia de un elemento, es decir, el número de enlaces que puede formar un átomo determinado con otro, y que adquiere un valor positivo o negativo, según su electronegatividad. De esta manera, nos indica el número de electrones que comparte con otro átomo y dónde se encuentra la carga parcial eléctrica positiva o negativa, lo que conlleva el presuponer qué átomo se rodea de una mayor densidad electrónica en una determinada molécula.

En la siguiente tabla, se muestran los estados de oxidación más frecuentes de cada elemento.

		Z	Estado de oxidación
Hidrógeno	H	1	+1,-1
Helio	He	2	0
Litio	Li	3	+1
Berilio	Be	4	+2
Boro	B	5	+3
Carbono	C	6	+2,+4,-4
Nitrógeno	N	7	0,+3,+5,-3
Oxígeno	O	8	0,-2,-1
Flúor	F	9	-1
Neón	Ne	10	0
Sodio	Na	11	+1
Magnesio	Mg	12	+2
Aluminio	Al	13	+3
Silicio	Si	14	+4,-4
Fósforo	P	15	+3,+5,-3
Azufre	S	16	+4,+6,0,-2
Cloro	Cl	17	+1,+3,+5,+7,-1
Argón	Ar	18	0
Potasio	K	19	+1
Calcio	Ca	20	+2
Escandio	Sc	21	+3
Titanio	Ti	22	+2,+3,+4
Vanadio	V	23	+2,+3,+4,+5
Cromo	Cr	24	+2,+3,+6
Manganeso	Mn	25	+2,+3,+4,+5,+6,+7
Hierro	Fe	26	+2,+3
Cobalto	Co	27	+2,+3,+4,+5
Níquel	Ni	28	+2,+3
Cobre	Cu	29	+1,+2

		Z	Estado de oxidación
Cinc	Zn	30	+2
Galio	Ga	31	+3
Germanio	Ge	32	+2,+4,-4
Arsénico	As	33	+3,+5
Selenio	Se	34	+4,+6,-2
Bromo	Br	35	+1,+3,+5,+7,-1
Kriptón	Kr	36	+2,0
Rubidio	Rb	37	+1
Estroncio	Sr	38	+2
Itrio	Y	39	+3
Circonio	Zr	40	+3,+4
Niobio	Nb	41	+2,+3,+4,+5
Molibdeno	Mo	42	+2,+3,+4,+5,+6
Tecnecio	Tc	43	+4,+5,+6,+7
Rutenio	Ru	44	+2,+3,+4,+5,+6,+7,+8
Rodio	Rh	45	+2,+3,+4,+5,+6
Paladio	Pd	46	+2,+4
Plata	Ag	47	+1
Cadmio	Cd	48	+2
Indio	In	49	+3
Estaño	Sn	50	+2,+4
Antimonio	Sb	51	+3,+5
Telurio	Te	52	+4,+6,-2
Yodo	I	53	+1,+3,+5,+7,-1
Xenón	Xe	54	+2,+4,+6,+8,0
Cesio	Cs	55	+1
Bario	Ba	56	+2
Lantano	La	57	+3
Cerio	Ce	58	+3,+4
Praseodimio	Pr	59	+3,+4
Neodimio	Nd	60	+2,+3,+4
Prometio	Pm	61	+3
Samario	Sm	62	+2,+3
Europio	Eu	63	+2,+3
Gadolinio	Gd	64	+2,+3
Terbio	Tb	65	+3,+4
Disproso	Dy	66	+2,+3,+4
Holmio	Ho	67	+3
Erbio	Er	68	+3
Tulio	Tm	69	+2,+3
Iterbio	Yb	70	+2,+3

		Z	Estado de oxidación
Lutecio	Lu	71	+3
Hafnio	Hf	72	+3,+4
Tantalio	Ta	73	+3,+4,+5
Wolframio	W	74	+2,+3,+4,+5,+6
Renio	Re	75	+2,+3,+4,+5,+6,+7
Osmio	Os	76	+2,+3,+4,+5,+6,+7,+8
Iridio	Ir	77	+2,+3,+4,+5,+6
Platino	Pt	78	+2,+4,+5,+6
Oro	Au	79	+1,+3
Mercurio	Hg	80	+1,+2
Talio	Tl	81	+1,+3
Plomo	Pb	82	+2,+4
Bismuto	Bi	83	+3,+5
Polonio	Po	84	+2,+4,+6,-2
Ástato	At	85	+1,+5,-1
Radón	Rn	86	+6
Francio	Fr	87	+1
Radio	Ra	88	+2
Actinio	Ac	89	+3
Torio	Th	90	+2,+3,+4
Protactinio	Pa	91	+3,+4,+5
Uranio	U	92	+3,+4,+5,+6
Neptunio	Np	93	+3,+4,+5,+6
Plutonio	Pu	94	+2,+3,+4,+5,+6
Americio	Am	95	+2,+3,+4
Curio	Cm	96	+2,+3,+4
Berkelio	Bk	97	+2,+3,+4
Californio	Cf	98	+2,+3,+4
Einsteinio	Es	99	+3
Fermio	Fm	100	+2,+3,+4
Mendelevio	Md	101	+3
Nobelio	No	102	+2,+3
Laurencio	Lr	103	+3
Rutherfordio	Rf	104	+4
Dubnio	Db	105	+5
Seaborgio	Sg	106	+6
Bohrio	Bh	107	+7
Hassio	Hs	108	?
Meitnerio	Mt	109	?
Darmstadio	Ds	110	?
Roentgenio	Rg	111	?

		Z	Estado de oxidación
Copernicio	Cn	112	?
Nihonio	Nh	113	+1
Flerovio	Fl	114	?
Moscovio	Mc	115	+3
Livermorio	Lv	116	+2,+4
Téneso	Ts	117	?
Organesón	Og	118	?

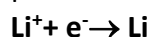
POTENCIAL DE ELECTRODO

El potencial de electrodo o potencial de reducción de un elemento, representa el diferencial entre el potencial que tiene una celda que está constituida por un electrodo y otro electrodo conocido de hidrógeno. Está normalizada, por lo que hay que tener en cuenta que la concentración de los iones debe ser de 1 mol/L, a una presión de 1 atmósfera, y con una temperatura de 25 °C. Se representa por E^0 y su unidad es el voltio (V). Un mayor potencial negativo indica una tendencia mayor a actuar como reductor, y al contrario, un potencial positivo indica su tendencia a actuar como agente oxidante.

En la siguiente tabla, en la columna “reacción”, la semireacción general es:



Por lo que hay que sustituir el parámetro n de la semireacción por el valor numérico entre paréntesis (n) que se da en la columna “reacción” y el parámetro X por el símbolo del elemento correspondiente. Por ejemplo, para el litio, la semireacción sería:



Las reacciones que no se corresponden con las anteriores se indican tal como son.

Se ordenan los elementos en la tabla de mayor poder reductor a mayor poder oxidante. No están en la serie electroquímica: carbono, oxígeno, helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón, ni los de los elementos de número atómico del 104 al 118. El potencial de referencia es el del hidrógeno.

El mayor poder reductor de entre todos los elementos corresponde al litio, mientras que el mayor poder oxidante es el del flúor.

		Z	E^0 (V)	reacción
Litio	Li	3	-3,050	(+1)
Rubidio	Rb	37	-2,930	(+1)
Potasio	K	19	-2,920	(+1)
Cesio	Cs	55	-2,920	(+1)
Bario	Ba	56	-2,910	(+2)
Francio	Fr	87	-2,900	(+1)
Estroncio	Sr	38	-2,890	(+2)
Calcio	Ca	20	-2,870	(+2)
Radio	Ra	88	-2,800	(+2)
Berkelio	Bk	97	-2,800	(+3)
Sodio	Na	11	-2,710	(+1)
Lantano	La	57	-2,380	(+3)
Itrio	Y	39	-2,370	(+3)
Magnesio	Mg	12	-2,360	(+2)
Praseodimio	Pr	59	-2,353	(+3)
Cerio	Ce	58	-2,336	(+3)
Erbio	Er	68	-2,331	(+3)
Holmio	Ho	67	-2,330	(+3)

		Z	E ⁰ (V)	reacción
Neodimio	Nd	60	-2,323	(+3)
Tulio	Tm	69	-2,319	(+3)
Samario	Sm	62	-2,304	(+3)
Plutonio	Pu	94	-2,301	(+3)
Prometio	Pm	61	-2,300	(+3)
Disprobio	Dy	66	-2,295	(+3)
Terbio	Tb	65	-2,280	(+3)
Lutecio	Lu	71	-2,280	(+3)
Gadolinio	Gd	64	-2,279	(+3)
Actinio	Ac	89	-2,200	(+3)
Iterbio	Yb	70	-2,190	(+3)
Escandio	Sc	21	-2,070	(+3)
Americio	Am	95	-2,048	(+3)
Curio	Cm	96	-2,040	(+3)
Europio	Eu	63	-1,990	(+3)
Laurencio	Lr	103	-1,960	(+3)
Californio	Cf	98	-1,940	(+3)
Einsteinio	Es	99	-1,910	(+3)
Torio	Th	90	-1,899	(+4)
Fermio	Fm	100	-1,890	(+3)
Neptunio	Np	93	-1,856	(+3)
Berilio	Be	4	-1,850	(+2)
Uranio	U	92	-1,798	(+3)
Mendelevio	Md	101	-1,680	(+3)
Aluminio	Al	13	-1,660	(+3)
Titanio	Ti	22	-1,630	(+2)
Hafnio	Hf	72	-1,550	(+4)
Circonio	Zr	40	-1,450	(+4)
Protactinio	Pa	91	-1,340	(+3)
Nobelio	No	102	-1,200	(+3)
Manganeso	Mn	25	-1,180	(+2)
Vanadio	V	23	-1,170	(+2)
Telurio	Te	52	-1,143	Te+2e ⁻ → Te ²⁻
Niobio	Nb	41	-1,100	(+3)
Selenio	Se	34	-0,924	Se+2e ⁻ → Se ²⁻
Fósforo	P	15	-0,870	P+3H ₂ O+3e ⁻ → PH _{3(g)} +3OH ⁻
Boro	B	5	-0,867	H ₃ BO ₃ +3H ⁺ +3e ⁻ → B+3H ₂ O
Cinc	Zn	30	-0,760	(+2)
Cromo	Cr	24	-0,740	(+3)
Arsénico	As	33	-0,608	As+3H ⁺ +3e ⁻ → AsH _{3(g)}
Tantalio	Ta	73	-0,600	(+3)

