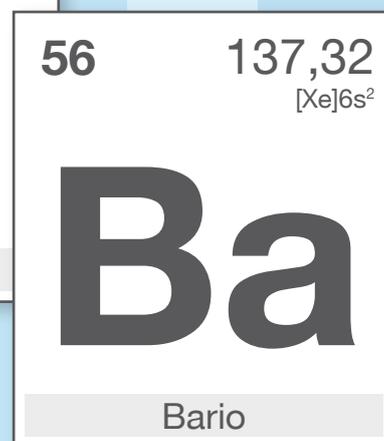
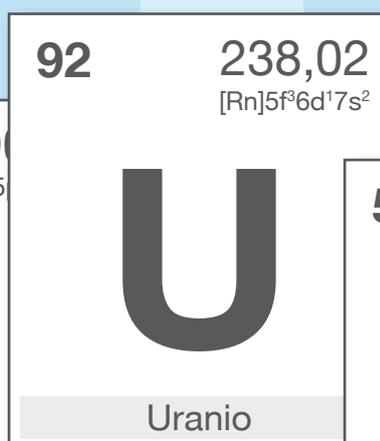
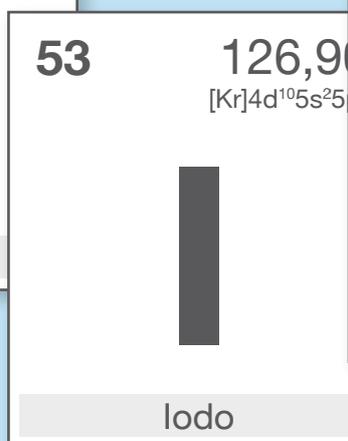
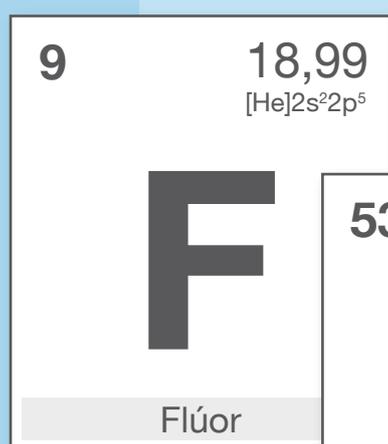


(1869-2019)

# 150 años de la Tabla Periódica





150 años de la Tabla Periódica FIUBA - 1a ed. - Ciudad Autónoma de Buenos Aires:  
Universidad de Buenos Aires. Facultad de Ingeniería, 2020.  
Libro digital.  
ISBN 978-950-29-1879-2

**Editado por:**

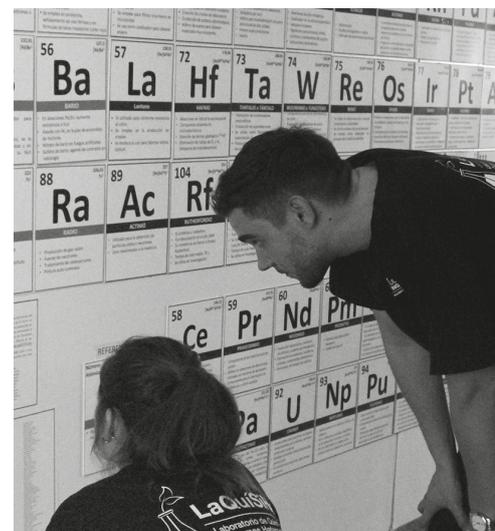
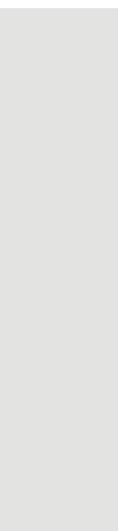
Vázquez, Cristina  
Piol, María Natalia  
Boeykens, Susana  
Saralegui, Andrea  
Fasoli, Héctor

**Autores/as:**

Piol, María Natalia  
Boeykens, Susana  
Vázquez, Cristina  
Fasoli, Héctor  
Saralegui, Andrea  
Jacobo, Silvia  
Caracciolo, Néstor  
Martins Alho, Miriam  
Ureña, Andrea  
Willson, Victoria  
Herme, Carlos  
Irianni, Jorge  
Maury, Ana María  
Melaj, Mariana  
Núñez, Natalia  
Pérez Bravo, Jonás  
Romero, Adriana  
Tancredi, Pablo  
Bordenave, Marcela

**Material gráfico diseñado por la Dirección de Comunicación Institucional**  
Diciembre 2020

15 de noviembre de 2019 - Sede de Av. Paseo Colón - 5to. piso Depto. de Química  
Inauguración de una gigantografía en el marco de los  
150 años de Tabla Periódica de los Elementos.



## Prefacio

La Ley Periódica de los Elementos es para muchos la primera herramienta de predicción con que cuenta la Química, y sin duda, de las más valiosas. Sistematizada en su expresión gráfica, la Tabla Periódica, permite conocer a partir de sus “coordenadas” las propiedades de las sustancias simples y compuestas que forman (o podrían formar) las casi diez docenas de tipos de átomos (elementos) que se conocen, entre naturales y artificiales.

Si bien la relación de propiedades entre los elementos fue observada por otros investigadores, fue Dmitri Mendeléyev quien, en 1869, puso “orden en el caos” que era el estudio de la Química. Recuérdese que recién en 1860 se aceptó la idea de Avogadro, postulada en 1811, que las sustancias simples estaban formadas por moléculas diatómicas. Pasada la mitad del siglo XIX, una sustancia tan sencilla como el ácido acético tenía 19 fórmulas diferentes y la del agua era HO.

Mendeléyev era profesor de Química y estaba literalmente cansado de enseñarla como un cuerpo de conocimientos no sistemáticos. Otra novedad en el mundo de la Ciencia: investigó para enseñar mejor.

Con las masas atómicas bastante bien definidas, Mendeléyev pudo relacionarlas con las propiedades de los elementos, principalmente a partir de los compuestos que formaban. La genialidad de Mendeléyev le permitió ser flexible con su ley (“las propiedades químicas y muchas propiedades físicas de los elementos son función periódica de sus masas atómicas”): prevaleció la observación y la experiencia y dejó huecos allí donde las propiedades de ningún elemento conocido encajaran adecuadamente. No dudó en invertir el orden de las masas atómicas de algunos elementos (Tc-I; Co, Ni) atendiendo antes a las propiedades que a lo que indicaban las masas atómicas, según lo impuesto por la ley.

Predijo la existencia de una decena de elementos, varios de los cuales fueron descubiertos estando él con vida: eka-aluminio (galio, descubierto en 1875), eka-boro (escandio, descubierto en 1879) y eka-silicio (germanio, en 1886). Veintitrés elementos se descubrieron entre 1869 y 1907 (año de la muerte de Mendeléyev) y todos iban “entrando” como por arte de magia en esa tabla con prefijos tomados del sánscrito.

El descubrimiento de que la periodicidad depende del número atómico (Moseley, 1913) no hace más que reforzar el carácter experimental y predictivo que tuvo la Ley Periódica de Mendeléyev.

Muchos dicen que Mendeléyev fue un hombre de suerte. La tuvo como científico luego de una vida difícil: su padre quedó ciego apenas nació su hijo, vivieron de su pequeña pensión de profesor del secundario hasta que murió cuando el joven Demetrio terminaba el bachillerato. Su madre se esforzó para educarlo, haciéndose cargo de la fábrica de cristales de la familia, la que perdieron en un incendio. Luego de ser rechazado en Moscú por ser siberiano, pudo formarse en

San Petersburgo. “Mala suerte, buena suerte...” dice un relato del padre Menapace, basado en una antigua historia oriental. Como sea, a Mendeléyev le cabe muy bien la frase de su contemporáneo Luis Pasteur, otro genio: “en la Ciencia la suerte suele ayudar a los espíritus preparados”.

Para la química, la tabla periódica de elementos es el mapa que traza un sistema ordenado de todos los elementos identificados que conforman todo en el universo. Al igual que las letras del alfabeto se unen para constituir las palabras, los elementos químicos se combinan para formar todos los compuestos conocidos que forman parte de los reinos animal, mineral y vegetal, el todo en la naturaleza. Conforman todos los productos que han dado forma a las sociedades modernas de innumerables maneras desde el agua potable, los medicamentos efectivos y las tecnologías que abarcan desde paneles solares hasta componentes electrónicos. Estos productos y estas tecnologías dependen de la química.

Las Naciones Unidas han declarado el año 2019 como el “Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos” para celebrar el aniversario N° 150 de la primera tabla periódica publicada y reconocer el papel importante que la química desempeña actualmente en la promoción del desarrollo sostenible y la provisión de soluciones a desafíos globales.

Instituciones académicas, sociedades químicas y la industria química celebraron la tabla periódica durante 2019.

La FIUBA no podía estar ausente en este importante acontecimiento entonces convocó a estudiantes y docentes del Departamento de Química para ser actores de este evento. Así, la Tabla Periódica se materializó bajo la forma de un mural instalado en el 5to piso de la sede Paseo Colón, que fue inaugurado en presencia de las autoridades de la Facultad el 15 de noviembre de 2019. Más allá, la edición de este libro completa ese hecho.

## ■ Editoras y editor:

*Cristina Vázquez  
María Natalia Piol  
Susana Boeykens  
Andrea Saralegui  
Héctor Fasoli*

## Prólogo

La química como contenido aparece en todas las carreras de Ingeniería de nuestra facultad. En algunas de manera disimulada o solapada como por ejemplo a través de los semiconductores, las baterías de litio, las pilas, etc.; en otras de manera más visible como a través del entendimiento de los graves problemas de corrosión o comportamiento de materiales; y finalmente, en otras, de manera manifiesta como en la Ingeniería Química, en Petróleo y en Alimentos. Por lo tanto, todas nuestras ingenierías se nutren en algún punto de la química y de manera recíproca, la química devuelve sus saberes tratando de resolver problemas de la ingeniería promoviendo el avance tecnológico con vistas a una mejora en beneficio de nuestra sociedad.

Este libro compendia las propiedades y aplicaciones mayormente vinculadas a la ingeniería de los 118 elementos que lo conforman. En su confección, los y las estudiantes participantes seguramente se sorprendieron al descubrir las aplicaciones que algunos de los elementos podían aportar a su futura profesión. Así como este libro que busca la divulgación de nuestra ciencia, el mural con la Tabla Periódica ubicado en el 5to piso de la Sede de Paseo Colón, llamará la atención de aquel que se detenga y descubra elementos hasta ese momento desconocidos por él. Este mural, como otros que se podrán construir para embellecer nuestros lugares de estudio y de trabajo, probablemente harán más ameno y menos frío el contacto de los y las estudiantes con una de nuestras ciencias básicas, la química. Quiero agradecer al personal docente, nodocente y estudiantes que con mucho amor y esfuerzo trabajaron desinteresadamente en estos proyectos seguramente aportando a las transformaciones que necesitamos y por ende haciendo historia.

En 1869 Dmitri Mendeléyev publicó la primera versión de la tabla periódica que fue ampliamente reconocida, la desarrolló para ilustrar tendencias periódicas en las propiedades de los elementos entonces conocidos, al ordenar los elementos basándose en sus propiedades químicas. Así como en el 2019 celebramos los 150 años de esa primera publicación, quiero hacer referencia a otros hechos que enmarcan estos años y que como ingenieras e ingenieros argentinos y argentinas de esta Facultad de Ingeniería de la UBA debemos tener en cuenta.

El año 2020 nos encontró con la pandemia del virus llamado COVID-19 y con el 150 aniversario de graduación de Luis Augusto Huergo, el primer ingeniero graduado en este país y en esta universidad. Con el Proyecto 150ING celebramos este festejo nacional de la ingeniería no sólo en nuestra casa sino con otras instituciones de la ingeniería argentina del ámbito de la educación, de la producción e industria y de la Ciencia y la Tecnología y con aquellas relacionadas como consejos profesionales y asociaciones gremiales y empresarias. Lo hicimos con la nunca esperada paradoja que nuestros ingenieras e ingenieros actuales se pusieran a trabajar en encontrar soluciones para mitigar este mal que nos sigue afectando, así como hace 150 años lo hicieron los primeros ingenieros recibidos

en nuestro país, en nuestra universidad. Estos primeros ingenieros trabajaron en la infraestructura sanitaria fundamentalmente de nuestra Ciudad de Buenos Aires logrando bajar la mortalidad con las mejoras producidas. En esta oportunidad, la fabricación de dispositivos para el mejor aprovechamiento de los respiradores, métodos de detección y la fabricación de elementos de protección son entre otras las iniciativas en las que han estado involucrados los ingenieros e ingenieras en esta pandemia.

Desde el año 2018 venimos trabajando en el llamado Proyecto Plan 2020 con el que buscamos actualizar la oferta académica de grado, posgrado y discutir nuevos títulos. Buscamos con este proyecto no solo actualizar conocimientos y competencias transversales sino reforzar fuertemente la misión de los ingenieros e Ingenieras orientándola a las necesidades sociales. En conjunto con estas reformas académicas, en el año 2020 el Consejo Directivo aprobó una política de investigación en ciencia y tecnología para esta Facultad contemporáneamente con la creación de un Área para un Proyecto Edificio que plantee soluciones a los problemas estructurales de nuestras facilidades.

En este 2021, la UBA cumple 200 años de su creación. Como todo aniversario es un buen momento para reflexionar sobre el rol de la Universidad Pública y en especial de nuestra Universidad de Buenos Aires durante todo este tiempo, sus aportes históricos al desarrollo de nuestro país y al conocimiento de la humanidad. La reforma universitaria de 1918 y el no arancelamiento de 1949 son seguramente los hitos más importantes que caracterizan a nuestra universidad hasta aquí. Este ejercicio es válido y necesario para, como siempre, mejorar todo lo que la UBA le devuelve a este pueblo que financia sus proyectos, estudios, salarios y recursos honrando nuestra misión como universidad pública conformando el Proyecto que este necesite para su desarrollo. Como Facultad la mejor manera que encontramos para festejar este aniversario es estar trabajando en el Plan 2020 y mejorando nuestras investigaciones y desarrollos tecnológicos.

En el marco de los desafíos que nos hemos autoimpuesto para actualizar, modernizar y reposicionar a esta querida y prestigiosa institución como líder de la ingeniería en la Argentina, en la región y en el mundo entero y en estos tiempos de la era del conocimiento, de la IV Revolución Industrial, es más que apropiado y motivador recoger el espíritu e ideas de nuestro primer ingeniero graduado en nuestro país y de nuestra primera ingeniera graduada en nuestro país y en Latinoamérica, Elisa Bachofen como pioneros y patriotas de nuestro país y de nuestra profesión. Momentos de reconstrucción y de revalorización nos convocan, debemos trabajar en pos de ello tratando de ser, esta Universidad Pública, No Arancelada, Cogobernada, Inclusiva y de Calidad el ámbito de encuentro para estos fines y trabajando como siempre para que ante la pregunta de cualquier ciudadano o ciudadana sobre qué es lo que estamos haciendo la respuesta sea formando ingenieros e ingenieras.

*Ing. Alejandro M. Martínez*  
**Decano**

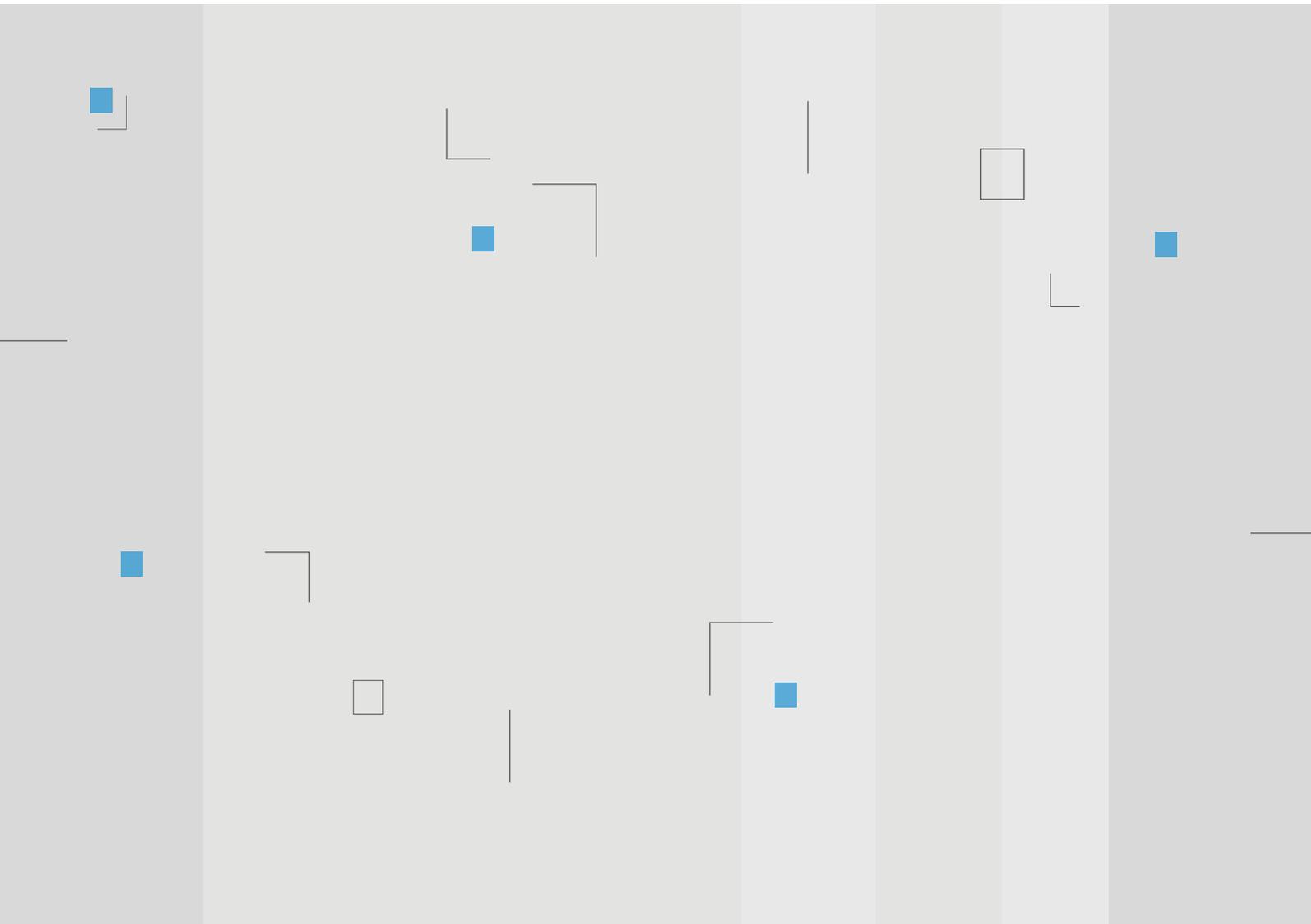


# Índice

<a href="#">Capítulo 01: Grupo IA</a> .....	Pág. 09
<a href="#">Capítulo 02: Grupo IIA</a> .....	Pág. 24
<a href="#">Capítulo 03: Grupo IIIA</a> .....	Pág. 40
<a href="#">Capítulo 04: Grupo IVA</a> .....	Pág. 53
<a href="#">Capítulo 05: Grupo VA</a> .....	Pág. 58
<a href="#">Capítulo 06: Grupo VIA</a> .....	Pág. 81
<a href="#">Capítulo 07: Grupo VIIA</a> .....	Pág. 93
<a href="#">Capítulo 08: Grupo VIIIA</a> .....	Pág. 103
<a href="#">Capítulo 09: Elementos de Transición</a> .....	Pág. 120
<a href="#">Capítulo 10: Elementos de Transición Interna</a> .....	Pág. 197

# Capítulo 01.

Grupo IA



## Grupo IA

El *grupo IA* está formado por elementos cuya configuración externa es  $ns^1$ , por lo que presentan el estado de oxidación +1 en sus compuestos. Así, el hidrógeno es el primer elemento del grupo, sin embargo, este elemento no comparte las características químicas de los elementos alcalinos convirtiéndose en una de las excepciones a la tabla periódica.

Los elementos alcalinos (del árabe, alqalí-significa sosa-sustancia soluble en agua y muy básica) son seis: litio (Li), sodio (Na), potasio (K), rubidio (Rb), cesio (Cs) y francio (Fr) y constituyen el grupo 1 de la tabla periódica. Los metales que los elementos alcalinos forman son generalmente brillantes, blandos, maleables y dúctiles, fácilmente cortables, livianos, buenos conductores de la electricidad y del calor y son altamente reactivos. Descomponen el agua, formando hidróxidos y con el oxígeno forman óxidos. Debido a su alta reactividad, deben almacenarse bajo aceite para evitar sus reacciones que suelen ser violentas. Todos los elementos alcalinos se encuentran en la naturaleza formando sustancias puras o compuestas.

Se han realizado experimentos sin éxito para intentar la síntesis de ununenio (Uue), que probablemente sea el próximo miembro del grupo. Sin embargo, el ununenio puede no ser un metal alcalino debido a efectos relativistas, que según se predice tienen gran influencia en las propiedades químicas de los elementos superpesados.

**Hydrogen (inglés)**  
**Hidrógeno (castellano)**  
**Hydrogenium (latín)**

<b>1</b>	<b>1,00</b> 1s <sup>1</sup>
<b>H</b>	
<b>HIDRÓGENO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Gas de protección en algunos tipos de soldaduras</li> <li>• Enfriador de generadores en centrales eléctricas</li> <li>• Investigaciones criogénicas</li> <li>• Potenciar motores de combustión interna</li> </ul>	

El hidrógeno (proviene del latín hydrogenium que deriva del griego ὑδρός hydrós, y γένος géno «que genera o produce agua») es el primer elemento de la tabla periódica y el más ligero que existe, su átomo está formado por un protón y un electrón, su forma estable es como molécula diatómica (H<sub>2</sub>). En condiciones normales se encuentra en estado gaseoso, y es insípido, incoloro e inodoro. Es el elemento químico más abundante del universo, suponiendo más del 75 % en materia por masa y más del 90 % en número de átomos, pero, se encuentra combinado con otros elementos como el oxígeno (formando moléculas de agua) o el carbono (formando compuestos orgánicos). El hidrógeno gaseoso es extremadamente poco abundante en la atmósfera de la Tierra (1 ppm en volumen), debido a su pequeña masa que le permite escapar al influjo de la gravedad terrestre más fácilmente que otros gases más pesados.

El hidrógeno diatómico gaseoso, H<sub>2</sub>, fue el primero producido artificialmente y formalmente descrito por Paracelso, que lo obtuvo mezclando metales con ácidos fuertes, aunque no fue consciente de que el gas inflamable generado era una sustancia formada por un nuevo elemento químico. En 1671, Robert Boyle lo redescubrió y describió la reacción que se producía entre limaduras de hierro y ácidos diluidos que resulta en la producción de gas hidrógeno. Pero recién en 1766, Henry Cavendish fue el primero en reconocer al hidrógeno gaseoso como una sustancia discreta, identificando el gas producido en la reacción metal-ácido como «aire inflamable» y descubriendo en 1781, que ese gas produce agua cuando se quema. Sin embargo, en 1783, Antoine Lavoisier junto a Laplace reprodujeron el descubrimiento de Cavendish y entonces Lavoisier le dio al elemento el nombre de hidrógeno. Lavoisier produjo hidrógeno para sus experimentos sobre conservación de la masa haciendo reaccionar un flujo de vapor con hierro metálico a través de un tubo de hierro incandescente calentado al fuego.

Más tarde, François Isaac de Rivaz construyó el primer dispositivo de combustión interna propulsado por una mezcla de hidrógeno y oxígeno en 1806. Edward Daniel Clarke inventó el rebufo (fenómeno producido por la realimentación de corrientes de aire que se concentran entre un elemento fijo o pasivo y

uno activo o en acción) de gas hidrógeno en 1819. La lámpara de Döbereiner y la Luminaria Drummond fueron inventadas en 1823.

El hidrógeno fue licuado por primera vez por James Dewar en 1898 al usar refrigeración regenerativa, y su invención se aproxima mucho a lo que conocemos hoy en día como termo, al año siguiente produjo hidrógeno sólido. El deuterio es el isótopo de hidrógeno que tiene 1 neutrón en su núcleo y fue descubierto en diciembre de 1931 por Harold Urey, mientras que el tritio (que tiene 2 neutrones) fue preparado en 1934 por Ernest Rutherford, Marcus Oliphant, y Paul Harteck. El agua pesada, que tiene deuterio en lugar de hidrógeno en la molécula de agua, fue descubierta por el equipo de Urey en 1932.

Actualmente, el empleo más importante del hidrógeno es en la síntesis del amoníaco. También se emplea en las operaciones de refinación del petróleo, como el rompimiento por hidrógeno (*hydrocracking*), y en el tratamiento con hidrógeno para eliminar azufre. Se consumen grandes cantidades de hidrógeno en la hidrogenación catalítica de aceites vegetales líquidos insaturados para obtener grasas sólidas. La hidrogenación se utiliza en la manufactura de productos químicos orgánicos.

Se utiliza como gas de protección en los métodos de soldadura tales como la soldadura de hidrógeno atómico. El hidrógeno molecular se utiliza como un enfriador de generadores en centrales eléctricas, porque tiene la mayor conductividad térmica de todos los gases. H<sub>2</sub> líquido se utiliza en las investigaciones criogénicas, incluyendo estudios de superconductividad. Dado que el H<sub>2</sub> es más ligero que el aire, teniendo un poco más de 1/15 de la densidad del aire, fue ampliamente utilizado en el pasado como gas de elevación en globos aerostáticos y dirigibles.

Las células de combustible fueron ideadas originalmente para el uso en plantas y vehículos. Más recientemente, los ingenieros se dieron cuenta que era posible construir unidades mucho más pequeñas, despertando un gran interés en su desarrollo. Estas pequeñas celdas podrán reemplazar a las baterías en los equipos electrónicos portátiles, hasta 100KW y a motores de generación de combustión interna. Esto daría lugar a muchas aplicaciones en el ámbito del transporte ya que podría abastecer a los vehículos de carretera, locomotoras barco y hasta aviones.

El transporte espacial es actualmente el mayor consumidor de hidrógeno líquido. La ventaja principal es el alto impulso específico que tiene la combinación hidrogeno-oxígeno.

**Lithium (inglés)**  
**Litio (castellano)**  
**Lithium (latín)**

3	6,94 [He]2s <sup>1</sup>
Li	
LITIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Producción de baterías ion-litio</li> <li>• Aditivo en vidrios para aportar resistencia térmica</li> <li>• Depurador de CO<sub>2</sub> en aplicaciones mineras, espaciales y submarinas</li> <li>• Aditivo en grasas para usos industriales</li> <li>• Refrigeración industrial</li> </ul>	

Fue descubierto en 1817 por Johann Arfvedson, discípulo de Berzelius, a partir de la petalita, un mineral encontrado en Suecia por el brasileño José Bonifacio de Andrada y Silva. El metal fue aislado por electrólisis de su óxido por William Brande en 1821. Recién en 1855 Robert Bunsen y Augustus Matthiessen lograron producir grandes cantidades de litio por electrólisis de cloruro de litio.

El litio se encuentra en la corteza terrestre tanto en rocas como también disuelto en aguas marinas y continentales; está presente en los minerales amblygonita, lepidolita, petalita y espodumeno y en salmueras naturales. Los yacimientos de litio soluble más importantes del mundo se encuentran en el triángulo sudamericano de Bolivia, Argentina y Chile.

Es un metal alcalino, blando, que se oxida rápidamente con agua o con aire. Su densidad a temperatura ambiente es alrededor de 0,5 g/cm<sup>3</sup>.

Se obtiene industrialmente por electrólisis de LiCl (45%) y KCl (55%). El LiCl a su vez proviene de salmueras saturadas, de las que se separa precipitado como Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

El litio y sus compuestos se utilizan en:

- La producción de baterías recargables ion-litio para teléfonos celulares, computadoras portátiles y vehículos eléctricos e híbridos. Estas baterías son livianas, tienen elevada capacidad energética, resistencia a la descarga y capacidad para funcionar con un elevado número de ciclos de regeneración.
- La fabricación de cerámicos y vidrios, donde les otorga resistencia frente a cambios de temperatura. Los vidrios de litio son empleados, por ejemplo, en parabrisas de vehículos.
- Aleado con aluminio y otros metales se utiliza en la industria aeronáutica y espacial.
- Las sales de litio con ácidos grasos (jabones de litio) se emplean como aditivos que aumentan la viscosidad de aceites y grasas lubricantes de alta temperatura.