		Z	E ⁰ (V)	reacción
Galio	Ga	31	-0,560	(+3)
Antimonio	Sb	51	-0,510	$\text{Sb} + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{SbH}_3(\text{g})$
Azufre	S	16	-0,476	$\text{S} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$
Hierro	Fe	26	-0,440	(+2)
Cadmio	Cd	48	-0,400	(+2)
Talio	Tl	81	-0,340	(+1)
Cobalto	Co	27	-0,280	(+2)
Níquel	Ni	28	-0,250	(+2)
Indio	In	49	-0,230	(+1)
Molibdeno	Mo	42	-0,200	(+3)
Estaño	Sn	50	-0,140	(+2)
Plomo	Pb	82	-0,130	(+2)
Hidrógeno	H	1	0	$\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{H}$ referencia
Nitrógeno	N	7	+0,092	$\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{NH}_4\text{OH}$
Wolframio	W	74	+0,100	(+3)
Germanio	Ge	32	+0,200	(+2)
Bismuto	Bi	83	+0,220	(+3)
Renio	Re	75	+0,300	(+3)
Átato	At	85	+0,300	$\text{At}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{At}^-$
Cobre	Cu	29	+0,340	(+2)
Tecnecio	Tc	43	+0,400	(+2)
Rutenio	Ru	44	+0,450	(+2)
Yodo	I	53	+0,620	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$
Rodio	Rh	45	+0,760	(+3)
Polonio	Po	84	+0,760	(+4)
Plata	Ag	47	+0,800	(+1)
Osmio	Os	76	+0,838	$\text{OsO}_4 + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- \rightarrow \text{Os} + 4\text{H}_2\text{O}$
Mercurio	Hg	80	+0,850	(+2)
Silicio	Si	14	+0,857	$\text{SiO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow \text{Si} + 2\text{H}_2\text{O}$
Paladio	Pd	46	+0,950	(+2)
Bromo	Br	35	+1,090	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$
Iridio	Ir	77	+1,150	(+3)
Platino	Pt	78	+1,180	(+2)
Cloro	Cl	17	+1,400	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$
Oro	Au	79	+1,700	(+1)
Flúor	F	9	+2,810	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-$

ELEMENTOS POR CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA

			Z	σ (mohm ⁻¹ .cm ⁻¹)
1 (el más conductor)	Plata	Ag	47	630,50
2	Cobre	Cu	29	595,80
3	Oro	Au	79	446,40
4	Aluminio	Al	13	376,70
5	Calcio	Ca	20	255,80
6	Berilio	Be	4	250,00
7	Magnesio	Mg	12	224,70
8	Rodio	Rh	45	221,70
9	Sodio	Na	11	209,60
10	Molibdeno	Mo	42	192,30
11	Iridio	Ir	77	188,70
12	Wolframio	W	74	177,00
13	Cinc	Zn	30	169,00
14	Cobalto	Co	27	160,30
15	Cadmio	Cd	48	146,40
16	Níquel	Ni	28	146,20
17	Potasio	K	19	138,90
18	Rutenio	Ru	44	131,60
19	Indio	In	49	119,50
20	Litio	Li	3	107,80
21	Osmio	Os	76	105,30
22	Hierro	Fe	26	103,00
23	Paladio	Pd	46	94,80
24	Platino	Pt	78	94,30
25	Estaño	Sn	50	90,90
26	Tantalio	Ta	73	80,30
27	Niobio	Nb	41	80,00
28	Rubidio	Rb	37	77,90
29	Cromo	Cr	24	77,50
30	Torio	Th	90	76,90
31	Tecnecio	Tc	43	67,00
32	Galio	Ga	31	57,50
33	Talio	Tl	81	55,60
34	Protactinio	Pa	91	52,90
35	Renio	Re	75	51,80
36	Cesio	Cs	55	48,90

			Z	σ (mohm ⁻¹ .cm ⁻¹)
37	Plomo	Pb	82	48,40
38	Estroncio	Sr	38	43,50
39	Vanadio	V	23	39,40
40	Iterbio	Yb	70	35,70
41	Uranio	U	92	33,30
42	Arsénico	As	33	30,00
43	Francio	Fr	87	30,00
44	Hafnio	Hf	72	28,50
45	Bario	Ba	56	26,00
46	Antimonio	Sb	51	25,60
47	Circonio	Zr	40	25,00
48	Titanio	Ti	22	23,80
49	Americio	Am	95	22,00
50	Polonio	Po	84	21,90
51	Itrio	Y	39	16,90
52	Lutecio	Lu	71	16,70
53	Escandio	Sc	21	16,20
54	Neodimio	Nd	60	15,40
55	Praseodimio	Pr	59	14,70
56	Lantano	La	57	14,20
57	Erbio	Er	68	14,10
58	Tulio	Tm	69	13,50
59	Cerio	Ce	58	13,30
60	Holmio	Ho	67	11,40
61	Samario	Sm	62	11,00
62	Europio	Eu	63	11,00
63	Mercurio	Hg	80	10,20
64	Disproso	Dy	66	10,00
65	Bismuto	Bi	83	9,40
66	Terbio	Tb	65	8,80
67	Neptunio	Np	93	8,20
68	Gadolinio	Gd	64	7,90
69	Plutonio	Pu	94	7,10
70	Manganeso	Mn	25	5,40
71 (grafito)	Carbono	C	6	0,70
no conductor	Helio	He	2	0
	Boro	B	5	
	Nitrógeno	N	7	
	Oxígeno	O	8	
	Flúor	F	9	
	Neón	Ne	10	

			Z	σ (mohm ⁻¹ .cm ⁻¹)
no conductor	Silicio	Si	14	0
	Fósforo	P	15	
	Azufre	S	16	
	Cloro	Cl	17	
	Argón	Ar	18	
	Germanio	Ge	32	
	Selenio	Se	34	
	Bromo	Br	35	
	Kriptón	Kr	36	
	Telurio	Te	52	
	Yodo	I	53	
	Xenón	Xe	54	
	Ástato	At	85	
	Radón	Rn	86	

No se conocen las de hidrógeno, prometio, radio, actinio, ni la de los elementos del 96 (curio) al 118.

ELEMENTOS POR CONDUCTIVIDAD TÉRMICA

			Z	λ (J/m.s.°C)
1 (el más conductor)	Plata	Ag	47	429,00
2	Cobre	Cu	29	401,00
3	Oro	Au	79	318,00
4	Aluminio	Al	13	237,00
5	Berilio	Be	4	201,00
	Calcio	Ca	20	
6	Wolframio	W	74	173,00
7	Magnesio	Mg	12	156,00
8	Rodio	Rh	45	150,00
9	Silicio	Si	14	149,00
10	Iridio	Ir	77	147,00
11	Sodio	Na	11	142,00
12	Molibdeno	Mo	42	138,00
13	Rutenio	Ru	44	117,00
14	Cinc	Zn	30	116,00
15	Potasio	K	19	102,50
16	Cobalto	Co	27	100,00
17	Cadmio	Cd	48	96,90
18	Cromo	Cr	24	93,90
19	Níquel	Ni	28	90,90
20	Osmio	Os	76	87,60
21	Litio	Li	3	84,80
22	Indio	In	49	81,80
23	Hierro	Fe	26	72,80
24	Paladio	Pd	46	71,80
25	Platino	Pt	78	71,60
26	Estaño	Sn	50	66,80
27	Germanio	Ge	32	60,20
28	Rubidio	Rb	37	58,20
29	Tantalio	Ta	73	57,50
30	Torio	Th	90	54,00
31	Niobio	Nb	41	53,70
32	Tecnecio	Tc	43	50,60
33	Arsénico	As	33	50,20
34	Galio	Ga	31	48,30
35	Renio	Re	75	48,00
36	Talio	Tl	81	46,10

			Z	λ (J/m.s.°C)
37	Cesio	Cs	55	35,90
38	Estroncio	Sr	38	35,40
39	Plomo	Pb	82	35,30
40	Iterbio	Yb	70	34,90
41	Vanadio	V	23	30,70
42	Uranio	U	92	27,50
43	Boro	B	5	27,40
44	Antimonio	Sb	51	24,40
45	Hafnio	Hf	72	23,20
46	Circonio	Zr	40	22,70
47	Titanio	Ti	22	21,90
48	Radio	Ra	88	18,60
49	Bario	Ba	56	18,40
50	Prometio	Pm	61	17,90
51	Itrio	Y	39	17,20
52	Tulio	Tm	69	16,90
53	Neodimio	Nd	60	16,50
54	Lutecio	Lu	71	16,40
55	Holmio	Ho	67	16,20
56	Escandio	Sc	21	15,80
57	Erbio	Er	68	14,50
58	Europio	Eu	63	13,90
59	Lantano	La	57	13,40
60	Samario	Sm	62	13,30
61	Praseodimio	Pr	59	12,50
62	Telurio	Te	52	11,54
63	Cerio	Ce	58	11,30
64	Terbio	Tb	65	11,10
65	Disprosio	Dy	66	10,70
66	Gadolinio	Gd	64	10,50
67	Mercurio	Hg	80	8,30
68	Bismuto	Bi	83	7,92
69	Manganeso	Mn	25	7,81
70	Neptunio	Np	93	6,30
	Plutonio	Pu	94	
71	Carbono	C	6	1,59
72	Selenio	Se	34	0,52
73	Yodo	I	53	0,45
74	Azufre	S	16	0,27
75	Fósforo	P	15	0,24

			Z	λ (J/m.s.°C)
76	Hidrógeno	H	1	0,18
77	Helio	He	2	0,15
78	Bromo	Br	35	0,12
79	Neón	Ne	10	0,05
80	Nitrógeno	N	7	0,03
	Oxígeno	O	8	
	Flúor	F	9	
81	Argón	Ar	18	0,02
82	Cloro	Cl	17	0,01
	Kriptón	Kr	36	
	Xenón	Xe	54	
83	Radón	Rn	86	0

No se conocen las de polonio, ástato, francio, actinio, protactinio, ni las de los elementos del 95 (americio) al 118.