- En psiquiatría se lo utiliza en el tratamiento del trastorno bipolar y otras enfermedades como la depresión cíclica.
- En forma de butil-litio se emplea como catalizador para la fabricación de varios productos de caucho sintético.
- El isótopo 7 de litio es empleado como aditivo refrigerante en reactores de fisión nuclear, con el fin de evitar la corrosión en los materiales estructurales; también se usa en la producción de reactivos químicos en la ingeniería de energía nuclear.

**Sodium (inglés)**  
**Sodio (castellano)**  
**Natrium (latín)**

11	22,99 [Ne]3s <sup>1</sup>
<b>Na</b>	
<b>SODIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"><li>• Es muy reactivo, oxidándose con el aire y reaccionando violentamente con el agua</li><li>• Entre sus compuestos de mayor importancia industrial tenemos: NaCl, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NaHCO<sub>3</sub>, NaOH, bórax, etc</li></ul>	

Fue aislado por primera vez en 1807 por el fundador de la electroquímica, Humphry Davy.

Es el sexto elemento más abundante (2,6% de la corteza terrestre) y se encuentra en gran cantidad en los océanos. Su configuración electrónica es 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>1</sup>. Tiene 11 protones y 12 neutrones en su núcleo. Se le conocen trece isótopos, siendo el Na-23 el más estable.

El metal es de color plateado, blando y liviano, es muy reactivo, oxidándose con el aire y reaccionando violentamente con el agua, motivo por el cual no se lo encuentra como sustancia simple en la naturaleza.

Entre sus compuestos de mayor importancia industrial tenemos: NaCl, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NaHCO<sub>3</sub>, NaOH, bórax, etc.

El sodio metálico se obtiene industrialmente por electrólisis de NaCl fundido (proceso Downs), en una celda cilíndrica que posee un ánodo central de grafito y un cátodo de acero circundante. Se utiliza una mezcla de cloruro de sodio y de calcio pues el punto de fusión de esta mezcla es entre 100 y 200 grados centígrados menor que el de los componentes por separado así se logra que el proceso sea económicamente viable.

Entre los usos y aplicaciones industriales y tecnológicas del sodio se encuentran:

- La lámpara de vapor de sodio emite luz de manera muy eficiente ya que utiliza convierte la corriente eléctrica en luz del color (frecuencia) más sensible para el ojo humano.
- El peróxido de sodio es utilizado como blanqueador y oxidante en la industria textil y papelera.

- Al hidróxido de sodio se lo usa para obtener medio básicos en la fabricación de jabones, papel, en el refinado del petróleo, en la industria textil, etc.
- El nitrato de sodio es utilizado como fertilizante.
- Al carbonato de sodio se lo usa como regulador de pH, en la fabricación de jabones, en el proceso de ablandamiento de aguas y en la industria metalúrgica entre otras aplicaciones.
- El bórax se usa en jabones, fabricación de vidrios, en soldadura, etc.
- La lista de compuestos útiles del sodio se extiende mucho más; vale la pena mencionar también el uso del sodio metálico como agente reductor en la síntesis orgánica.
- El sodio es esencial para la vida, para el funcionamiento del cuerpo humano es indispensable principalmente por la importantísima función que tiene su catión en el impulso nervioso y su papel en el metabolismo celular.

**Potassium (inglés)**  
**Potasio (castellano)**  
**Potassium (latín)**

<p><b>19</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">K</p>	<p>39,09 [Ar]4s<sup>1</sup></p>
POTASIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Células fotoeléctricas</li> <li>• Fertilizantes</li> <li>• Aparatos de respiración autónomos de bomberos y mineros</li> <li>• Fabricación de pólvora y pirotecnia</li> <li>• Fabricación de cristales</li> <li>• Ejecuciones con inyección letal</li> </ul>	

El potasio fue descubierto por Humphrey Davy en 1807. Fue el primer elemento metálico aislado por electrólisis, en su caso del hidróxido de potasio (KOH), compuesto de cuyo nombre latino, Kalium, proviene el símbolo químico del potasio.

La importancia del descubrimiento radica en que confirmó la hipótesis de Antoine Lavoisier de que si la sosa y la potasa reaccionan con los ácidos de igual modo que los óxidos de plomo y plata debiera ser porque están formados por la combinación del metal con el oxígeno. Tan solo una semana después se pudo aislar el metal sodio por electrólisis de la sosa. Además, esto permitió el descubrimiento de otros elementos, ya que dada su gran reactividad ambos son capaces de descomponer óxidos y quedarse con el oxígeno; de este modo pudieron obtenerse silicio, boro y aluminio como sustancias simples. El potasio constituye del orden del 2,4 % en peso de la corteza terrestre siendo el séptimo elemento más abundante. Debido a la gran reactividad del metal siempre se encuentra formando parte de compuestos minerales. En antiguos lechos marinos y de lagos existen grandes depósitos de minerales de potasio (carnalita, langbeinita, polihalita y silvina) en los que la extracción del metal y sus sales es, aunque difícil, económicamente viable.

El potasio se presenta en la naturaleza como catión. Es el más importante en todas las células de los organismos humano y animal, indispensable para la función celular. Es uno de los electrolitos que se encuentran en la sangre que son necesarios para el funcionamiento del organismo y la transmisión de impulsos nerviosos.

El mecanismo de obtención del metal potasio fue creado en 1808, por Gay – Lussac y Thénard. El método consiste en fundir la potasa en su estado natural y hacerla pasar por hierro caliente. Este proceso hace que las partículas puras del potasio se desprendan de otros componentes, pero fue sustituido en 1823 por el método Brunner en el cual se calienta al rojo vivo una mezcla de carbonato de potasio y carbón (luego se utilizó también carbonato de calcio). Actualmente,

se utilizan electrólisis industriales de hidróxido de potasio para la obtención del metal potasio.

El potasio metálico se usa en células fotoeléctricas.

El 95 % de la producción química de potasio se dedica exclusivamente a la producción de fertilizantes, los cuales están constituidos por nitratos, sulfatos y cloruros de sodio. Estos fertilizantes son utilizados en la agricultura, horticultura y en el cultivo hidropónico.

El cloruro (KCl) es el compuesto de potasio más producido, ya que el 90% de la producción del metal puro se enfoca en su generación. Además de ser un fertilizante, es un medicamento para el tratamiento y la prevención de la hipopotasemia. En ciertas intervenciones quirúrgicas y en ejecuciones por inyección letal es usado para paralizar el corazón.

El peróxido de potasio se usa en aparatos de respiración autónomos de bomberos y mineros.

La sal Rochelle, un compuesto orgánico formado por el potasio y el sodio, es el componente esencial del polvo de hornear.

Uno de los conservadores de alimentos más utilizados es el bisulfato de potasio.

El nitrato se usa en la fabricación de pólvora y el cromato y dicromato en pirotecnia.

El súper oxido de potasio se utiliza en los sistemas de ventilación y soporte vital de minas, submarinos y vehículos aeroespaciales.

**Rubidium (inglés)**  
**Rubidio (castellano)**  
**Rubidium (latín)**

37	85,47 [Kr]5s <sup>1</sup>
<b>Rb</b>	
<b>RUBIDIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Fococélulas eléctricas</li> <li>• Telecomunicaciones</li> <li>• Fuegos artificiales</li> <li>• Naves espaciales</li> <li>• Manufactura de tubos de electrones o lámparas</li> </ul>	

El rubidio fue descubierto en 1861 por Robert Bunsen y Gustav Kirchhoff, ambos alemanes, en la lepidolita (mineral del grupo de las micas) utilizando un espectroscopio al detectar las dos rayas rojas características del espectro de emisión de este elemento y que son la razón de su nombre (del latín rubidus, rojo oscuro). Es el 23<sup>er</sup> elemento más abundante.

No se encuentra en grandes depósitos, sino que acompaña a ciertas aguas minerales y aparece en muchos minerales de otros metales como biotita, lepidolita y carnalita. Se encuentra también en pequeñas cantidades en las cenizas de té, café, tabaco y otras plantas. Sus isótopos son: Rubidio-83, Rubidio-84, Rubidio-85, Rubidio-86. En muchas aplicaciones puede sustituirse por el cesio (o el compuesto de cesio correspondiente) por su semejanza química.

El rubidio se emplea en células fotoeléctricas y para ciertos catalizadores. El isótopo Rb-87 se utiliza en la determinación de la edad geológica de rocas con más de 100 millones de años de antigüedad. Otro de los usos del rubidio, en especial en la bioquímica, es el de uno de sus compuestos denominado cloruro de rubidio, que sirve para impulsar a las células en la captación de ADN, también el mismo compuesto ayuda como biomarcador sustituyendo al potasio y para incrementar el pH en células tumorales que podría ser otro tratamiento viable para combatir los tumores. Igualmente, los isótopos del rubidio son utilizados en medicina, como el Rb-82, el cual enriquece las imágenes, ayudando a localizar con mayor efectividad, tumores en el cerebro y a analizar el corazón en personas con exceso de peso.

En la industria, es generalmente empleado en las telecomunicaciones, para darle la tonalidad púrpura a los fuegos artificiales, en los relojes atómicos (utilizados en la navegación como el GLONASS y GPS). En la tecnología láser, ayuda a enfriar estructuras atómicas y moleculares. Es también captador de trazas de residuos gaseosos que pueda haber en los tubos de vacío. En el organismo, su presencia ayuda al incremento de la temperatura corporal que genera la quema de calorías, al desprender calor.

El metal se utiliza en la manufactura de tubos de electrones, y las sales en

la producción de vidrio y cerámica. El  $\text{RbBr}$  es un cristal incoloro, soluble en agua que se emplea como sedante nervioso. El  $\text{RbF}$  se utiliza en la fabricación de agentes insolubles de aluminio de temperatura de soldadura fuerte. El  $\text{RbI}$  se emplea en la preparación de rubidio metal y diversas sales de rubidio de las materias primas, la producción de catalizadores, baterías de micro-energía y contador de centelleo de cristal. Medicina para el tratamiento de la sífilis. El  $\text{RbAg}_4\text{I}_5$  también algunas de sus formas o combinaciones son útiles para elaborar baterías de películas delgadas para lo que se recurre al ioduro de plata de rubidio. El  $\text{RbCl}$  es útil para modificar y ajustar el ritmo circadiano. El tratamiento de las células tumorales con cloruro de rubidio aumenta su pH. Algunos investigadores creen que este aumento inhibe la activación de enzimas como las fosfatasa oncogénicas. Se pensó que esto podría ser útil para el estudio de tratamientos tumorales. Es un excelente biomarcador no invasivo ya que se disuelve bien en agua y es fácilmente absorbido por el cuerpo. Un ejemplo de esto es el uso de cloruro de  $\text{Rb-82}$ , un isótopo radiactivo de rubidio, para evaluar la perfusión del músculo cardíaco, el miocardio. El tratamiento de las células con solución hipotónica que contiene  $\text{RbCl}$  dilata las células y modifica sus membranas y fluye a través de ellas. El  $\text{RbNO}_3$ , al igual que el nitrato de cesio, se usa en radiación infrarroja produciendo composiciones pirotécnicas como colorante y oxidante, en bengalas y llamaradas. También se usa como materia prima para la preparación de otros compuestos de rubidio y el metal de rubidio, para la manufactura de catalizadores y en centelleadores. Raras veces se usa en fuegos artificiales para producir un color rojo-violeta.

**Cesium (inglés)**  
**Cesio (castellano)**  
**Caesium (latín)**

<p><b>55</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Cs</p>	<p>132,91 [Xe]6s<sup>1</sup></p>
CESIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Utilizado como catalizador para ciertas reacciones</li> <li>• Fabricación de cristales</li> <li>• Entre sus usos tecnológicos, se lo utiliza en celdas fotoeléctricas y en detectores infrarrojos por su fácil ionización ante la luz</li> </ul>	

El descubrimiento del Cesio se remonta en 1846, cuando Carl Plattner se encontraba investigando la polucita (aluminio -tectosilicato hidratado de cesio), descubriendo hasta el 93% de sus componentes. No obstante, se confunde el cesio con sodio y potasio, por lo cual no desentrañó la existencia de este elemento. Debido a eso el 10 de mayo de 1860, el químico Robert Bunsen (1811-1899) y el físico Gustav Robert Kirchhoff (1824-1887) anunciaron el descubrimiento del elemento Cesio. Este descubrimiento fue posible con la utilización del espectroscopio, cuando los investigadores encontraron un par de líneas espectrales de color azul brillante, logrando aislar el carbonato de cesio y el cloruro de cesio. Dichas sales de cesio fueron aisladas por Robert Bunsen, precipitándolas en muestras de agua mineral. A pesar de los intentos infructuosos de Bunsen por aislar el elemento en su forma metálica debido a el método de espectroscopio, servía para identificar y no para aislar. Dos años más tarde, en 1862, el químico sueco Carl Theodor Setterberg logró aislar el cesio por primera vez mediante electrólisis de cianuro de cesio fundido (CsCN). Casi al mismo tiempo que el ruso Nikolái Nikoláievich Bekétov que empleo la reducción del aluminio de cesio con magnesio en presencia de hidrógeno.

El cesio es un metal alcalino que en estado natural es un sólido que tiene una característica coloración blanca y plateada, que es muy suave y también muy dúctil. Además de ser el metal más pesado entre los alcalinos, es el que tiene el punto de fusión más bajo y a temperatura ambiente se presenta en estado líquido. Se encuentra en pequeñas cantidades por la corteza terrestre en rocas sedimentadas, granitos, agua de mar y aguas minerales lepidolíticos como los existentes en Rodesia.

El elemento cesio reacciona en forma vigorosa con oxígeno para formar una mezcla de óxidos. En aire húmedo, el calor de oxidación puede ser suficiente para fundir y prender el metal. El cesio no reacciona con nitrógeno para formar nitruros, pero reacciona con el hidrógeno a temperaturas altas para producir un hidruro muy estable; reacciona en forma violenta con el agua y aun con hielo a temperaturas hasta -116°C (-177°F) formando hidróxido de cesio, así como con los halógenos, amoníaco y monóxido de carbono. En general, con compuestos

orgánicos el cesio experimenta los mismos tipos de reacciones que los otros metales alcalinos, pero es mucho más reactivo.

Este elemento se usa en los relojes atómicos, el cual tiene una importancia fundamental para la telefonía móvil, internet y los satélites de GPS. El cesio metálico se utiliza en celdas fotoeléctricas, instrumentos espectrográficos, contadores de centelleo, bulbos de radio, lámparas militares de señales infrarrojas y varios aparatos ópticos y de detección. Los compuestos de cesio se usan en la producción de vidrios ópticos especiales y cerámica, como absorbentes en plantas de purificación de dióxido de carbono, como componentes en bulbos de radio y en microquímica. Las sales de cesio se han utilizado en medicina como agentes anti shock después de la administración de drogas de arsénico. El isótopo cesio-137 está sustituyendo al cobalto-60 en el tratamiento del cáncer.

**Francium (inglés)**  
**Francio (castellano)**  
**Francium (latín)**

<b>87</b>	<b>223</b> 7s <sup>1</sup>
<b>Fr</b>	
<b>FRANCIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• 2º elemento más escaso en la naturaleza</li> <li>• Descubierta en 1939 en el Instituto Curie por Marguerite Perey</li> <li>• Vida media: 22 minutos</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

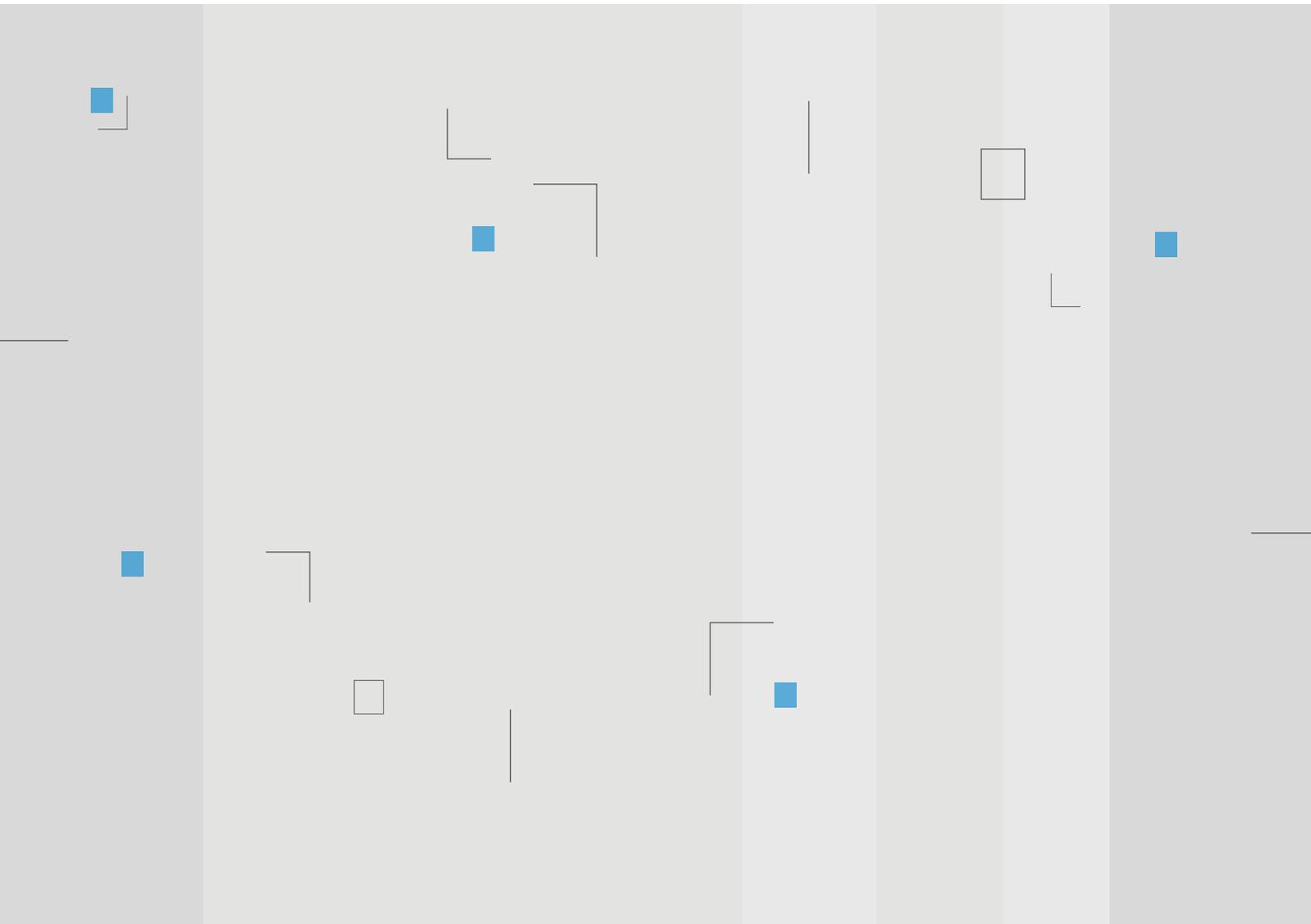
El francio es el elemento número 87 y se representa con la sigla Fr. Fue aislado por primera vez por Marguerite Perey en 1939 en el Instituto Curie en París, convirtiéndose en el último elemento químico descubierto en la naturaleza. Perey logró identificar al francio a partir de una muestra de actinio libre de toda impureza radiactiva conocida hasta el momento. Aun así, la muestra mostraba cierta radioactividad, lo que indicaba la presencia de un nuevo elemento. Su nombre hace honor al país de origen de su descubridora. Su isótopo más estable, el 223-Fr, tiene una vida media de apenas 22 minutos, lo que lo convierte en el elemento menos estable de todos los presentes en la corteza terrestre. En la naturaleza es el segundo elemento más escaso después del Astato, y se encuentra en muy pequeñas cantidades en minerales de Uranio, en donde está continuamente formándose y desintegrándose. La cantidad de 223- Fr en la corteza terrestre en un momento dado posiblemente no exceda los 30 gramos. Artificialmente se puede obtener mediante el bombardeo del torio con protones.

Debido a su alta radiactividad, escasez, complejidad y corta vida media, el francio no es un elemento que cuente con aplicaciones industriales o productivas.



# Capítulo 02.

Grupo IIA



## Grupo IIA

El segundo grupo del Sistema Periódico está formado por los llamados metales alcalinotérreos. Si bien son metales muy reactivos, no lo son tanto como sus vecinos los alcalinos del IA. Llevan este nombre porque sus óxidos son fuertemente básicos y muchos de ellos son de baja solubilidad en el agua. Se hallan en depósitos minerales en la corteza terrestre.

Son metales de baja densidad, coloreados y blandos. Reaccionan con facilidad con los halógenos para formar sales iónicas. Todos tienen sólo dos electrones en su nivel energético más externo, con tendencia a perderlos.

Los alcalinotérreos son más duros que los metales alcalinos, tienen brillo y son buenos conductores eléctricos y agentes reductores. Todos ellos tienen dos electrones en su capa más externa.

Como peculiaridad mencionaremos al último elemento de esta familia, el radio (Ra), (del latín radius, rayo), que es radioactivo. Fue descubierto en 1898 por Marie Skłodowska-Curie y su marido Pierre en una variedad de uraninita. En 1910 el radio fue aislado por Curie y Andre Debierne en su metal puro mediante la electrólisis de una solución de cloruro puro de radio usando un cátodo de mercurio y destilando en una atmósfera de hidrógeno.

Maria Salomea Skłodowska-Curie, conocida como Marie Curie, fue una científica polaca nacionalizada francesa. Pionera en el campo de la radiactividad y fue la primera persona en recibir dos premios Nobel en distintas especialidades —Física y Química— y la primera mujer en ocupar el puesto de profesora en la Universidad de París.

**Beryllium (inglés)**  
**Berilio (castellano)**  
**Beryllium (latín)**

4	9,01 [He]2s <sup>2</sup>
Be	
BERILIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Material estructural en satélites, aviones de alta velocidad, naves espaciales, misiles y elementos para dispositivos de comunicación</li> <li>• Moderador de neutrones en reactores nucleares</li> <li>• Diagnósticos médicos</li> </ul>	

Descubierto en 1798 por Louis-Nicolas Vauquelin, en Francia, como su óxido en el berilo y la esmeralda. Friedrich Wöhler y Antoine Bussy, independientemente, aislaron el metal en 1828 por reducción del  $\text{BeCl}_2$  con potasio. Su nombre proviene del berilo,  $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$ . Se lo denomina alternativamente glucinio, por el sabor dulce de sus sales.

El berilio se presenta en diversos minerales y constituye aproximadamente el 0,006% de la litosfera. El único isótopo estable es el Be-9. El Be-10, radiactivo, se produce en la atmósfera por bombardeo de radiación cósmica de alta energía sobre núcleos de oxígeno y nitrógeno. Su punto de fusión es 1287°C y el de ebullición vale 2469°C.

La exposición al berilio puede producir neumonitis química aguda, enfermedad granulomatosa crónica, nefropatías, patologías cardiovasculares, cáncer de pulmón y cáncer de la cavidad bucal. Las enfermedades causadas por el Be han sido descritas principalmente en el área ocupacional. Entre las actividades potencialmente riesgosas están la fabricación de equipos aeroespaciales y la explotación minera de berilio.

Sus principales minerales son el berilo, la bertrandita, el crisoberilo, el aguamarina y la fenaquita. El metal puede obtenerse el metal por reducción del  $\text{BeF}_2$  con magnesio.

El berilio y sus compuestos tienen diferentes usos y aplicaciones tanto tecnológicas como industriales:

- El  $\text{BeCl}_2$  es un polvo blanco o ligeramente amarillo de olor acre, que se utiliza en la refinación de minerales de berilio y como reactivo químico.
- El BeO es un cerámico de elevadas resistencia mecánica y conductividad térmica. Se usa en reactores nucleares como moderador de neutrones.
- Las aleaciones de berilio son más duras, rígidas y ligeras que otras similares. Conducen el calor y la electricidad casi tan bien como el cobre, pero son más duras y resistentes al desgaste y a la corrosión. Se utilizan en circuitos

impresos, radares, computadoras, electrodoméstico y dispositivos de comunicación.

- También se emplean sus aleaciones en la industria aeroespacial, sistemas automáticos en fábricas, automóviles, sistemas de aterrizaje, equipos de perforación de petróleo y gas y maquinaria pesada.

- Otra aplicación importante es en diagnósticos médicos por medio de rayos X, para el tratamiento de algunas enfermedades.

**Magnesium (inglés)**  
**Magnesio (castellano)**  
**Magnesia (latín)**

12	24,30 [Ne]3s <sup>2</sup>
Mg	
MAGNESIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Se emplea como material refractario en hornos de producción de hierro, acero y cemento</li> <li>• Se usa en aleaciones con aluminio</li> <li>• Se utilizan en medicina</li> <li>• Se usa en la agricultura</li> </ul>	

El nombre *magnesium* proviene del griego Μαγνησία (Magnesia), que corresponde a una ciudad de la región de Tesalia (territorio periférico a Grecia). Del mismo origen provienen los nombres magnetita, manganeso y la palabra magnetismo.

En 1618, un granjero de Epsom, Inglaterra, trató de dar a sus vacas agua de un pozo que había allí. Las vacas se negaron a beber por el sabor amargo del agua, pero el granjero notó que el agua parecía curar los rasguños y las erupciones cutáneas. La sustancia se hizo conocida como sales de Epsom y su fama se extendió. Con el tiempo fue reconocido como sulfato de magnesio hidratado,  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ .

El inglés Joseph Black, fue el primer científico en identificar el magnesio como un nuevo elemento (1755), al estudiar la magnesia (óxido de magnesio) y el carbonato de magnesio, y compararlos con los correspondientes de calcio. Sin embargo, el metal no se pudo obtener en forma pura hasta 1808, mediante la electrólisis del óxido de magnesio realizada por Humphry Davy (1778-1829), quien propuso el nombre.

Antoine Bussy publicó en 1831 un método de preparación de magnesio por calentamiento de cloruro de magnesio y algo de potasio en un tubo de vidrio en "*Mémoire sur le Radical métallique de la Magnésie*". En 1852, instalado en la cátedra de química de la Universidad de Heidelberg, Robert Bunsen (el de los mecheros) se concentró en el mejoramiento de las pilas químicas, lo que le permitió optimizar las técnicas de obtención de varios metales, entre ellos el magnesio, por electrólisis. Este método de obtención se utiliza actualmente en Estados Unidos para obtener magnesio de minerales como la dolomita o la magnesita y del agua de mar.

El ion magnesio es importante para la vida, tanto animal como vegetal. La clorofila, que interviene en la fotosíntesis, es una sustancia compleja de porfirina-magnesio. Para el ser humano, el magnesio es esencial. Se encuentra en los

huesos, está presente en muchas coenzimas y reacciones que dependen del ATP, tiene una función estabilizadora de la estructura de las cadenas de ADN y ARN, interviene en la formación de neurotransmisores y neuromoduladores, repolarización de las neuronas y relajación muscular.

Los compuestos de magnesio, principalmente su óxido, se utilizan como material refractario en hornos para la producción de hierro y acero, metales no féreos, cristal y cemento, así como también en agricultura e industrias químicas y de la construcción. El uso principal del metal es como elemento de aleación del aluminio, empleándose las aleaciones aluminio-magnesio.

En transporte se emplean aleaciones con aluminio para producir componentes de automóviles. Es uno de los campos con mayor potencialidad de aplicación, que se estima en cerca del 70% de las aplicaciones actuales. Se logra una reducción en el peso de los automóviles. Dicha reducción no solamente se refleja en el desempeño del vehículo respecto a la cantidad de energía necesaria, sino en la posibilidad de uso de otras fuentes de energía más sostenibles. Entre las aleaciones más empleadas en movilidad están las Mg-Al-Zn, las cuales contienen entre 0.1 y 9% en peso de Al y 0.1 y 1.5% en peso de Zn. A pesar de lo anterior, como limitantes a una mayor aplicación de aleaciones de magnesio en transporte se tiene su pobre resistencia a la corrosión y al desgaste. Las aleaciones Mg-Al-Zn tienen una particular baja resistencia a la corrosión bajo tensión, lo cual es generado por efectos galvánicos con segundas fases o impurezas (Fe, Cu y Ni). A diferencia del aluminio, el magnesio no genera una capa pasiva estable en su superficie, lo cual permite el ataque de agentes agresivos presentes en el medio que rodea el material.