ELEMENTOS POR ENERGÍA DE ATOMIZACIÓN

La energía o entalpía de atomización es la energía necesaria para formar un mol de átomos gaseosos a partir del elemento en condiciones estándar. Es siempre positiva. Se mide en kJ/mol. Se representa por ΔH_{atom} . Está relacionada directamente con el punto de fusión. Cuanto más estable es el elemento mayor valor.

La siguiente tabla está ordenada por energía de atomización de mayor a menor y se dan también los correspondientes valores de los puntos de fusión.

Se desconocen las energías de atomización de polonio y la de los elementos del 96 (curio) al 118.

			Z	Punto fusión (°C)	ΔH_{atom}
1	Wolframio	W	74	3.422,00	849
2	Osmio	Os	76	3.033,00	791
3	Tantalio	Ta	73	3.017,00	782
4	Renio	Re	75	3.186,00	770
5	Niobio	Nb	41	2.477,00	726
6	Carbono	C	6	3.500,00	717
7	Tecnecio	Tc	43	2.157,00	677
8	Iridio	Ir	77	2.466,00	665
9	Molibdeno	Mo	42	2.623,00	658
10	Rutenio	Ru	44	2.334,00	643
11	Hafnio	Hf	72	2.233,00	619
12	Circonio	Zr	40	1.855,00	609
13	Torio	Th	90	1.750,00	576
14	Boro	B	5	2.075,00	573
15	Platino	Pt	78	1.768,30	565
16	Rodio	Rh	45	1.964,00	556
17	Protactinio	Pa	91	1.572,00	527
18	Vanadio	V	23	1.910,00	514
19	Uranio	U	92	1.135,00	490
20	Nitrógeno	N	7	-210,10	473
21	Titanio	Ti	22	1.668,00	470
22	Silicio	Si	14	1.414,00	452
23	Níquel	Ni	28	1.455,00	430
24	Cobalto	Co	27	1.495,00	425
25	Itrio	Y	39	1.526,00	423
	Lantano	La	57	920,00	
26	Cerio	Ce	58	798,00	419
27	Hierro	Fe	26	1.538,00	418
28	Lutecio	Lu	71	1.663,00	414

			Z	Punto fusión (°C)	ΔH_{atom}
29	Gadolinio	Gd	64	1.313,00	398
30	Cromo	Cr	24	1.907,00	397
31	Terbio	Tb	65	1.356,00	389
32	Actinio	Ac	89	1.050,00	385
33	Escandio	Sc	21	1.541,00	378
	Paladio	Pd	46	1.554,90	
34	Germanio	Ge	32	938,30	377
35	Oro	Au	79	1.064,18	366
36	Praseodimio	Pr	59	931,00	356
37	Plutonio	Pu	94	640,00	352
38	Cobre	Cu	29	1.084,62	338
39	Neptunio	Np	93	644,00	337
40	Neodimio	Nd	60	1.021,00	328
41	Aluminio	Al	13	660,32	326
42	Berilio	Be	4	1.287,00	324
43	Erbio	Er	68	1.497,00	317
44	Fósforo	P	15	44,20	315
45	Arsénico	As	33	817,00	302
	Estaño	Sn	50	231,93	
46	Prometio	Pm	61	1.100,00	301
	Holmio	Ho	67	1.474,00	
47	Disproσιο	Dy	66	1.412,00	291
48	Galio	Ga	31	29,76	286
49	Plata	Ag	47	961,78	284
50	Manganeso	Mn	25	1.246,00	281
51	Azufre	S	16	115,21	279
52	Antimonio	Sb	51	630,63	262
53	Oxígeno	O	8	-218,30	249
54	Indio	In	49	156,60	243
55	Americio	Am	95	1.176,00	239
56	Tulio	Tm	69	1.545,00	232
57	Selenio	Se	34	221,00	227
58	Hidrógeno	H	1	-259,14	218
59	Samario	Sm	62	1.072,00	207
	Bismuto	Bi	83	271,30	
60	Telurio	Te	52	449,51	197
61	Plomo	Pb	82	327,46	196
62	Talio	Tl	81	304,00	182
63	Bario	Ba	56	727,00	180
64	Calcio	Ca	20	842,00	178

			Z	Punto fusión (°C)	ΔH_{atom}
64 (sigue del anterior)	Europio	Eu	63	822,00	178
65	Estroncio	Sr	38	777,00	164
66	Litio	Li	3	180,54	161
67	Radio	Ra	88	700,00	159
68	Iterbio	Yb	70	819,00	152
69	Magnesio	Mg	12	650,00	148
70	Cinc	Zn	30	419,53	131
71	Cloro	Cl	17	-101,50	121
72	Bromo	Br	35	-7,30	112
	Cadmio	Cd	48	321,07	
73	Sodio	Na	11	97,72	109
74	Yodo	I	53	113,70	107
75	Ástato	At	85	302,00	92
76	Potasio	K	19	63,38	90
77	Rubidio	Rb	37	39,31	86
78	Francio	Fr	87	desconocido	73
79	Flúor	F	9	-219,60	79
	Cesio	Cs	55	28,44	
80	Mercurio	Hg	80	-38,83	61
81	Helio	He	2	no solidifica	0
	Neón	Ne	10	-248,59	
	Argón	Ar	18	-189,30	
	Kriptón	Kr	36	-157,36	
	Xenón	Xe	54	-111,80	
	Radón	Rn	86	-71,00	

DUREZA (MOHS)

	Z			Dureza	
1 (la mayor)	Boro	B	5	metaloide	9,30
2	Cromo	Cr	24	metal	8,50
3	Wolframio	W	74	metal	7,50
4	Vanadio	V	23	metal	7,00
	Renio	Re	75	metal	
	Osmio	Os	76	metal	
5	Silicio	Si	14	metaloide	6,50
	Rutenio	Ru	44	metal	
	Tantalio	Ta	73	metal	
	Iridio	Ir	77	metal	
6	Titanio	Ti	22	metal	6,00
	Manganeso	Mn	25	metal	
	Germanio	Ge	32	metaloide	
	Niobio	Nb	41	metal	
	Rodio	Rh	45	metal	
	Uranio	U	92	metal	
7	Berilio	Be	4	metal	5,50
	Molibdeno	Mo	42	metal	
	Hafnio	Hf	72	metal	
8	Gadolinio	Gd	64	metal	5,10
9	Cobalto	Co	27	metal	5,00
	Circonio	Zr	40	metal	
10	Paladio	Pd	46	metal	4,75
11	Hierro	Fe	26	metal	4,00
	Níquel	Ni	28	metal	
	Cobre	Cu	29	metal	
12	Arsénico	As	33	metaloide	3,50
	Platino	Pt	78	metal	
13	Europio	Eu	63	metal	3,10
14	Antimonio	Sb	51	metaloide	3,00
	Torio	Th	90	metal	
15	Aluminio	Al	13	metal	2,75
16	Lutecio	Lu	71	metal	2,60
17	Magnesio	Mg	12	metal	2,50
	Cinc	Zn	30	metal	
	Plata	Ag	47	metal	

			Z		Dureza
17 (sigue del anterior)	Lantano	La	57	metal	2,50
	Cerio	Ce	58	metal	
	Oro	Au	79	metal	
18	Terbio	Tb	65	metal	2,30
19	Telurio	Te	52	metaloide	2,25
	Bismuto	Bi	83	metal	
20	Azufre	S	16	no metal	2,00
	Selenio	Se	34	no metal	
	Cadmio	Cd	48	metal	
	Erbio	Er	68	metal	
21	Disprosio	Dy	66	metal	1,80
	Tulio	Tm	69	metal	
22	Calcio	Ca	20	metal	1,75
23	Holmio	Ho	67	metal	1,60
24	Galio	Ga	31	metal	1,50
	Estroncio	Sr	38	metal	
	Estaño	Sn	50	metal	
	Plomo	Pb	82	metal	
25	Praseodimio	Pr	59	metal	1,40
	Samario	Sm	62	metal	
26	Bario	Ba	56	metal	1,25
27	Indio	In	49	metal	1,20
	Neodimio	Nd	60	metal	
	Talio	Tl	81	metal	
28	Litio	Li	3	metal	0,60
29 (grafito)	Carbono	C	6	no metal	0,50
	Sodio	Na	11	metal	
	Fósforo	P	15	no metal	
30	Potasio	K	19	metal	0,40
31	Rubidio	Rb	37	metal	0,30
32	Cesio	Cs	55	metal	0,20

El resto de los elementos no tienen asignada dureza.