Entre las piezas de magnesio fabricadas para la industria automotriz se encuentran volantes de conducción, columnas de dirección, elementos de sujeción, paneles de instrumentos, pedales, carcasas en el motor, sistema de transmisión, contenedores para bolsas de aire y embrague. Así mismo, algunas aleaciones especiales son empleadas en la industria aérea, aeroespacial y en automóviles deportivos, particularmente en componentes de cajas de cambios. Por otro lado, las aleaciones de magnesio han encontrado uso en marcos de silletería para autos y aviones.

En el área de la salud las aleaciones de magnesio han encontrado gran posibilidad de uso reemplazando otros materiales en la fabricación de estructuras de soporte en elementos ortopédicos externos como los estabilizadores de todo tipo de articulaciones, y las ayudas técnicas como los bastones, caminadores, y sillas de ruedas, tanto para aplicaciones terapéuticas como postoperatorias, las cuales se encuentran actualmente en estudio.

La capacidad del magnesio para absorber vibraciones (y reducir así algunos riesgos de lesiones en los deportistas), su bajo peso, alta resistencia al impacto y la posibilidad de producir piezas de formas complejas resultaron atractivos para el área deportiva. Así, son innumerables las aplicaciones actuales de

aleaciones de magnesio en deportes, incluyendo: palos de golf, raquetas, bates de béisbol, arcos, bicicletas, patines, garrochas, sillas de ruedas de competencia, motociclismo y elementos de protección. En todos los casos las aleaciones de magnesio presentan importantes beneficios para los deportistas dada su habilidad.

Con el advenimiento del desarrollo de equipos móviles, se ha visto un incremento en la búsqueda de materiales que cumplan con las propiedades específicas. En este sentido, las aleaciones de magnesio cumplen eficientemente con el bajo peso, fácil conformación de piezas complejas, resistencia mecánica, transferencia de calor apropiada y propiedades electromagnéticas, superando ampliamente a otros materiales como los plásticos.

**Calcium (inglés)**  
**Calcio (castellano)**  
**Calx (latín)**

<p><b>20</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Ca</p>	<p>40,07 [Ar]4s<sup>2</sup></p>
<p><b>CALCIO</b></p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Forma productos usados en construcción (cal, yeso, cemento, mármol)</li> <li>• La cal viva (CaO) es deshidratante</li> <li>• Arcos de luz de alta intensidad</li> <li>• Reductor en la preparación de metales</li> <li>• Desoxidante de diversas aleaciones</li> <li>• Productos lácteos y medicamentos</li> </ul>	

Aunque los romanos descubrieron las aplicaciones de la cal mucho tiempo antes, no fue hasta en 1808 que el Calcio fue descubierto por Humphry Davy mediante la electrólisis de una amalgama de Mercurio y cal, desde donde obtuvo el metal impuro. Davy mezcló cal humedecida con óxido de Mercurio que colocó sobre una lámina de Platino, el ánodo, y sumergió una parte del Mercurio en el interior de la pasta para que hiciera de cátodo. Por electrólisis obtuvo una amalgama que, destilada, dejó un residuo sólido muy oxidable.

Con posterioridad Bunsen en 1854 y Matthiessen en 1856 obtuvieron el metal por electrólisis del cloruro de calcio y Henri Moissan lo obtuvo con una pureza del 99 % por electrólisis del yoduro.

El calcio tiene seis isótopos estables, de los cuales el <sup>40</sup>Ca es el más abundante (97 %). Es un metal alcalinotérreo que arde con llama roja formando óxido de calcio. Tiene un color plateado, cambiando a un color levemente amarillo expuesto al aire y finalmente derivando a gris o blanco por la formación de hidróxido al reaccionar con la humedad ambiental.

Es el quinto elemento en abundancia en la corteza terrestre y al igual que el resto de los metales alcalinotérreos no se encuentra libre. Forma compuestos como los carbonatos CaCO<sub>3</sub> en forma de piedra caliza, cáscara de huevo, mármol, etc.

El sulfato de Calcio di hidratado, CaSO<sub>4</sub>.2H<sub>2</sub>O, es el yeso mineral; constituye la mayor porción del cemento y se ha empleado para reducir la alcalinidad de los suelos.

Se encuentra en el medio interno de los organismos como ion calcio (Ca<sup>2+</sup>) o formando parte de otras moléculas. Se presenta en los huesos bajo la forma de hidroxiapatita, una estructura cristalina que consiste de fosfato de calcio que se organiza alrededor de una matriz orgánica de proteína colagenosa para proporcionar fuerza y rigidez; se organiza en forma de esqueleto interno, constituyendo los huesos de los vertebrados, o externo como los caparazones de los moluscos. Los iones de calcio actúan de cofactor en muchas

reacciones enzimáticas, intervienen en el metabolismo del glucógeno y, junto al potasio y el sodio, regulan la contracción muscular.

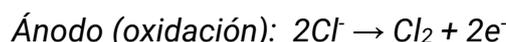
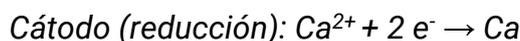
El calcio se absorbe a lo largo del tracto gastrointestinal, principalmente en el duodeno, y se excreta en las heces y la orina en cantidades iguales aproximadamente. Las pérdidas cutáneas ocurren en la forma de sudor y exfoliación de la piel. La actividad física extenuante con sudoración aumenta las pérdidas. La inmovilidad del cuerpo por reposo en cama un tiempo prolongado también aumenta las pérdidas de calcio, en respuesta a la falta de tensión sobre los huesos.

El calcio afecta la función de transporte de las membranas celulares, actuando como un estabilizador de la membrana. También influye en la transmisión de iones a través de las membranas, y la liberación de neurotransmisores. Se requiere Calcio en la transmisión nerviosa y en la regulación de los latidos cardíacos. El equilibrio adecuado de iones de calcio, sodio, potasio y magnesio mantiene el tono muscular y controla la irritabilidad nerviosa.

Una ingesta elevada de calcio y la presencia de un elevado nivel de vitamina D, puede constituir una fuente potencial de hipercalcemia, es posible que esto favorezca a la calcificación excesiva en huesos y tejidos blandos. También estas ingestas elevadas interfieren con la absorción de hierro y del zinc.

El óxido de calcio (CaO), llamado cal viva, se produce por descomposición térmica en altos hornos de la caliza, roca rica en carbonato de calcio, aplicando un proceso de lecho continuo. El óxido es ampliamente usado en la construcción.

También se prepara por electrólisis de cloruro de calcio fusionado con fluoruro de calcio, para disminuir el punto de fusión. Las hemirreacciones son:



El óxido de calcio se utiliza en arcos de luz de alta intensidad (luz de cal) a causa de sus características espectrales poco usuales, y como agente deshidratante industrial.

El hidróxido de calcio, Ca(OH)<sub>2</sub>, llamado cal apagada, tiene muchas aplicaciones en donde el ion hidroxilo es necesario; se obtiene fácilmente mediante la adición de agua a la cal viva. Retiene eficazmente el dióxido de carbono, produciendo un carbonato que es muy insoluble.

También se utiliza en arcos de luz de alta intensidad (luz de cal) a causa de sus características espectrales poco usuales y como agente deshidratante industrial. La industria metalúrgica hace amplio uso del óxido durante la reducción de aleaciones ferrosas.

El calcio se comporta como agente reductor en la extracción de otros metales como el Uranio, el Circonio y el Torio. También es desoxidante, desulfurizador, o decarburizador para varias aleaciones ferrosas y es un agente de aleación utilizado en la producción de Aluminio, Berilio, Cobre, Plomo y Magnesio.

Tiene aplicaciones en muchos productos lácteos o medicamentos para el refuerzo de los huesos. La falta de calcio en los huesos humanos facilita la aparición de enfermedades como la osteoporosis.

El hidróxido de calcio tiene muchas aplicaciones en donde el ion hidroxilo es necesario.

En el proceso de apagado del óxido de calcio, el volumen se expande al doble, hecho que lo hace útil para romper roca o madera.

El siliciuro de calcio,  $\text{CaSi}$ , preparado en horno eléctrico a partir de cal, sílice y agentes reductores carbonosos, es útil como agente desoxidante del acero.

El carburo de calcio,  $\text{CaC}_2$ , se produce al calentar una mezcla de cal y carbón a  $3000^\circ\text{C}$  en un horno eléctrico y es un acetiluro que produce acetileno por hidrólisis.

**Strontium (inglés)**  
**Estroncio (castellano)**  
**Strontium (latín)**

<p><b>38</b></p> <p style="font-size: 2em;"><b>Sr</b></p>	<p>87,62 [Kr]5s<sup>2</sup></p>
<p><b>ESTRONCIO</b></p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• El Sr-89 (radiactivo) se utiliza en los radiofármacos contra el cáncer óseo</li> <li>• Fuente de energía para generadores termoeléctricos</li> <li>• Se emplea en pirotecnia, señalamiento de vías férreas y en fórmulas de balas trazadoras (color rojo)</li> </ul>	

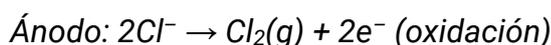
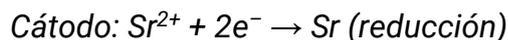
El Estroncio fue identificado por Adair Crawford en 1790 en las minas de plomo de Estroncia, Escocia, de donde procede su nombre. Lo halló en el mineral estroncianita, distinguiéndolo de otros minerales de bario. El primero en aislar el Estroncio fue Humphry Davy, en 1808, mediante la electrólisis del óxido.

Elemento químico de aspecto metálico plateado blanquecino, pertenece al grupo de los metales alcalinotérreos. Se encuentra en minerales como la celestina, en forma de sulfato, y estroncianita, en forma de carbonato. Es el menos abundante de los metales alcalinotérreos: la corteza de la Tierra contiene el 0.042% de Estroncio. Forma 4 isótopos estables y uno de ellos es radiactivo; probablemente se halla en el medio ambiente por obra de actividades humanas, tales como las pruebas de bombas nucleares y escapes en el almacenamiento de productos radiactivos.

En total se conocen 16 isótopos radiactivos de este elemento. El más importante es el Sr-90, con un periodo de semidesintegración de unos 28 años, subproducto de la lluvia nuclear que sigue a las explosiones nucleares y que representa un importante riesgo sanitario ya que sustituye con facilidad al calcio en los huesos. Este isótopo es uno de los mejor conocidos emisores beta de alta energía y larga vida media y se emplea en generadores auxiliares nucleares (SNAP, *Systems for Nuclear Auxiliary Power*) para naves espaciales, estaciones meteorológicas remotas, balizas de navegación y, en general, aplicaciones en las que se requiera una fuente de energía eléctrica ligera y con gran autonomía.

El estroncio es un metal blando, algo maleable, que rápidamente se oxida en presencia de aire adquiriendo un tono amarillento por la formación del óxido. Debido a su elevada reactividad, el metal se encuentra en la naturaleza combinado con otros elementos. Reacciona rápidamente con el agua, liberando Hidrógeno molecular para formar el hidróxido. Su punto de fusión normal es de 777°C y el de ebullición es 1382°C. Posee baja energía de ionización.

El metal se puede extraer por electrólisis del cloruro fundido mezclado con cloruro de Potasio:



o bien por aluminotermia, es decir, reducción del óxido con Aluminio en vacío a la temperatura de destilación del Estroncio.

El metal arde espontáneamente con llama roja o rosada en presencia de aire, si se encuentra en polvo finamente dividido, formando el óxido a temperatura ambiente. Las sales volátiles de Estroncio pintan de un hermoso color carmesí las llamas, por lo que se usan en pirotecnia.

Como el Estroncio es muy similar al Calcio, es incorporado al hueso, en similares proporciones al hallado en la naturaleza. Sin embargo, la distribución actual de los isótopos tiende a variar de una forma considerable de un lugar geográfico a otro. Así analizar huesos de un individuo puede ayudar a determinar la región de donde proviene. Esta tarea ayuda a identificar patrones de antiguas migraciones, así como el origen de restos humanos de cementerios de batallas. Por lo mismo, también es de utilidad para la ciencia forense.

El ion  $\text{Sr}^{2+}$  forma unos cuantos oxi-complejos con tartrato y citrato.

El único compuesto del Estroncio que es considerado peligroso para la salud humana, incluso en pequeñas cantidades, es el cromato de Estroncio, empleado como pigmento y pirotecnia. La toxicidad se debe al Cromo (VI), que ingresa por vías respiratorias produciendo cáncer de pulmón. Actualmente el riesgo de exposición en el ambiente laboral es bajo.

Usos: se agrega a otros metales para crear aleaciones y su isótopo radiactivo tiene muchas aplicaciones. La AJ62 es una aleación resistente usada en la industria del automóvil que contiene un 2 % de Estroncio.

El cristal de la pantalla frontal de los tubos de rayos catódicos, CRT en inglés, contiene compuestos de estroncio para prevenir la emisión de rayos-X.

Se utiliza en investigaciones científicas para medir la liberación de neurotransmisores de las neuronas. La sustitución de calcio por estroncio es lo que facilita observar la respuesta de la neurona.

El estroncio radiactivo se utiliza en los radiofármacos para tratar el cáncer óseo metastásico. También se utiliza como fuente de energía para generadores termoeléctricos; el Estroncio 90 es una opción común para esta aplicación ya que se produce como residuo de las reacciones nucleares la forma radioactiva  $^{90}\text{Sr}$  puede ocasionar varias enfermedades y desórdenes en los huesos, tales como el cáncer óseo primario.

El nitrato de Estroncio se emplea en pirotecnia, señalamiento de vías férreas y en fórmulas de balas trazadoras, debido a que en presencia de llamas produce color rojo.

El hidróxido de Estroncio forma jabones y grasas estables con ácidos orgánicos, los que son resistentes a la oxidación y a la descomposición en un amplio ámbito de temperatura.