ELEMENTOS POR DIFERENCIACIÓN EN LA TIERRA

		Z	Diferenciación
Hidrógeno	H	1	ATMÓSFILOS
Helio	He	2	
Carbono	C	6	
Nitrógeno	N	7	
Neón	Ne	10	
Argón	Ar	18	
Kriptón	Kr	36	
Xenón	Xe	54	
Azufre	S	16	CALCÓFILOS
Cobre	Cu	29	
Cinc	Zn	30	
Galio	Ga	31	
Germanio	Ge	32	
Arsénico	As	33	
Selenio	Se	34	
Plata	Ag	47	
Cadmio	Cd	48	
Indio	In	49	
Estaño	Sn	50	
Antimonio	Sb	51	
Telurio	Te	52	
Mercurio	Hg	80	
Talio	Tl	81	
Plomo	Pb	82	
Bismuto	Bi	83	
Polonio	Po	84	
Litio	Li	3	LITÓFILOS
Berilio	Be	4	
Boro	B	5	
Oxígeno	O	8	
Flúor	F	9	
Sodio	Na	11	
Magnesio	Mg	12	
Aluminio	Al	13	
Silicio	Si	14	
Fósforo	P	15	

		Z	Diferenciación
Cloro	Cl	17	LITÓFILOS
Potasio	K	19	
Calcio	Ca	20	
Escandio	Sc	21	
Titanio	Ti	22	
Vanadio	V	23	
Cromo	Cr	24	
Manganeso	Mn	25	
Bromo	Br	35	
Rubidio	Rb	37	
Estroncio	Sr	38	
Itrio	Y	39	
Circonio	Zr	40	
Niobio	Nb	41	
Yodo	I	53	
Cesio	Cs	55	
Bario	Ba	56	
Lantano	La	57	
Cerio	Ce	58	
Praseodimio	Pr	59	
Neodimio	Nd	60	
Samario	Sm	62	
Europio	Eu	63	
Gadolinio	Gd	64	
Terbio	Tb	65	
Disprobio	Dy	66	
Holmio	Ho	67	
Erbio	Er	68	
Tulio	Tm	69	
Yterbio	Yb	70	
Lutecio	Lu	71	
Hafnio	Hf	72	
Tantalio	Ta	73	
Wolframio	W	74	
Torio	Th	90	
Protactinio	Pa	91	
Uranio	U	92	
Hierro	Fe	26	SIDERÓFILOS
Cobalto	Co	27	
Níquel	Ni	28	
Molibdeno	Mo	42	

		Z	Diferenciación
Rutenio	Ru	44	SIDERÓFILOS
Rodio	Rh	45	
Paladio	Pd	46	
Renio	Re	75	
Osmio	Os	76	
Iridio	Ir	77	
Platino	Pt	78	
Oro	Au	79	

El resto de los elementos están sin clasificar.

ABUNDANCIA EN EL UNIVERSO Y EL SOL

Orden	Elemento	% universo	Orden	Elemento	% Sol
1	Hidrógeno	75	1	Hidrógeno	75
2	Helio	23	2	Helio	23
3	Oxígeno	1	3	Oxígeno	0,9
4	Carbono	0,5	4	Carbono	0,3
5	Neón	0,13	5	Nitrógeno	0,1
6	Hierro	0,11		Neón	
7	Nitrógeno	0,1		Hierro	
8	Silicio	0,07	6	Silicio	0,09
9	Magnesio	0,06	7	Magnesio	0,07
10	Azufre	0,05	8	Azufre	0,04
11	Argón	0,02	9	Níquel	0,008
12	Calcio	0,007	10	Argón	0,007
13	Níquel	0,006		Calcio	
14	Aluminio	0,005	11	Aluminio	0,006
15	Sodio	0,002	12	Sodio	0,004
16	Cromo	0,0015	13	Cromo	0,002
17	Cloro	0,001	14	Manganeso	0,001
	Vanadio		15	Cloro	0,0008
18	Manganeso	0,0008	16	Fósforo	0,0007
19	Fósforo	0,0007	17	Potasio	0,0004
20	Potasio	0,0003		Titanio	
	Titanio			Cobalto	
	Cobalto		18	Cinc	0,0002
21	Flúor	0,00004	19	Cobre	0,00007
22	Cinc	0,00003	20	Flúor	0,00004
23	Germanio	0,00002	21	Vanadio	0,00005
24	Cobre	0,000006	22	Germanio	0,00002
25	Circonio	0,000005	23	Estroncio	0,000005
26	Kriptón	0,000004	24	Escandio	0,000004
	Estroncio			Galio	
27	Escandio			0,000003	
	Selenio		25	Rubidio	0,000003
28	Galio	0,000001	26	Mercurio	0,000002
	Rubidio		27	Itrio	0,000001
	Xenón			Bario	
	Bario			Plomo	
	Cerio			Bismuto	

Orden	Elemento	% universo	Orden	Elemento	% Sol
28	Neodimio	0,000001	28	Molibdeno	0,0000009
	Plomo			Estaño	
29	Telurio	0,0000009		Platino	
30	Arsénico	0,0000008	29	Cesio	0,0000008
31	Bromo	0,0000007	30	Cadmio	0,0000006
	Itrio		31	Rutenio	0,0000005
32	Litio	0,0000006	32	Niobio	0,0000004
33	Molibdeno	0,0000005		Indio	
	Samario			Cerio	
	Platino			Wolframio	
34	Rutenio	0,0000004	33	Paladio	0,0000003
	Estaño			Neodimio	
35	Osmio	0,0000003	34	Boro	0,0000002
36	Niobio	0,0000002		Rodio	
	Paladio			Lantano	
	Cadmio			Gadolinio	
	Lantano			Disproso	
	Praseodimio			Osmio	
	Gadolinio			Iridio	
	Disproso			35	
	Erbio		Antimonio		
37	Berilio	0,0000001	Praseodimio		
	Boro		Samario		
	Yodo		Erbio		
	Mercurio		Itterbio		
38	Cesio	0,00000008	Lutecio		
39	Hafnio	0,00000007	Hafnio		
	Bismuto		Oro		
40	Rodio	0,00000006	36	Europio	0,00000005
	Plata		37	Torio	0,00000003
	Oro		38	Tulio	0,00000002
41	Europio	0,00000005	39	Berilio	0,00000001
	Terbio			Terbio	
	Holmio			Renio	
	Wolframio		40	Litio	trazas
	Talio				
42	Antimonio	0,00000004			
	Torio				

Orden	Elemento	% universo	
43	Indio	0,00000003	
44	Renio	0,00000002	
	Uranio		
45	Tulio	0,00000001	
	Lutecio		
46	Tantalio	trazas	

En el universo hay 83 elementos, mientras que en el Sol hay 74. Para el resto de los elementos su abundancia es ninguna.

ABUNDANCIA EN LA CORTEZA Y OCÉANOS

Orden	Elemento		% Corteza	Orden	Elemento		% Océanos
1	Oxígeno	O	46	1	Oxígeno	O	86
2	Silicio	Si	27	2	Hidrógeno	H	11
3	Aluminio	Al	8,1	3	Cloro	Cl	2
4	Hierro	Fe	6,3	4	Sodio	Na	1,1
5	Calcio	Ca	5	5	Magnesio	Mg	0,13
6	Magnesio	Mg	2,9	6	Azufre	S	0,093
7	Sodio	Na	2,3	7	Potasio	K	0,042
8	Potasio	K	1,5	8	Bromo	Br	0,0067
9	Titanio	Ti	0,66	9	Carbono	C	0,0028
10	Carbono	C	0,18	10	Estroncio	Sr	0,00081
11	Hidrógeno	H	0,15	11	Boro	B	0,00044
12	Manganeso	Mn	0,11	12	Calcio	Ca	0,00042
13	Fósforo	P	0,099	13	Flúor	F	0,00013
14	Flúor	F	0,054	14	Silicio	Si	0,0001
15	Azufre	S	0,042	15	Nitrógeno	N	0,00005
16	Estroncio	Sr	0,036	16	Argón	Ar	0,000045
17	Bario	Ba	0,034	17	Litio	Li	0,000018
18	Vanadio	V	0,019	18	Rubidio	Rb	0,000012
19	Cloro	Cl	0,017	19	Fósforo	P	0,000007
20	Cromo	Cr	0,014	20	Yodo	I	0,000006
21	Circonio	Zr	0,013	21	Bario	Ba	0,000003
22	Níquel	Ni	0,0089	22	Molibdeno	Mo	0,000001
23	Cinc	Zn	0,0078	23	Aluminio	Al	0,0000005
24	Cobre	Cu	0,0068		Cinc	Zn	
25	Cerio	Ce	0,006	24	Uranio	U	0,00000033
	Rubidio	Rb		25	Hierro	Fe	0,0000003
26	Lantano	La	0,0034		Cobre	Cu	
27	Neodimio	Nd	0,0033	26	Arsénico	As	0,00000023
28	Cobalto	Co	0,003	27	Manganeso	Mn	0,0000002
29	Itrio	Y	0,0029		Níquel	Ni	
30	Escandio	Sc	0,0026	28	Vanadio	V	0,00000015
31	Nitrógeno	N	0,002	29	Titanio	Ti	0,0000001
32	Galio	Ga	0,0019	30	Cromo	Cr	0,00000006
33	Litio	Li	0,0017	31	Cesio	Cs	0,00000005
	Niobio	Nb		32	Selenio	Se	0,000000045
34	Plomo	Pb	0,00099	33	Kriptón	Kr	0,000000021
35	Praseodimio	Pr	0,00086	34	Antimonio	Sb	0,00000002

Orden	Elemento		% Corteza	Orden	Elemento		% Océanos
35	Boro	B	0,00086	35	Neón	Ne	0,000000012
36	Disproso	Dy	0,00062	35	Wolframio	W	0,000000012
37	Torio	Th	0,0006	36	Plata	Ag	0,00000001
	Samario	Sm		37	Cobalto	Co	trazas
38	Gadolinio	Gd	0,00052		Germanio	Ge	
39	Hafnio	Hf	0,00033		Cadmio	Cd	
40	Erbio	Er	0,0003		Oro	Au	
	Bromo	Br			Mercurio	Hg	
41	Iterbio	Yb	0,00028		Galio	Ga	
42	Estaño	Sn	0,00022		Plomo	Pb	
43	Arsénico	As	0,00021		Circonio	Zr	
44	Berilio	Be	0,00019		Bismuto	Bi	
	Cesio	Cs			Itrio	Y	
45	Uranio	U	0,00018		Estaño	Sn	
	Europio	Eu			Hafnio	Hf	
46	Tantalio	Ta	0,00017		Helio	He	
47	Argón	Ar	0,00015		Xenón	Xe	
48	Germanio	Ge	0,00014		Lantano	La	
49	Holmio	Ho	0,00012		Neodimio	Nd	
50	Wolframio	W	0,00011		Tantalio	Ta	
	Molibdeno	Mo			Escandio	Sc	
51	Terbio	Tb	0,000093		Cerio	Ce	
52	Lutecio	Lu	0,000056		Niobio	Nb	
53	Talio	Tl	0,000053		Renio	Re	
54	Yodo	I	0,000049		Talio	Tl	
55	Tulio	Tm	0,000045		Disproso	Dy	
56	Antimonio	Sb	0,00002		Erbio	Er	
57	Indio	In	0,000016		Iterbio	Yb	
58	Cadmio	Cd	0,000015		Rutenio	Ru	
59	Plata	Ag	0,0000079		Gadolinio	Gd	
60	Mercurio	Hg	0,0000067		Berilio	Be	
61	Selenio	Se	0,000005		Praseodimio	Pr	
62	Platino	Pt	0,0000037		Samario	Sm	
63	Bismuto	Bi	0,0000025		Holmio	Ho	
64	Paladio	Pd	0,00000063		Tulio	Tm	
65	Helio	He	0,00000055		Lutecio	Lu	
66	Oro	Au	0,00000031		Terbio	Tb	
67	Neón	Ne	0,0000003		Europio	Eu	
68	Renio	Re	0,00000026		Indio	In	
69	Osmio	Os	0,00000018		Torio	Th	

Orden	Elemento		% Corteza	Orden	Elemento		% Océanos
70	Rutenio	Ru	0,000000099	37	Radio	Ra	trazas
	Telurio	Te			Polonio	Po	
71	Rodio	Rh	0,00000007		Radón	Rn	
72	Iridio	Ir	0,00000004		Protactinio	Pa	
73	Kriptón	Kr	0,000000015				
74	Xenón	Xe	trazas				
	Radón	Rn					
	Radio	Ra					
	Protactinio	Pa					
	Polonio	Po					
	Francio	Fr					
	Ástato	At					
	Actinio	Ac					

En la corteza hay 90 elementos, considerados naturales, mientras que en el océano son 81. Para el resto de los elementos su abundancia es nula.

ABUNDANCIA EN EL SER HUMANO

Orden	Elemento		% Ser humano
1	Oxígeno	O	61
2	Carbono	C	23
3	Hidrógeno	H	10
4	Nitrógeno	N	2,6
5	Calcio	Ca	1,4
6	Fósforo	P	1,1
7	Azufre	S	0,2
	Potasio	K	
8	Sodio	Na	0,14
9	Cloro	Cl	0,12
10	Magnesio	Mg	0,027
11	Silicio	Si	0,026
12	Hierro	Fe	0,006
13	Flúor	F	0,0037
14	Cinc	Zn	0,0033
15	Estroncio	Sr	0,00046
	Rubidio	Rb	
16	Bromo	Br	0,00029
17	Plomo	Pb	0,00017
18	Cobre	Cu	0,0001
19	Aluminio	Al	0,00009
20	Cadmio	Cd	0,00007
	Boro	B	
21	Bario	Ba	0,00003
22	Manganeso	Mn	0,00002
	Estaño	Sn	
	Yodo	I	
23	Oro	Au	0,00001
	Níquel	Ni	
	Molibdeno	Mo	
24	Arsénico	As	0,000005
	Selenio	Se	
	Circonio	Zr	
25	Litio	Li	0,000003
	Vanadio	V	
	Cromo	Cr	
26	Cobalto	Co	0,000002

Orden	Elemento		% Ser humano
26	Cesio	Cs	0,000002
27	Uranio	U	0,0000001
28	Berilio	Be	0,00000004
29	Radio	Ra	trazas

Hay 41 elementos en el ser humano. Para el resto de los elementos su abundancia es ninguna.

ELEMENTOS POR AÑO DE DESCUBRIMIENTO

	Z	Año	Descubridor	País
Carbono	6	?	Se conoce desde la antigüedad.	?
Azufre	16	?	Se conoce desde la antigüedad.	?
Hierro	26	?	Se conoce desde la antigüedad.	?
Cobre	29	?	Se conoce desde la antigüedad.	?
Cinc	30	?	Se conoce desde la antigüedad.	?
Arsénico	33	?	Se conoce desde la antigüedad.	?
Plata	47	?	Se conoce desde la antigüedad.	?
Estaño	50	?	Se conoce desde la antigüedad.	?
Antimonio	51	?	Se conoce desde la antigüedad.	?
Oro	79	?	Se conoce desde la antigüedad.	?
Mercurio	80	?	Se conoce desde la antigüedad.	?
Plomo	82	?	Se conoce desde la antigüedad.	?
Bismuto	83	?	Se conoce desde la antigüedad.	?
Fósforo	15	1669	Hennig Brand	Alemania
Cobalto	27	1735	Georg Brandt	Suecia
Platino	78	1748	Antonio de Ulloa	España
Níquel	28	1751	Axel Fredrik Cronstedt	Suecia
Nitrógeno	7	1772	Daniel Rutherford	Reino Unido
Oxígeno	8	1774	Joseph Priestley	Reino Unido
Cloro	17	1774	Carl William Scheele	Suecia
Manganeso	25	1774	Johan Gottlieb Gahn	Suecia
Hidrógeno	1	1776	Henry Cavendish	Reino Unido
Molibdeno	42	1781	Peter Jacob Hjelm	Suecia
Telurio	52	1782	Franz Müller von Reichenstein	Hungría
Wolframio	74	1783	Fausto y Juan José D'Elhuyar	España
Circonio	40	1789	Martin Heinrich Klaproth	Alemania
Uranio	92	1789	Martin Klaproth	Alemania
Titanio	22	1791	William Gregor	Reino Unido
Itrio	39	1794	Johann Gadolin	Finlandia
Berilio	4	1798	Nicholas Louis Vauquelin	Francia
Cromo	24	1798	Louis-Nicholas Vauquelin	Francia
Vanadio	23	1801	Andrés Manuel del Río	España
Niobio	41	1801	Charles Hatchett	Reino Unido
Tantalio	73	1802	Anders Gustaf Ekeberg	Suecia
Rodio	45	1803	William Hyde Wollaston	Reino Unido
Paladio	46	1803	William Hyde Wollaston	Reino Unido

	Z	Año	Descubridor	País
Cerio	58	1803	Wilhelm von Hisinger, Jöns Jacob Berzelius y Martin Klaproth	Suecia y Alemania
Osmio	76	1804	Smithson Tennant	Reino Unido
Iridio	77	1804	Smithson Tennant	Reino Unido
Sodio	11	1807	Sir Humphrey Davy	Reino Unido
Potasio	19	1807	Sir Humphrey Davy	Reino Unido
Boro	5	1808	Joseph Louis Gay Lussac y Louis Jacques Thénard	Francia
Magnesio	12	1808	Sir Humphrey Davy	Reino Unido
Calcio	20	1808	Sir Humphrey Davy	Reino Unido
Estroncio	38	1808	Sir Humphrey Davy	Reino Unido
Bario	56	1808	Sir Humphrey Davy	Reino Unido
Yodo	53	1811	Bernard Courtois	Francia
Litio	3	1817	Johann Arfvedson	Suecia
Selenio	34	1817	Jöns Jacob Berzelius	Suecia
Cadmio	48	1818	Friedrich Strohmeyer	Alemania
Silicio	14	1824	Jöns Jacob Berzelius	Suecia
Aluminio	13	1825	Hans Christian Oersted y Friedrich Wöhler	Dinamarca y Francia
Bromo	35	1826	Antoine Balard	Francia
Torio	90	1829	Jöns Berzelius	Suecia
Lantano	57	1839	Carl Gustaf Mosander	Suecia
Erbio	68	1842	Carl Mosander	Suecia
Terbio	65	1843	Carl Mosander	Suecia
Rutenio	44	1844	Karl Karlovich Klaus	Rusia
Cesio	55	1860	Robert Bunsen y Gustav Kirchhoff	Alemania
Rubidio	37	1861	Robert Bunsen y Gustav Kirchhoff	Alemania
Talio	81	1861	Sir William Crookes	Reino Unido
Indio	49	1863	Ferdinand Reich y Hieronymus Theodor Richter	Alemania
Helio	2	1868	Pierre Janssen y Norman Lockyer	Francia y Reino Unido
Escandio	21	1875	Lars Fredrik Nilson	Suecia
Galio	31	1875	Paul Emile Lecoq de Boisbaudran	Francia
Holmio	67	1878	Jaques-Louis Soret y Per Teodor Cleve	Suecia
Iterbio	70	1878	Jean Charles Galissard de Marignac	Suiza
Samario	62	1879	Paul Emile Lecoq de Boisbaudran	Francia
Tulio	69	1879	Per Theodore Cleve	Suecia
Gadolinio	64	1880	Jean de Marignac	Suiza
Praseodimio	59	1885	Carl Auer von Welsbach	Austria
Flúor	9	1886	Henri Moissan	Francia
Germanio	32	1886	Clemens Winkler	Alemania
Neodimio	60	1886	Carl Auer von Welsbach	Austria
Disprobio	66	1886	Paul Emile Lecoq de Boisbaudran	Francia
Argón	18	1894	Sir William Ramsay y Lord Rayleigh	Reino Unido