**Barium (inglés)**  
**Bario (castellano)**  
**Barium (latín)**

<p><b>56</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Ba</p>	<p>137,3 [Xe]6s<sup>2</sup></p>
<p><b>BARIO</b></p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• En aleaciones Pb/Sn: aumenta resistencia a fluir</li> <li>• Aleado con Ni, en bujías de encendido de motores</li> <li>• Nitrato de bario en fuegos artificiales</li> <li>• Sulfato de bario: agente de contraste en radiología</li> </ul>	

Los alquimistas en la Edad Media ya conocían algunos minerales de Bario. Guijarros del mineral barita, que se encuentran en Bolonia, Italia, se conocían como *pedras de Bolonia*. A los alquimistas les atraían porque después de su exposición a la luz, *alumbraban* durante años. Las propiedades fosforescentes de la barita calentada con compuestos orgánicos fueron descritas por V. Casciorolus en 1602. Carl Scheele identificó que la barita, o sulfato de Bario, contenía un elemento nuevo en 1774, pero no pudo aislarlo. El Bario fue descubierto como un elemento aislado por Humphry Davy en 1808 mediante la electrólisis de una mezcla fundida de cloruro de Bario y cloruro de amonio. Es un metal alcalino térreo, sólido en condiciones ambientales. Ocupa el decimoctavo lugar en abundancia en la corteza terrestre (0,04%). El metal es de un color plateado-blancuzco.

Reacciona con el agua y se oxida con rapidez al aire formando una película protectora que evita que siga la reacción, pero en aire húmedo puede inflamarse. Es bastante activo químicamente como para reaccionar con la mayor parte de los no metales. En la industria sólo se preparan pequeñas cantidades por reducción del óxido con Aluminio.

Reacciona con el cobre y se oxida rápidamente en el agua. El elemento es tan reactivo que no existe en estado libre en la naturaleza, aunque también se presenta en forma de férricos o azufres no solubles en agua. Algunos de sus compuestos se consideran diamantes. Los compuestos de Bario se obtienen de la minería y por conversión de dos minerales: la barita es el principal compuesto mineral y contiene 65,79% del óxido. La witherita, contiene un 72%. El metal se utiliza en aleaciones con níquel para alambres de bujía de encendido de motores y en el metal de Frary, que es una aleación de plomo, bario y calcio empleado en cojinetes de fricción. Los compuestos del bario se usan en las industrias del petróleo y gas para hacer lubricantes para taladros. También para hacer pinturas, azulejos, vidrio y gomas.

De forma natural, los niveles de bario en el medio ambiente son muy bajos. Solo en suelos y comida, tales como frutos secos, algas, pescados y ciertas plantas, pueden encontrarse en altas cantidades. Sin embargo, la cantidad detectada

en la comida y el agua no es suficientemente alta como para llegar a afectar la salud.

El bario metálico tiene pocas aplicaciones prácticas, aunque a veces se usa para recubrir conductores eléctricos en aparatos electrónicos y en sistemas de encendido de automóviles.

El nitrato de bario se utiliza en fuegos artificiales, y el carbonato de bario en venenos para ratas, por medio de la ingesta.

El sulfato de bario se utiliza en conjunto con la lignina y el negro de humo como expansor para la fabricación de electrodos negativos de las baterías Plomo-ácido. También se utiliza como material de relleno para los productos de caucho, en pintura y en el linóleo.

También conocido como Barita o Baritina, debido a su alta densidad, se utiliza como lodo de perforación en los pozos de petróleo.

Una forma de sulfato de bario, al ser opaca a los Rayos X, se usa como recubrimiento en las salas de rayos X o también diluida en agua como contraste radiológico para examinar estructuras por rayos X, especialmente en el sistema gastrointestinal.

El óxido de bario forma parte de las lentes de vidrio mineral de alta calidad, usadas, por ejemplo, en instrumentos ópticos.

Debido su uso extensivo en las industrias, el Bario se ha liberado al ambiente en grandes cantidades. Como resultado, las concentraciones en el aire, agua y suelo pueden ser mayores que las concentraciones dadas de forma natural en muchos lugares. Algunos de los compuestos que son liberados durante procesos industriales se disuelven fácilmente en agua y se encuentran en lagos, ríos y arroyos. Por el contrario, los compuestos que son persistentes suelen permanecer en la superficie del suelo.

**Radium (inglés)**  
**Radio (castellano)**  
*Radius (latín)*

<p><b>88</b></p> <p><b>Ra</b></p>	<p>226,03 7s<sup>2</sup></p>
<p><b>RADIO</b></p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Producción de gas radón</li> <li>• Fuente de neutrones</li> <li>• Tratamiento de osteosarcoma</li> <li>• Pintura auto-luminosa</li> </ul>	

A fines del siglo XX, Marie Curie se encontraba estudiando la pechblenda, una variedad de mineral que contiene uranio, cuando se percató de que, sin el uranio, este mineral seguía siendo radioactivo, mucho más que incluso el propio uranio. En 1898, luego de trabajar junto con Pierre Curie sobre desechos del mineral, lograron aislar dos elementos: el polonio y el radio. El radio, como compuesto puro, se pudo aislar finalmente en el año 1902, siendo éste el elemento natural más radiactivo que existe. La muerte de Marie Curie se debe a su exposición a la radiación, y en gran parte, a la emitida por el radio. Su nombre proviene del latín: radius, y significa rayo.

El “curio”, unidad de medida para describir la actividad de un elemento radiactivo, está basada en uno de sus isótopos: <sup>226</sup>Ra.

El Radio es el más pesado de los alcalino-térreos, con propiedades químicas similares al Bario. Es un metal radioactivo blando, brillante y de color plateado. Se ennegrece al contacto con el aire. Se obtiene naturalmente por la desintegración del uranio. Es cerca de 1 millón de veces más radiactivo que éste. Se encuentra ampliamente distribuido en la naturaleza, por lo regular en cantidades mínimas. La fuente más concentrada es la pechblenda (uraninita). Posee 4 isótopos naturales: <sup>223</sup>Ra, <sup>224</sup>Ra, <sup>226</sup>Ra, <sup>228</sup>Ra; y 21 isótopos artificiales. El más estable de todos es <sup>226</sup>Ra, con una vida media de 1600 años, y es el único tecnológicamente importante. Las sales de radio ionizan la atmósfera que los rodea, por eso parece que emiten un resplandor azul. Los compuestos de radio descargan los electros copios, velan las placas fotográficas protegidas de la luz y producen fosforescencia y fluorescencia en ciertos compuestos inorgánicos como el sulfuro de zinc. El espectro de emisión de los compuestos de radio se parece al de otros alcalinotérreos; los halogenuros de radio imparten color rojo carmín a la llama.

Es un metal alcalinotérreo que tiene una densidad de 5 g/cm<sup>3</sup>, punto de fusión: 969 K y punto de ebullición: 1773 K. la abundancia estimada en la corteza terrestre es de 9×10<sup>-7</sup> mg/L y en el océano: 8.9×10<sup>-11</sup> mg/L.

La producción anual de este elemento es de menos de 100 gramos al año. Se obtiene como un subproducto del refinamiento del uranio. Se comercializa como  $\text{RaCl}_2$  y  $\text{RaBr}_2$ . Posee pocos usos debido a su alta radioactividad. El isótopo  $^{223}\text{Ra}$  es a veces utilizado para tratar la metástasis en huesos del cáncer de próstata. Dado que los huesos poseen calcio, y el radio se encuentra en el mismo grupo; éste puede ser utilizado para atacar células cancerígenas y eliminarlas por acción de las partículas alfa que emite. Además, se utiliza para producir gas radón a partir de cloruro de radio, el cual es utilizado para tratar ciertos tipos de cáncer. Una mezcla de radio y berilio emite neutrones, por lo que se utiliza como fuente de los mismos.

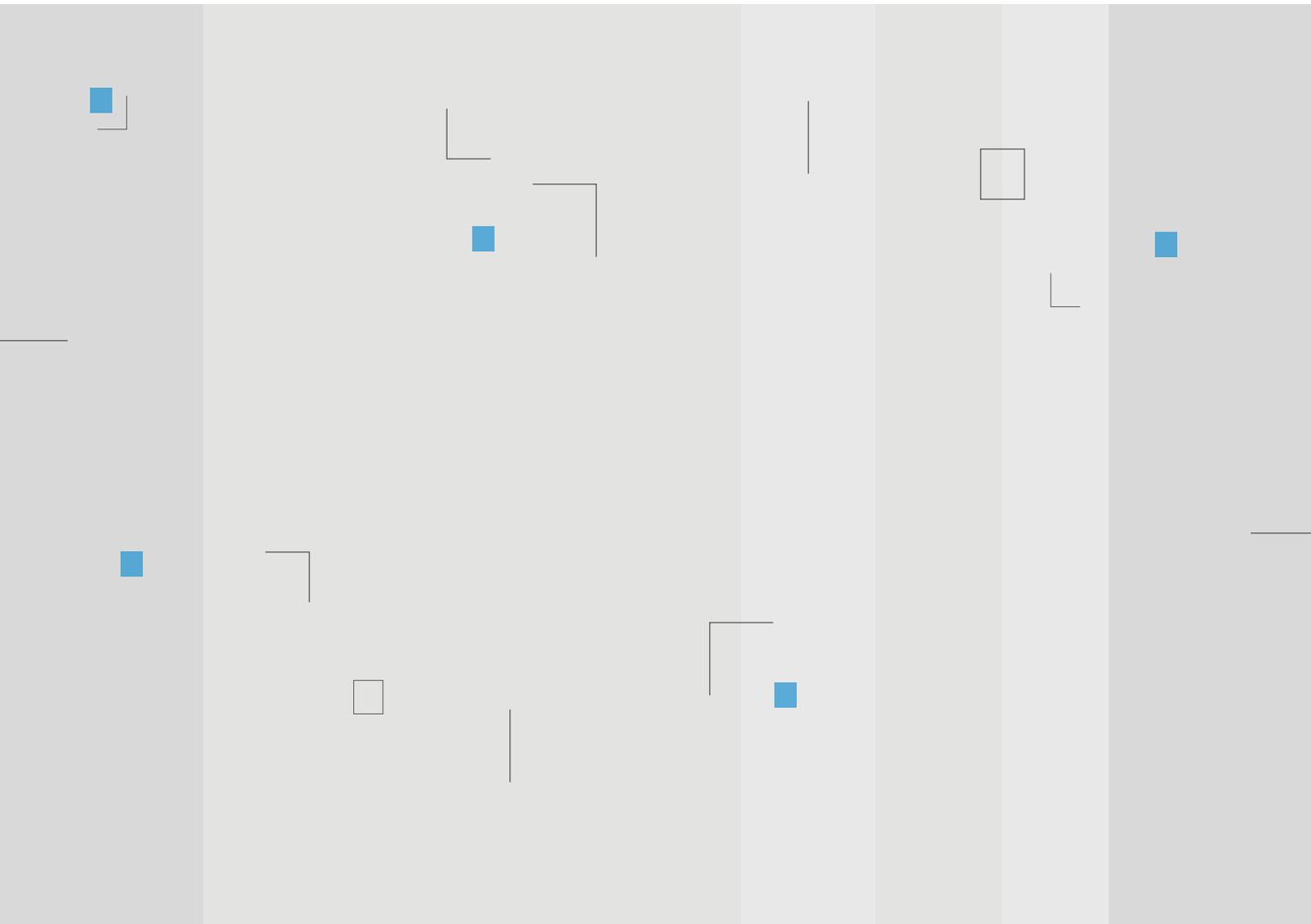
En el pasado, cuando no se conocía el nivel de peligrosidad del elemento, solía utilizarse como pintura auto-luminosa en relojes, diales de instrumentos de aeronaves, y otra instrumentación; pero fue reemplazada en su mayoría por  $^{60}\text{Co}$ , mucho menos peligroso.

No hay evidencia de que exposición a niveles naturales de Radio tengan efecto dañino sobre la salud de los humanos. Suele encontrarse en los huesos, ya que puede reemplazar al Calcio. De cualquier manera, exposiciones a altos niveles de Radio pueden causar efecto sobre la salud, como es la fractura de dientes, anemia y cataratas. Cuando la exposición es larga puede incluso causar cáncer, y eventualmente producir la muerte.



# Capítulo 03.

Grupo IIIA



## Grupo IIIA

La familia del boro, grupo IIIA o grupo 13 en la denominación actual, está formada por el boro (B), aluminio (Al), galio (Ga), indio (In) y talio (Tl). Junto con la familia IVA es la que sigue una clara regularidad de propiedades de arriba hacia abajo: el boro, no metal típico; aluminio, metal cuyas conductividades eléctrica y térmica son 60% y 50% de las del cobre, respectivamente; galio, indio y talio con características metálicas.

Sus aplicaciones como sustancias simples y compuestas son numerosas: el boro se utiliza en semiconductores, el ácido bórico como antiséptico, el bórax en productos de limpieza y la fabricación de vidrio borosilicato, resistente a cambios de temperaturas (no extremas).

Las aplicaciones del aluminio metálico son innumerables: industrias de la construcción, aeronáutica y aeroespacial. Los hidroxocompuestos de aluminio se emplean como antitranspirantes.

La Argentina fabrica aluminio en ALUAR, empresa instalada en Puerto Madryn. Allí se lo obtiene por electrólisis de la bauxita purificada (alúmina) en solución 10% en criolita sintética. Las materias primas, además de las mencionadas incluye carbón (para los electrodos) y, por supuesto, electricidad.

El galio es líquido por encima de 30 °C. Con indio y estaño forma *galinstan*, aleación que funde a -19 °C (en su proporción típica) y se emplea como líquido termométrico en reemplazo del mercurio. El galio fue uno de los cuatro elementos predichos por Mendeleev al presentar su primera Tabla periódica en 1869 (*eka-aluminio*).

Indio y galio forman un eutéctico (aleación de bajo punto de fusión) de elevada tensión superficial, la que puede disminuirse mediante la aplicación de potenciales eléctricos. De esta manera es posible modificar la forma del material. Este descubrimiento reciente nos recuerda a T-1000, la máquina exterminadora de la película Terminator 2. Los fosfuros y nitruros dobles de galio e indio se emplean en la fabricación de diodos emisores de luz (LED).