	Z	Año	Descubridor	País
Neón	10	1898	Sir William Ramsay y Morris W. Travers	Reino Unido
Kriptón	36	1898	Sir William Ramsay y Morris W. Travers	Reino Unido
Xenón	54	1898	Sir William Ramsay y Morris W. Travers	Reino Unido
Polonio	84	1898	Marie Sklodowska Curie	Francia
Radio	88	1898	Marie y Pierre Curie	Francia
Actinio	89	1899	André-Louis Debierne	Francia
Radón	86	1900	Friedrich Ernst Dorn	Alemania
Europio	63	1901	Eugene Demarcay	Francia
Lutecio	71	1907	Georges Urbain y Carl Auer von Welsbach	Francia y Austria
Protactinio	91	1917	Otto Hahn y Lise Meitner	Alemania y Reino Unido
Hafnio	72	1923	George Charles von Hevesy	Suecia
Renio	75	1925	Walter Noddack, Ida Tacke-Noddack, y Otto Berg	Alemania
Tecnecio	43	1937	Carlo Perrier y Emilio Gino Segrè	Italia
Francio	87	1939	Marguerite Perey	Francia
Ástato	85	1940	Dale Corson, K. MacKenzie y Emilio Segrè	Estados Unidos
Neptunio	93	1940	Edwin McMillan y Philip H. Abelson	Estados Unidos
Plutonio	94	1940	Glenn Seaborg, Joseph W. Kennedy, Edwin McMillan y Arthur C. Wahl	Estados Unidos
Americio	95	1944	Glenn Seaborg, Ralph James, Leon Morgan y Albert Ghiorso	Estados Unidos
Curio	96	1944	Glenn Seaborg, Ralph James y Albert Ghiorso	Estados Unidos
Prometio	61	1945	Jacob A. Marinsky, Lawrence E. Glendenin y Charles D. Coryell	Estados Unidos
Berkelio	97	1949	Glenn Seaborg, Albert Ghiorso y Stanley Thompson	Estados Unidos
Californio	98	1950	Glenn Seaborg, Albert Ghiorso, Stanley Thompson y Kenneth Street	Estados Unidos
Einsteinio	99	1952	Albert Ghiorso y colaboradores	Estados Unidos
Fermio	100	1953	Instituto Nobel de Física de Estocolmo	Suecia
Mendelevio	101	1955	Glenn Seaborg, Albert Ghiorso, Bernard Harvey, Gregory Chopin y Stanley Thompson	Estados Unidos
Nobelio	102	1958	Georgy Flerov y col.	Rusia
Laurencio	103	1961	Albert Ghiorso, Torbjorn Sikkeland, Almon Larsh y Robert Latimer	Estados Unidos
Rutherfordio	104	1964	Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna de Rusia y Laboratorio Lawrence Livermore, Berkeley, Estados Unidos	Estados Unidos y Rusia
Dubnio	105	1968-1970	Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna de Rusia y Laboratorio Lawrence Livermore, Berkeley, Estados Unidos	Estados Unidos y Rusia
Seaborgio	106	1974	Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna de Rusia y Laboratorio Lawrence Livermore, Berkeley, Estados Unidos	Estados Unidos y Rusia
Bohrio	107	1981	Centro de Investigaciones de Iones Pesados de Darmstand	Alemania
Meitnerio	109	1982	Centro de Investigaciones de Iones Pesados de Darmstand	Alemania
Hassio	108	1984	Centro de Investigaciones de Iones Pesados de Darmstand	Alemania
Darmstadio	110	1994	Centro de Investigaciones de Iones Pesados de Darmstand	Alemania
Roentgenio	111	1994	Centro de Investigaciones de Iones Pesados de Darmstand	Alemania
Copernicio	112	1996	Centro de Investigaciones de Iones Pesados de Darmstand	Alemania
Flerovio	114	1999	Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna y Laboratorio Lawrence Livermore, Berkeley, Estados Unidos	Rusia y Estados Unidos
Livermorio	116	2000	Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna y Laboratorio Lawrence Livermore, Berkeley, Estados Unidos.	Rusia y Estados Unidos

	Z	Año	Descubridor	País
Nihonio	113	2003	Instituto Riken	Japón
Moscovio	115	2004	Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna, Laboratorio Nacional Lawrence Livermore y Laboratorio Nacional Oak Ridge	Rusia Estados Unidos
Organesón	118	2006	Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna y Laboratorio Nacional Lawrence Livermore	Estados Unidos Rusia
Téneso	117	2010	Instituto de Investigaciones Nucleares de Dubna, Laboratorio Nacional Lawrence Livermore y Laboratorio Nacional Oak Ridge	Rusia Estados Unidos

Desde la antigüedad se conocen 13 elementos: carbono, azufre, hierro, cobre, cinc, arsénico, plata, estaño, antimonio, oro, mercurio, plomo y bismuto. En el siglo XVII, se descubre el fósforo. En el siglo XVIII, se descubren 17 elementos: cobalto, platino, níquel, nitrógeno, oxígeno, cloro, manganeso, hidrógeno, molibdeno, telurio (denominado por entonces teluro), wolframio, circonio, uranio, titanio, itrio, berilio y cromo. En el siglo XIX, la época dorada de los descubrimientos de elementos, son 51; en el XX hasta 31 y en el XXI, de momento, 5: livermorio, nihonio, moscovio, organesón y téneso.

ISÓTOPOS

En esta tabla mostramos los isótopos conocidos de todos los elementos, tanto estables como radiactivos y el número de los sintetizados artificialmente (art). En el caso de los radiactivos sintéticos se ha puesto en la columna de isótopos radiactivos el de mayor periodo de semivida.

	Z	Isótopos estables	Isótopos radiactivos	art	
Hidrógeno	H	1	^1H (99,80%) y ^2H (0,015%)	^3H (trazas)	0
Helio	He	2	^3He (0,000137 %) y ^4He ((99,999863 %)		6
Litio	Li	3	^6Li (7,5%) y ^7Li (92,5%)		7
Berilio	Be	4	^9Be (100%)		9
Boro	B	5	^{10}B (19,9%) y ^{11}B (80,1%)		11
Carbono	C	6	^{12}C (98,9%) y ^{13}C (1,1%)		13
Nitrógeno	N	7	^{14}N (99,634%) y ^{15}N (0,366%)		13
Oxígeno	O	8	^{16}O (99,762%), ^{17}O (0,038%) y ^{18}O (0,2%)		12
Flúor	F	9	^{19}F (100%)		15
Neón	Ne	10	^{20}Ne (90,48%), ^{21}Ne (0,27%) y ^{22}Ne (9,25%)		14
Sodio	Na	11	^{23}Na (100%)		16
Magnesio	Mg	12	^{24}Mg (78,99%), ^{25}Mg (10%) y ^{26}Mg (11,01%)		15
Aluminio	Al	13	^{27}Al (100%)		18
Silicio	Si	14	^{28}Si (92,23%), ^{29}Si (4,67%) y ^{30}Si (3,1%)		18
Fósforo	P	15	^{31}P (100%)		22
Azufre	S	16	^{32}S (95,02%), ^{33}S (0,75%), ^{34}S (4,21%) y ^{36}S (0,02%)		20
Cloro	Cl	17	^{35}Cl (75,77%) y ^{37}Cl (24,23%)		22
Argón	Ar	18	^{36}Ar (0,3365%), ^{38}Ar (0,0632%) y ^{40}Ar (99,6%)		21
Potasio	K	19	^{39}K (93,2581%) y ^{41}K (6,7302%)	^{40}K (0,0117%)	21
Calcio	Ca	20	^{40}Ca (96,941%), ^{42}Ca (0,647%), ^{43}Ca (0,135%), ^{44}Ca (2,086%) y ^{46}Ca (0,004%)	^{48}Ca (0,187%)	18
Escandio	Sc	21	^{45}Sc (100%)		13
Titanio	Ti	22	^{46}Ti (8,08%), ^{47}Ti (7,3%), ^{48}Ti (73,72%), ^{49}Ti (5,5%) y ^{50}Ti (5,4%)		21
Vanadio	V	23	^{51}V (100%)		15
Cromo	Cr	24	^{52}Cr (83,789%), ^{53}Cr (9,501%) y ^{54}Cr (2,365%)	^{50}Cr (4,345%)	22
Manganeso	Mn	25	^{55}Mn (100%)		3
Hierro	Fe	26	^{54}Fe (5,8%), ^{56}Fe (91,72%), ^{57}Fe (2,2%) y ^{58}Fe (0,28%)		24
Cobalto	Co	27	^{59}Co (100%)		22