El talio es el único de los elementos anteriores que es estable en el número de valencia algebraico 1+. El bromuro y el ioduro de talio se emplean para construir material óptico para equipos que emplean radiación infrarroja. Algunos compuestos de talio (por ej., el cuprato) tienen propiedades superconductoras de "alta temperatura" (-140 °C). El sulfato de Tl(I) se empleó durante muchísimo tiempo como raticida. Su uso se encuentra prohibido, entre otras razones, por emplearse no con poca frecuencia para cometer crímenes por envenenamiento lento de la víctima (pequeñas dosis producen una intoxicación crónica que lleva a la muerte a largo plazo).

**Boron (inglés)**  
**Boro (castellano)**  
**Boron (latín)**

5	10,81 [He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>
B	
BORO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Fabricación de aceros de gran resistencia al impacto</li> <li>• Productos textiles</li> <li>• Instrumentos para detectar y contar emisiones de neutrones</li> <li>• Fuegos pirotécnicos de color verde</li> </ul>	

Fue descubierto en 1808 por los franceses Louis Joseph Gay-Lussac y Louis Jacques Thénard al calentar ácido bórico con potasio ya que se conocía la afinidad del potasio hacia el oxígeno. Humphrey Davy lo aisló nueve días después en forma independiente. En 1909 es producido por primera vez por el químico estadounidense W. Weintraub.

El boro forma quizás las estructuras más extraordinarias de todos los elementos. Es un metaloide que forma enlaces covalentes, pero debido a que tiene tres electrones en su capa de valencia tiende a formar compuestos con octetos incompletos o deficientes en electrones. Estas características de enlace inusuales conducen a las notables propiedades que posee. El boro se extrae de las minas como bórax y kernita. Los grandes depósitos de antiguas fuentes termales se encuentran en regiones volcánicas como el desierto de Mojave en California. El boro elemental existe en una variedad de formas alotrópicas. Se encuentra como un sólido no metálico gris negruzco de alto punto de fusión o como un polvo marrón oscuro con una estructura icosaédrica (20 caras). Debido a la red tridimensional formada por los enlaces el boro es muy duro siendo su densidad de 2.46 gr/cm<sup>3</sup>.

En el proceso de extracción, el mineral es convertido en óxido de boro con ácido y luego se lo reduce con magnesio hasta obtener una forma de boro impura. Se obtiene un producto de alta pureza al reducir compuestos de boro volátiles con hidrógeno sobre un filamento caliente de tantalio. Debido a su costo, la producción de boro es baja a pesar de las excelentes propiedades de dureza y baja densidad.

Cuando las fibras de boro se incorporan en plásticos, el resultado es un material muy fuerte más rígido que el acero, pero aún más liviano que el aluminio. Se utiliza este material en aeronaves, misiles y equipos de protección corporal. El ácido bórico es un sólido blanco que funde a 171°C, es tóxico para las bacterias y muchos insectos. Se usó durante mucho tiempo como antiséptico y pesticida suave. El óxido de boro se utiliza como fundente, para hacer fibra de vidrio y vidrio de borosilicato, un vidrio con una expansión térmica muy baja. El tricloruro de boro se emplea como catalizador en la industria. El isótopo 10B se usa

en el control de reactores nucleares y escudo frente a las radiaciones. La dureza y estabilidad de ciertos boruros los convierten en adecuados para toberas de cohetes y aspas de turbinas. El nitruro de boro se utiliza para sintetizar nanotubos, cilindros diminutos de sólo algunos nanómetros de diámetro.

**Aluminium (inglés)**  
**Aluminio (castellano)**  
**Alumen (latín)**

<b>13</b>	26,98 [Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>
<b>Al</b>	
<b>ALUMINIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Embalaje de alimentos, papel de aluminio, latas, etc</li> <li>• Transmisión eléctrica</li> <li>• Bienes de uso doméstico, utensilios de cocina, herramientas, etc</li> <li>• Sirve como aleaciones de metales que necesitan ser ligeros y resistentes</li> </ul>	

El aluminio es un elemento químico de símbolo "Al", número atómico 13 y tiene un color blanco plateado. Es el tercer elemento más común encontrado en la corteza terrestre pero no se encuentra en estado puro, se extrae de un mineral llamado bauxita, a través de una serie de procesos. Este metal posee una combinación de propiedades que lo hacen muy útil en ingeniería de materiales, por ejemplo, su baja densidad (2812,5 kg/m<sup>3</sup>) y su alta resistencia a la corrosión. Mediante aleaciones adecuadas se puede aumentar sensiblemente su resistencia mecánica. Es buen conductor de la electricidad y del calor, se mecaniza con facilidad y es muy barato. Por todo ello es desde mediados del siglo XX es el metal que más se utiliza después del acero.

Fue aislado por primera vez en 1825 por el físico danés Hans Christian Oersted. El principal inconveniente para su obtención reside en la elevada cantidad de energía eléctrica que requiere su producción. En 1889 Karl Josef Bayer halla un procedimiento para extraer alúmina a partir de la bauxita. Como consecuencia, los precios del aluminio comienzan a bajar drásticamente y aparecen las primeras aplicaciones y en 1960 se comienza a reciclar el aluminio, ya que el coste de reciclaje es un 95% menor que el de su extracción desde la bauxita. A partir de ese momento el ciclo de vida del aluminio es redondo, su vida útil fue extendida y su precio estabilizado.

Dado que el aluminio es un metal, cuando este existe como sustancia simple se une a través de enlaces metálicos con otros átomos de Aluminio, formando una estructura de cationes con un mar o nube de electrones que se mueven libremente a través del compuesto. Los compuestos comunes del mismo son la bauxita ya mencionada, pero también existe en otras rocas ígneas como el esmeril y corindón, y en suelo derivado de ciertas rocas ígneas en forma de arcilla.

El aluminio se utiliza para la fabricación de ollas de cocina y el embalaje de ciertos alimentos, dado que tiene una alta conductividad térmica y es casi impermeable a la humedad y al oxígeno por su fina capa de óxido, que es compacto y no poroso, impermeable al agua. Por otro lado, este mismo es más vulnerable a ácidos y bases fuertes, que no se encuentran comúnmente alrededor de los

alimentos. Se puede proteger de éstas con un recubrimiento de cera o laca, y por lo tanto hacerlo más resistente en otros ambientes donde se necesite su ligereza y resistencia.

A temperaturas altas (200-250° C), las aleaciones de aluminio tienden a perder parte de su resistencia. Sin embargo, a bajo cero aumenta conservando su ductilidad, lo que hace del aluminio de una aleación de baja temperatura extremadamente útil, en aviones de altos vuelos es común volar a -50° C por lo que se benefician de esta propiedad.

Solamente presenta un 63 % de la conductividad eléctrica del cobre para alambres de un tamaño dado, pero pesa menos de la mitad y por lo tanto tiene sus ventajas sobre él. Dado que el aluminio pesa menos que el cobre, es un factor importante en la transmisión de electricidad de alto voltaje, se utiliza el aluminio en conductores de electricidad de 700.000 voltios o más, y además en antenas para televisores o satélites.

**Gallium (inglés)**  
**Galio (castellano)**  
**Gallium (latín)**

<p><b>31</b></p> <p style="text-align: right;">69,72 [Ar]3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup>4p<sup>1</sup></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold; text-align: center;">Ga</p>
<p>GALIO</p>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Circuitos de microondas</li> <li>• Estabilización del plutonio</li> <li>• Utilización en telescopios</li> <li>• Componentes de paneles solares</li> <li>• Producción de espejos</li> </ul>

Fue descubierto en 1875 por Paul Émile Lecoq de Boisbaudran en Francia y recibió su denominación en honor de Francia, que antiguamente se llamaba Galia.

El galio pertenece al grupo de elementos metálicos conocido como metales del bloque p que están situados junto a los metaloides o semimetales en la tabla periódica.

El número atómico del galio es 31. Este elemento es blando, el punto de fusión (302,91 K) es más bajo que el de cualquier metal con excepción del mercurio (234,32 K) y el cesio (301,44 K). El punto de ebullición del galio es 2477 K.

El galio sólido parece gris azulado cuando se expone a la atmósfera. El galio líquido es blanco plateado, con una superficie reflejante brillante. Este elemento es semejante químicamente al aluminio. Es anfótero, pero poco más ácido que el aluminio. La valencia normal del galio es 3+ y forma hidróxidos, óxidos y sales. Reacciona vigorosamente con agua hirviendo, pero ligeramente con agua a temperatura ambiente. Las sales de galio son incoloras; se preparan de manera directa a partir del metal, dado que la purificación de éste es más simple que la de sus sales.

El galio forma aleaciones eutécticas de bajo punto de fusión con varios metales, y compuestos intermetálicos con muchos otros. Todo el aluminio contiene cantidades pequeñas de galio, como impureza inofensiva, pero la penetración intergranular de grandes cantidades a 30°C causa fallas catastróficas.

La mayor parte del galio se produce como un subproducto de la producción de aluminio o zinc.

El uso principal es en semiconductores donde se utiliza comúnmente en circuitos de microondas y en algunas aplicaciones de infrarrojos. Se usa en las armas nucleares para ayudar a estabilizar el plutonio, en el interior de un telescopio para encontrar neutrinos. También se emplea como componente en algunos tipos de paneles solares y en la producción de espejos. Este tipo de espejos se los denomina espejos líquidos, son comúnmente fabricados con mercurio, pero también se puede utilizar galio.

El galio es un elemento que se encuentra en el cuerpo, pero en cantidades muy pequeñas. Por ejemplo, en una persona con una masa de 70 kilos, hay 0,7 miligramos de galio en su cuerpo. Si esta cantidad de galio estuviera condensada en un cubo, el cubo solo mediría 0,49 milímetros de lado. No tiene beneficios probados en las funciones corporales, y lo más probable es que solo esté presente debido a las pequeñas cantidades en el ambiente natural, en el agua, y en los residuos en los vegetales o frutas. Se sabe que algunas vitaminas y aguas de distribución comercial contienen cantidades traza de galio de menos de una parte por millón. El galio puro no es una sustancia peligrosa por contacto para los humanos. Ha sido manipulada muchas veces solo por el simple placer de observar cómo se derrite por el calor emitido por una mano humana. Sin embargo, deja manchas en las manos. Incluso el componente radioactivo del galio, citrato de galio ( $^{67}\text{Ga}$ ), puede ser inyectado en el cuerpo y usado para escáneres con galio sin efectos perjudiciales. Aunque no es peligroso en pequeñas cantidades, el galio no debe ser consumido a propósito en grandes dosis. Algunos compuestos de galio pueden ser de hecho muy peligrosos, sin embargo. Por ejemplo, altas exposiciones al cloruro de galio (III) pueden causar irritación de la garganta, dificultades de respiración, dolores pectorales, y sus vapores pueden provocar afecciones muy graves como edema pulmonar y parálisis parcial.

**Indium (inglés)**  
**Indio (castellano)**  
**Indium (latín)**

<p><b>49</b></p> <p style="font-size: 2em;"><b>In</b></p>	<p>114,81 [Kr]4d<sup>10</sup>5s<sup>2</sup>5p<sup>1</sup></p>
<b>INDIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Protección de superficies y aleaciones</li> <li>• Desarrollo de pantallas de cristal líquido (LCD)</li> <li>• Soldadura de alambre de plomo a transistores de germanio</li> </ul>	

El indio es un elemento químico de color plateado-grisáceo, de aspecto lustroso y de la serie de los metales, poco abundante, maleable, fácilmente fundible y el estado en su forma natural es sólido. Su símbolo químico es In y su número atómico es 49. Tiene 49 protones en su núcleo, puede contener 113 neutrones, sus isótopos más abundantes son el <sup>115</sup>In y <sup>111</sup>In. El estado de oxidación del indio más característico es el +3, aunque también presenta el +2 en algunos compuestos.

Fue descubierto por Ferdinand Reich y Theodor Richter en 1863 cuando estaban buscando talio en unas minas de cinc mediante un espectrógrafo. Fue aislado por Ritcher en 1867 (dato curioso, se comenta que Ferdinand Reich era daltónico y por ese motivo el elemento fue aislado por Theodor Richter). Su nombre procedente de la línea de color índigo que es precisamente la línea de color que presenta su espectro atómico.

Su principal uso en la actualidad, es en protección de superficies y aleaciones; debido a su resistencia a la corrosión, se usa intensamente en la fabricación de pantallas cinematográficas, osciloscopios de rayos catódicos y espejos. Un fino revestimiento de indio aumenta considerablemente la resistencia de los metales a la corrosión y al desgaste. Aleado con muchos metales aumenta su dureza, por lo que se usa en aleaciones dentarias y en cojinetes. En los cojinetes permite prolongar la vida de las partes móviles y, en consecuencia, encuentra amplia aplicación en la industria aeronáutica y en la del automóvil. Su mojabilidad le hace ideal para azogar (cubrir con azogue a los cristales) espejos. Aleado con antimonio y germanio, tiene amplio uso en la manufactura de transistores y otros componentes electrónicos.

Los compuestos industriales de indio más corriente, que se presentan adicionados al metal, son: el tricloruro de indio, usado en plateado electrolítico, el sesquióxido de indio, utilizado en la manufactura del vidrio; el sulfito de indio y de antimonio, usados como semiconductores. Otro de sus usos es en celdas fotoeléctricas; se presenta un efecto fotoeléctrico donde se absorben fotones de luz y emiten electrones. Cuando estos electrones libres son capturados, el resultado es una corriente eléctrica que puede ser utilizada como electricidad.

También en Estándar de calibración en calorimetría y termometría, Lámparas de sodio de baja presión, Medición de flujo de neutrones en Física Sellador en sistemas de alto vacío y de bajas temperaturas y Varillas de control de reactores nucleares. Desarrollo de Pantallas de Cristal Líquido (LCD).

A mediados y finales de los años 1980 despertó interés el uso de fosfuros de indio semiconductores y películas delgadas de óxidos de indio y estaño para el desarrollo de pantallas de cristal líquido (LCD). Esto es debido a que el uso del indio permitió la obtención del color azul en diodos LED, que se había resistido durante años.

Soldadura de Alambre de Plomo a Transistores de Germanio: el indio se utiliza para soldar alambre de plomo a transistores de germanio y como componente de los semiconductores intermetálicos empleados en los transistores de germanio.