		Z	Isótopos estables	Isótopos radiactivos	art
Níquel	Ni	28	⁵⁸ Ni (68,077%), ⁶⁰ Ni (26,223%), ⁶¹ Ni (1,140%), ⁶² Ni (3,634%) y ⁶⁴ Ni (0,926%)		18
Cobre	Cu	29	⁶³ Cu (69,17%) y ⁶⁵ Cu (30,83%)		25
Cinc	Zn	30	⁶⁴ Zn (48,6%), ⁶⁶ Zn (27,9%), ⁶⁷ Zn (4,1%) y ⁶⁸ Zn (18,8%)	⁷⁰ Zn (0,6%)	22
Galio	Ga	31	⁶⁹ Ga (60.108%) y ⁷¹ Ga (39,892%)		29
Germanio	Ge	32	⁷⁰ Ge (21,23%), ⁷² Ge (27,66%), ⁷³ Ge (7,73%), ⁷⁴ Ge (35,94%) y ⁷⁶ Ge (7,44%)		27
Arsénico	As	33	⁷⁵ As (100%)		32
Selenio	Se	34	⁷⁴ Se (0,89%), ⁷⁶ Se (9,36%), ⁷⁷ Se (7,36%), ⁷⁸ Se (23,78%) y ⁸⁰ Se (49,61%)	⁸² Se (8,73%)	24
Bromo	Br	35	⁷⁹ Br (50,69%) y ⁸¹ Br (49,31%)		29
Kriptón	Kr	36	⁷⁸ Kr (0,35%), ⁸⁰ Kr (2,25%), ⁸² Kr (11,6%), ⁸³ Kr (11,5%), ⁸⁴ Kr (57%) y ⁸⁶ Kr (17,3%)		27
Rubidio	Rb	37	⁸⁵ Rb (72,165%)	⁸⁷ Rb (27,835%)	30
Estroncio	Sr	38	⁸⁴ Sr (0,56%), ⁸⁶ Sr (9,86%), ⁸⁷ Sr (7%) y ⁸⁸ Sr (82,58%)		29
Itrio	Y	39	⁸⁹ Y (100%)		26
Circonio	Zr	40	⁹⁰ Zr (51,45%), ⁹¹ Zr (11,22%), ⁹² Zr (17,15%) y ⁹⁴ Zr (17,38%)	⁹⁶ Zr (2,8%)	28
Niobio	Nb	41	⁹³ Nb (100%)		23
Molibdeno	Mo	42	⁹² Mo (14,84%), ⁹⁴ Mo (9,25%), ⁹⁵ Mo (15,92%), ⁹⁶ Mo (16,68%), ⁹⁷ Mo (9,55%), ⁹⁸ Mo (24,13%) y ¹⁰⁰ Mo (9,63%)		24
Tecnecio	Tc	43	radiactivo sintético	⁹⁸ Tc (el más estable)	33
Rutenio	Ru	44	⁹⁶ Ru (5,52%), ⁹⁸ Ru (1,88%), ⁹⁹ Ru (12,7%), ¹⁰⁰ Ru (12,6%), ¹⁰¹ Ru (17,0%), ¹⁰² Ru (31,6%) y ¹⁰⁴ Ru (18,7%)		15
Rodio	Rh	45	¹⁰³ Rh (100%)		33
Paladio	Pd	46	¹⁰² Pd (1,02%), ¹⁰⁴ Pd (11,14%), ¹⁰⁵ Pd (22,33%), ¹⁰⁶ Pd (27,33%), ¹⁰⁸ Pd (26,46%) y ¹¹⁰ Pd (11,72%)		18
Plata	Ag	47	¹⁰⁷ Ag (51,839%) y ¹⁰⁹ Ag (48,161%)		28
Cadmio	Cd	48	¹⁰⁸ Cd (0,89%), ¹¹⁰ Cd (12,49%), ¹¹¹ Cd(12,8%), ¹¹² Cd (24,13%), ¹¹⁴ Cd (28,73%) y ¹¹⁶ Cd (7,49%)	¹⁰⁶ Cd(1,25%) y ¹¹³ Cd(12,22%)	26
Indio	In	49	¹¹³ In (4,3%)	¹¹⁵ In (95,7%)	35
Estaño	Sn	50	¹¹² Sn (0,97%), ¹¹⁴ Sn (0,65%), ¹¹⁵ Sn (0,34%), ¹¹⁶ Sn (14,53%), ¹¹⁷ Sn (7,68%), ¹¹⁸ Sn (24,23%), ¹¹⁹ Sn (8,59%), ¹²⁰ Sn (32,59%), ¹²² Sn (4,63%) y ¹²⁴ Sn (5,79%)		28
Antimonio	Sb	51	¹²¹ Sb (57,36%) y ¹²³ Sb (42,64%)		35
Telurio	Te	52	¹²⁰ Te (0,096%), ¹²² Te (2,603%), ¹²⁴ Te (4,816%), ¹²⁵ Te (7,139%) y ¹²⁶ Te (18,95%)	¹²³ Te (0,908%), ¹²⁸ Te (31,69%) y ¹³⁰ Te (33,80%)	9
Yodo	I	53	¹²⁷ I (100%)		37
Xenón	Xe	54	¹²⁶ Xe (0,09%), ¹²⁸ Xe (1,91%), ¹²⁹ Xe (26,4%), ¹³⁰ Xe (4,1%), ¹³¹ Xe (21,2%), ¹³² Xe (26,9%) y ¹³⁴ Xe (10,4%)	¹²⁴ Xe (0,1%) y ¹³⁶ Xe (8,9%)	29
Cesio	Cs	55	¹³³ Cs (100%)		39
		Z	Isótopos estables	Isótopos radiactivos	art

Bario	Ba	56	¹³⁰ Ba (0,106%), ¹³² Ba (0,101%), ¹³⁴ Ba (2,417%), ¹³⁵ Ba (6,592%), ¹³⁶ Ba (7,854%), ¹³⁷ Ba (11,23%) y ¹³⁸ Ba (71,7%)		33
Lantano	La	57	¹³⁸ La (0,09%)	¹³⁹ La (99,91%)	37
Cerio	Ce	58	¹³⁶ Ce (0,19%), ¹³⁸ Ce (0,25%) y ¹⁴⁰ Ce (88,48%)	¹⁴² Ce (11,08%)	35
Praseodimio	Pr	59	¹⁴¹ Pr (100%)		38
Neodimio	Nd	60	¹⁴² Nd (27,13%), ¹⁴³ Nd (12,18%), ¹⁴⁵ Nd (8,30%), ¹⁴⁶ Nd (17,19%) y ¹⁴⁸ Nd (5,76%)	¹⁴⁴ Nd (23,80%) y ¹⁵⁰ Nd (5,64%)	35
Prometio	Pm	61		¹⁴⁵ Pm	36
Samario	Sm	62	¹⁴⁴ Sm (3,1%), ¹⁵⁰ Sm (7,4%), ¹⁵² Sm (26,7%) y ¹⁵⁴ Sm (22,7%)	¹⁴⁷ Sm (15,0%), ¹⁴⁸ Sm (11,3%) y ¹⁴⁹ Sm (13,8%)	28
Europio	Eu	63	¹⁵¹ Eu (47,8%) y ¹⁵³ Eu (52,2%)		35
Gadolinio	Gd	64	¹⁵⁴ Gd (2,18%), ¹⁵⁵ Gd (14,80%), ¹⁵⁶ Gd (20,47%), ¹⁵⁷ Gd (15,65%), ¹⁵⁸ Gd (24,84%) y ¹⁶⁰ Gd (21,86%)	¹⁵² Gd (0,20%)	27
Terbio	Tb	65	¹⁵⁹ Tb (100%)		33
Disprobio	Dy	66	¹⁵⁶ Dy (0,06%), ¹⁵⁸ Dy (0,10%), ¹⁶⁰ Dy (2,34%), ¹⁶¹ Dy (18,9%), ¹⁶² Dy (25,5%), ¹⁶³ Dy (24,9%) y ¹⁶⁴ Dy (28,2%)		27
Holmio	Ho	67	¹⁶⁵ Ho (100%)		2
Erbio	Er	68	¹⁶² Er (0,14%), ¹⁶⁴ Er (1,61%), ¹⁶⁶ Er (33,6%), ¹⁶⁷ Er (22,95%), ¹⁶⁸ Er (26,8%) y ¹⁷⁰ Er (14,9%)		28
Tulio	Tm	69	¹⁶⁹ Tm (100%)		33
Iterbio	Yb	70	¹⁶⁸ Yb (0,13%), ¹⁷⁰ Yb (3,05%), ¹⁷¹ Yb (14,3%), ¹⁷² Yb (21,9%), ¹⁷³ Yb (16,12%), ¹⁷⁴ Yb (31,8%) y ¹⁷⁶ Yb (12,7%)		24
Lutecio	Lu	71	¹⁷⁵ Lu (97,41%)	¹⁷⁶ Lu (2,59%)	33
Hafnio	Hf	72	¹⁷⁶ Hf (5,26%), ¹⁷⁷ Hf (18,6%), ¹⁷⁸ Hf (27,28%), ¹⁷⁹ Hf (13,62%) y ¹⁸⁰ Hf (35,08)	¹⁷⁴ Hf (0,16%)	30
Tantalio	Ta	73	¹⁸¹ Ta (99,988%)	^{180m} Ta (0,012%)	35
Wolframio	W	74	¹⁸² W (26,5%), ¹⁸³ W (14,31%), ¹⁸⁴ W (30,64%) y ¹⁸⁶ W (28,43%)	¹⁸⁰ W (0,12%)	30
Renio	Re	75	¹⁸⁵ Re (37,4%)	¹⁸⁷ Re (62,6%)	31
Osmio	Os	76	¹⁸⁷ Os (1,6%), ¹⁸⁸ Os (13,3%), ¹⁸⁹ Os (16,1%), ¹⁹⁰ Os (26,4%) y ¹⁹² Os (41,0%)	¹⁸⁴ Os (0,02%) y ¹⁸⁶ Os (1,58%)	28
Iridio	Ir	77	¹⁹¹ Ir (37,3%) y ¹⁹³ Ir (62,7%)		33
Platino	Pt	78	¹⁹² Pt (0,782%), ¹⁹⁴ Pt (32,967%), ¹⁹⁵ Pt (33,832%), ¹⁹⁶ Pt (25,242%) y ¹⁹⁸ Pt (7,163)	¹⁹⁰ Pt (0,014%)	31
Oro	Au	79	¹⁹⁷ Au (100%)		36
Mercurio	Hg	80	¹⁹⁶ Hg (0,15%), ¹⁹⁸ Hg (9,97%), ¹⁹⁹ Hg (16,87%), ²⁰⁰ Hg (23,1%), ²⁰¹ Hg (13,18%), ²⁰² Hg (29,86%) y ²⁰⁴ Hg (6,87%)		27
Talio	Tl	81	²⁰⁵ Tl (70,476%) y ²⁰³ Tl (29,524%)		32
Plomo	Pb	82	²⁰⁶ Pb (24,1%), ²⁰⁷ Pb (22,1%) y ²⁰⁸ Pb (52,4%)	²⁰⁴ Pb (1,4%)	27
Bismuto	Bi	83	radiactivo natural	²⁰⁹ Bi (100%)	32
Polonio	Po	84	radiactivo natural	²¹⁰ Po (100%)	27
Ástato	At	85	radiactivo natural	²¹⁰ At (100%)	40
		Z	Isótopos estables	Isótopos radiactivos	art

Radón	Rn	86	radiactivo natural	^{222}Rn (100%)	32
Francio	Fr	87	radiactivo natural	^{223}Fr (100%)	32
Radio	Ra	88	radiactivo natural	^{226}Ra (100%)	32
Actinio	Ac	89	radiactivo natural	^{227}Ac (100%)	35
Torio	Th	90	radiactivo natural	^{228}Th , ^{230}Th , ^{231}Th , ^{232}Th (aprox. 100%) y ^{234}Th	25
Protactinio	Pa	91	radiactivo natural	^{231}Pa (aprox. 100%), ^{234}Pa y $^{234\text{m}}\text{Pa}$	26
Uranio	U	92	radiactivo natural	^{234}U (0,0055%), ^{235}U (0,7200%) y ^{238}U (99,2745%)	22
Neptunio	Np	93	radiactivo sintético	^{237}Np (el más estable)	20
Plutonio	Pu	94	radiactivo sintético	^{244}Pu (el más estable)	20
Americio	Am	95	radiactivo sintético	^{241}Am (el más estable)	19
Curio	Cm	96	radiactivo sintético	^{247}Cm (el más estable)	21
Berkelio	Bk	97	radiactivo sintético	^{247}Bk (el más estable)	20
Californio	Cf	98	radiactivo sintético	^{251}Cf (el más estable)	20
Einsteinio	Es	99	radiactivo sintético	^{252}Es (el más estable)	18
Fermio	Fm	100	radiactivo sintético	^{257}Fm (el más estable)	18
Mendelevio	Md	101	radiactivo sintético	^{258}Md (el más estable)	16
Nobelio	No	102	radiactivo sintético	^{259}No (el más estable)	14
Laurencio	Lr	103	radiactivo sintético	^{262}Lr (el más estable)	13
Rutherfordio	Rf	104	radiactivo sintético	^{265}Rf (el más estable)	12
Dubnio	Db	105	radiactivo sintético	^{268}Db (el más estable)	2
Seaborgio	Sg	106	radiactivo sintético	^{271}Sg (el más estable)	9
Bohrio	Bh	107	radiactivo sintético	^{274}Bh (el más estable)	8
Hassio	Hs	108	radiactivo sintético	^{276}Hs (el más estable)	7
Meitnerio	Mt	109	radiactivo sintético	^{278}Mt (el más estable)	7
Darmstadio	Ds	110	radiactivo sintético	^{281}Ds (el más estable)	11
Roentgenio	Rg	111	radiactivo sintético	^{283}Rg (el más estable)	7
Copernicio	Cn	112	radiactivo sintético	^{285}Cn (el más estable)	8
Nihonio	Nh	113	radiactivo sintético	^{286}Uut (el más estable)	6
Flerovio	Fl	114	radiactivo sintético	^{289}Fl (el más estable)	7
Moscovio	Mc	115	radiactivo sintético	^{288}Uup (el más estable)	5
Livermorio	Lv	116	radiactivo sintético	^{293}Lv (el más estable)	4
Téneso	Ts	117	radiactivo sintético	^{294}Uus (el más estable)	2
Organesón	Og	118	radiactivo sintético	^{294}Uuo (el más estable)	1

BIBLIOGRAFÍA

IMÁGENES CON COPYRIGHT

- The Elements®. Theodore Gray. App Store.
- Smart-Elements®.
<http://www.smart-elements.com>.
- Mineral Collection Images. Alan Guisewite.
<http://www.cs.cmu.edu/~adg/adg-peimages.html>.
- Colección de minerales del Departamento de Edafología de la Universidad Complutense.
<http://www.ucm.es/edafologia/>.
- Wolfram Chemistry Demonstration Projects.
<http://demonstrations.wolfram.com/topic.html?limit=20&topic=Chemistry>
- Wikimedia Commons.

ADVERTENCIA LEGAL: Todas las imágenes obtenidas de estas fuentes tienen copyright y han sido utilizadas con permiso de los autores para su uso educativo y no comercial.

BASES DE DATOS

- Wolfram Alpha v 1.7.2. App Store.
- Chemistry Handbook. App Store.
- CRC Handbook of Chemistry and Physics 84 Edition. Springer-Verlag. 2004.
- QuímicaWeb. <http://www.quimicaweb.net>
- Antonio Jiménez. Sistema periódico de los elementos. Universidad Autónoma de Madrid.
<https://www.uam.es/docencia/elementos/spV21/conmarcos/elementos/grupos.html>
- EducaMadrid. <http://herramientas.educa.madrid.org>
- Lenntech. <http://www.lenntech.es/periodica/tablaQperiodica.htm>
- Periodic Table. Royal Society of Chemistry. App iPad.

SOFTWARE

- Spartan '14. Wavefunction, Inc. Licencia de prueba.
- iSpartan. App Store. Licencia permanente.
- Matlab software. Licencia UCM.
- Wolfram Mathematica. Licencia UCM.
- Built an atom. Universidad de Colorado. Software libre.
<https://phet.colorado.edu/es/simulation/build-an-atom>

LIBROS DE TEXTO

- Química Inorgánica descriptiva. 2ª ed. Geoff Rayner Canham. Prentice Hall.
ISBN 968Q 444Q385Q4.
- Química Inorgánica. Alan G. Sharpe. Ed. Reverte.
ISBN 978Q842Q91Q7501Q1.
- Introducción a la Química Inorgánica. Ernesto de Jesús. Universidad de Alcalá de Henares. <http://www2.uah.es/edejesus/resumenes/IQI.htm>
- Química Inorgánica. 4ª ed. Atkins y Shriver. McGrawQHill Interamericana.
ISBN 978Q 970Q10Q6531Q0.
- Química Inorgánica Descriptiva. Eugene Rochow. Ed. Reverte. ISBN 978Q 8429174847.
- Química Inorgánica. Ernesto de Jesús. Universidad de Alcalá de Henares.
<http://www2.uah.es/edejesus/resumenes/QI.htm>
- Química Inorgánica Avanzada. 4ª ed. Cotton y Wilkinson. Ed. Limusa.
ISBN 968Q18Q1795Q 8.
- Structural Inorganic Chemistry. 4ª ed. A.F. Wells. Ed. Clarendon Press.
ISBN 0Q19Q855354Q 4.
- Química General. Universidad Católica del Perú.
<http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral>
- Química Inorgánica. Antonio Doadrio López. 5ª ed. Ediciones LAEF.
- Química: un proyecto de la American Chemical Society. Ed. Reverte.
- Química General. 8ª Ed. Petrucci, Harwood, Herring. Prentice Hall.
- Química Inorgánica Descriptiva. A. L. Doadrio. Real Academia Nacional de Farmacia. Instituto de España.
ISBN 978-84-942290-4-6

REFERENCIAS ESPECÍFICAS

- Elementos nativos. Museo virtual de mineralogía. Universidad de Huelva.
<http://www.uhu.es/museovirtualdemineralogia/galerias/clase1.html>
- Hydrogen: The Essential Element. John S. Rigden. Harvard University Press. 2003.
- Lithium. Paula Johanson. The Rosen Publishing Group. 2007.
- Sodium. Michele Thomas. The Rosen Publishing Group. 2004.
- Potassium. Chris Woodford. Marshall Cavendish. 2002.
- Beryllium Chemistry and Processing. Kenneth A. Walsh. ASM International. 2009.
- Magnesium. Colin Uttley. Marshall Cavendish. 2000.
- Calcium. John Farndon. Marshall Cavendish. 2000.

- Boron. Rick Adair. The Rosen Publishing Group, 2007.
- Carbon. Giles Sparrow. Marshall Cavendish. 1999.
- Aluminum. John Farndon. Marshall Cavendish. 2000.
- Introduction to Phosphorous Chemistry. Harold Goldwhite. Cambridge University Press. 1981.
- Phosphorus. Michael A. Sommers. The Rosen Publishing Group. 2007.
- Arsenic. Chris Cooper. Marshall Cavendish. 2006.
- Arsenic Exposure and Health Effects III. Ed. W.R. Chappell, C.O. Abernathy y R.L. Calderon. The Society of Environmental Geochemistry and Health (SEGH). Third International Conference on Arsenic Exposure and Health Effects. Elsevier. 1999.
- Chemistry of Transition Elements. M. Satake & Y. Mido. Discovery Publishing House. 2010.
- Ecotoxicología y acción toxicológica del mercurio. A. Doadrio. Anales Real Academia Nacional de Farmacia. 70,4, 2004.
- Ecotoxicología y acción toxicológica del plomo. A. Doadrio. Anales Real Academia Nacional de Farmacia. 72,3, 2006.
- Toxicología médica. Clínica y laboral. J. Ladrón de Guevara y V. Moya. Interamericana McGrawQHill. ISBN 84Q486Q0094Q0. 1995.
- Química medioambiental. Thomas G. Spiro y William M. Stigliani. Pearson Prentice Hall. ISBN 84Q205Q3905Q8. 2003.



Este libro se acabó de imprimir el 29/11/2016

©REAL ACADEMIA NACIONAL DE FARMACIA

Todos los derechos reservados



PUBLICACIONES



**Real Academia
Nacional de Farmacia**



**GOBIERNO
DE ESPAÑA**

**MINISTERIO
DE EDUCACIÓN, CULTURA
Y DEPORTE**