Algunos de sus compuestos comunes más importantes del indio son el  $\text{In}_2\text{O}_3$ , que viene utilizado en la fabricación de vidrios especiales, y el  $\text{InCl}_3$ , el cual se emplea como reactivo en el proceso de recubrimiento de electrolítico de metales. Además, se encuentra el fosfuro de indio ( $\text{InP}$ ) como semiconductor, actualmente solo se utiliza como sustrato, para el arseniuro de indio-galio, ya que su estructura cristalina tiene el mismo tamaño.

Una aleación que tiene como componente al indio es el galinstano (aleación eutéctica de galio, indio y estaño), la cual se utiliza como sustituto del mercurio en termómetros debido a su carencia de toxicidad y a que es líquida a temperatura ambiente, pero la parte interior del contenedor debe estar forrada de óxido de galio para evitar que la aleación se adhiera a la superficie del cristal.

**Thallium (inglés)**  
**Talio (castellano)**  
**Thallium (latín)**

<p><b>81</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Tl</p>	<p>204,38</p> <p>[Xe]4f<sup>14</sup>5d<sup>10</sup>6s<sup>2</sup>6p<sup>1</sup></p>
<b>TALIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Detectores infrarrojos</li> <li>• En medicina, el isótopo talio-201 se usa para cardiografías nucleares</li> <li>• Termómetros de bajas temperaturas (en aleación con el mercurio)</li> <li>• Se lo utilizó como pesticida y raticida (hoy, prohibido)</li> </ul>	

El talio fue descubierto en 1861. Los científicos William Crookes y Claude-Auguste Lamy, trabajando independientemente, fueron los primeros en detectarlo en residuos de la producción de ácido sulfúrico, utilizando la técnica de espectroscopía de emisión atómica. Lograron aislarlo en 1862. William Crookes fue quien observó por primera vez una línea en el espectro de una muestra de ácido sulfúrico impuro, interpretando que se debía a un nuevo elemento, anunciando su descubrimiento en marzo de 1861 en Chemical News. Por su parte, Claude-August Lamy, en 1962 comenzó a investigar el talio más a fondo, logrando fundir un lingote del metal. Su nombre proviene de la palabra griega 'thallos', tallo verde, debido al color de sus líneas del espectro.

El talio está presente en la corteza terrestre en concentraciones medias de 0,49 ppm en la corteza continental y de 0,013 ppm en la corteza oceánica. Esta amplia distribución no representa su disponibilidad. No se encuentra en la naturaleza en estado puro sino como un componente de algunos minerales, tipos de arcillas y subproducto de otros metales. La mayor parte de este elemento se encuentra presente en minerales de potasa. También se halla presente en minerales de sulfuro de zinc, cobre, plomo y también carbón. Es un elemento blando y maleable que adquiere un color gris-azulado cuando se lo expone a la acción de la atmósfera debido a que se oxida rápidamente al estar en contacto con el aire. Es muy tóxico y se ha empleado como raticida e insecticida, pero este uso ha sido disminuido o prohibido debido a su elevada toxicidad tanto aguda como crónica. Este elemento existe en dos estados de oxidación: Tl<sup>+</sup> y Tl<sup>3+</sup>. El Tl<sup>+</sup> generalmente constituye la mayoría de los compuestos estables y tiene propiedades similares al potasio. El Tl<sup>3+</sup> tiene fuertes propiedades oxidantes y se convierte lentamente en un estado monovalente, siendo los iones Tl<sup>+</sup> las especies dominantes en la mayoría de ambientes en términos de pH y Eh.

El talio se emplea para vidrios de bajo punto de fusión, junto con el azufre, el selenio o el arsénico, el talio se utiliza para la producción de vidrios de bajo punto de fusión, que pueden fluir a temperaturas entre 125 y 150°C. Tienen propiedades similares a los vidrios ordinarios a temperatura ambiente y son de larga duración.

Solo hay dos isótopos estables del talio: el talio-203 y el talio-205. Dentro de los radioisótopos de este elemento podemos mencionar el talio-204 cuya vida media es de 3,78 años y el talio-201 que tiene una vida media de 73 horas. Debido a la corta vida media de este último, se lo utiliza para la detección de enfermedades de las arterias coronarias, para la identificación de tumores óseos, en el seguimiento de la efectividad de las terapias anti cáncer y en gammagrafías.

Se utiliza en aleaciones de bajo punto de fusión para la fabricación de sellos y otros componentes. El talio se usa con mayor frecuencia en forma de sulfuro de talio, un compuesto cuya conductividad cambia al exponerse a la luz infrarroja, siendo útiles para la fabricación de fotoresistores. Esta propiedad hace que el compuesto sea útil en fotocélulas. El seleniuro de talio se ha utilizado como bolómetro (instrumento que mide la cantidad total de radiación electromagnética proveniente de un objeto en todas las longitudes de onda) para la detección de luz infrarroja.

Los cristales de bromuro-yoduro de talio se utilizan en cristales infrarrojos debido a que son más duros y transmiten longitudes de onda más largas que otros materiales. Se los conoce con el nombre de KRS-5. El óxido de talio se utiliza para la confección de lentes debido a su alto índice de refracción. Por otra parte, el talio sirve como dopante dentro de las lentes de fibra óptica para acelerar las señales recibidas.

Por su bajo punto de fusión (304°C) en comparación con los de otros metales, se utiliza el sistema eutéctico que forma la aleación talio-mercurio para la fabricación de termómetros para bajas temperaturas.

También se emplea como catalizador de síntesis orgánicas, para la oxidación de hidrocarburos y olefinas, para reacciones de polimerización y de epoxidación. Lámparas de mercurio. Equipos láser acústico-óptico. Sondas para emular las funciones biológicas de los iones de metales alcalinos, especialmente el sodio y el potasio.

**Nihonium (inglés)**  
**Nihonio (castellano)**  
**Nihonium (latín)**



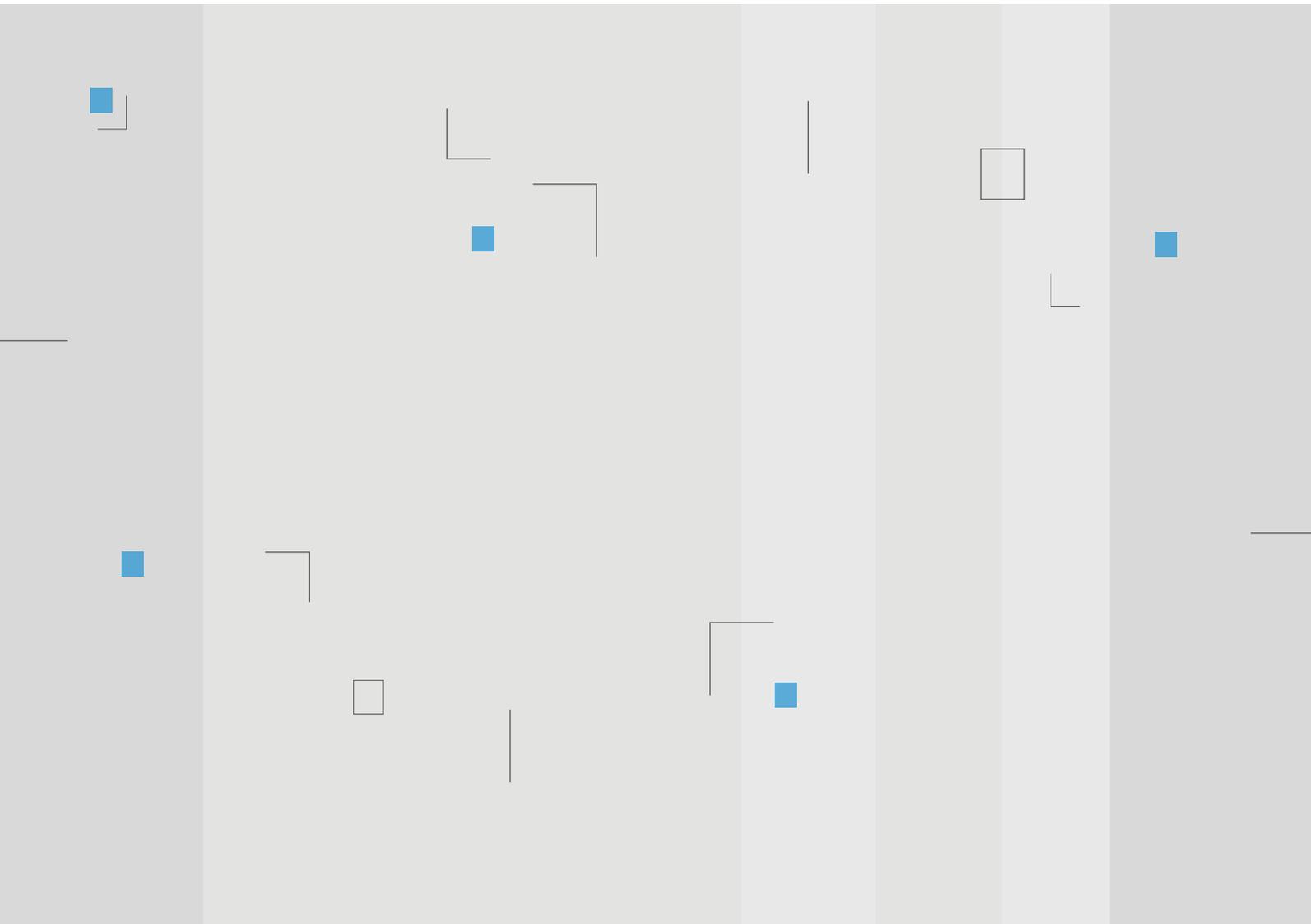
El nihonium es un elemento químico sintético con el símbolo Nh y número atómico 113. Es extremadamente radiactivo; su isótopo más estable conocido, nihonium-286, tiene una vida media de aproximadamente 10 segundos. En la tabla periódica, el nihonium es un elemento transactínido en el bloque p. Es miembro del período 7 y del grupo 13 (grupo boro).

Se informó por primera vez que Nihonium fue creado en 2003 por una colaboración ruso-estadounidense en el Instituto Conjunto de Investigación Nuclear (JINR) en Dubna, Rusia, y en 2004 por un equipo de científicos japoneses en Riken, Wakō, Japón. La confirmación de sus afirmaciones en los años siguientes involucró a equipos independientes de científicos que trabajaban en Estados Unidos, Alemania, Suecia y China, así como a los reclamantes originales en Rusia y Japón. En 2015, el Grupo de Trabajo Conjunto IUPAC/IUPAP reconoció el elemento y asignó la prioridad de los derechos de descubrimiento y nombre del elemento a Riken, ya que consideró que habían demostrado que habían observado el elemento 113 antes de que el equipo JINR lo hiciera. El equipo de Riken sugirió el nombre nihonium en 2016, que fue aprobado en el mismo año.

Se sabe muy poco sobre el nihonium, ya que solo se ha elaborado en cantidades muy pequeñas que se descomponen en segundos. La vida anormalmente larga de algunos nucleidos superpesados, incluidos algunos isótopos de nihonium, se explica por la teoría de la "isla de estabilidad". Los experimentos apoyan la teoría, con las vidas medias de los isótopos de nihonium confirmados aumentando de milisegundos a segundos a medida que se agregan neutrones y se acerca a la isla. Se ha calculado que el nihonium tiene propiedades similares a sus homólogos boro, aluminio, galio, indio y talio. Todos menos el boro son metales posteriores a la transición, y se espera que el nihonium sea también un metal posterior a la transición. También debería mostrar varias diferencias importantes con respecto a ellos; por ejemplo, el nihonium debería ser más estable en el estado de oxidación +1 que en el estado +3, como el talio, pero en el estado +1, el nihonium debería comportarse más como plata y astato que como talio. Los experimentos preliminares en 2017 mostraron que el nihonium elemental no es muy volátil; su química permanece en gran parte inexplorada.

# Capítulo 04.

Grupo IVA



## Grupo IVA

El originariamente denominado Grupo IV de la Tabla periódica (hoy Grupo 14) está formado por 6 elementos, de los cuales los primeros 5 son: el carbono (C), el silicio (Si), el germanio (Ge), el estaño (Sn) y el plomo (Pb). Se caracterizan por poseer una configuración electrónica  $ns^2np^2$ , sin presentar niveles internos incompletos, a diferencia los denominados elementos de transición (grupos 3 a 12). Su estado de oxidación más habitual es el +4, y +2 para los elementos más pesados. Se los denomina como “la familia del carbono”, el elemento es el más liviano de este grupo.

El sexto elemento de la familia, el más pesado, con un número atómico de 114, es un transactínido que la IUPAC denominó temporariamente “ununquandio” (Uuq). Este elemento fue sintetizado por científicos rusos en 1998, quienes lo nombraron como “flerovio” o “flerovium” (Fl), denominación que fue definitivamente adoptada en 2012. El flerovio tiene un tiempo de vida medio de 21 segundos, por lo que su interés está reservado al ámbito académico.

Si bien la familia se ajusta a las tendencias periódicas, las propiedades del grupo del carbono presentan grandes variaciones. El C se comporta como un no metal, mientras que el Sn y el Pb se comportan como metales. Si y Ge son metaloides y actúan como semiconductores y la conductividad de Si se ve grandemente afectada por el dopaje con diversos elementos. Tanto el Si como el Ge son de gran importancia en las aplicaciones electrónicas, mientras que el C en sí, presenta algunas características particulares. Sus variedades alotrópicas más conocidas son el diamante (transparente, duro, formado por una red tridimensional de átomos de carbono unidos por enlaces covalentes sigma, con hibridación  $sp^3$ ) y el grafito (negro-brillante, relativamente blando, formado por láminas de átomos de carbono, unidos covalentemente por uniones sigma y pi, con hibridación  $sp^2$ ). A mediados de los años '80 se descubrió otra variedad alotrópica denominada buckminsterfullereno o  $C_{60}$ , formada por 60 carbonos unidos entre sí, formando una estructura cerrada o molécula “jaula”. Un derivado del grafito, el grafeno (constituido por una única lámina de hexágonos de carbono) está recibiendo gran atención debido a sus propiedades particulares, sobre todo para el diseño de nuevos materiales.

Más allá de estas características, el carbono tiene una cualidad que lo hace especial para su estudio, y es que, a pesar de constituir menos del 1% de la composición de la tierra, es una materia prima indispensable para la existencia de vida en el planeta, tal como la conocemos.

**Carbon (inglés)**  
**Carbono (castellano)**  
**Carbo (latín)**

6	12,01 [He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>
C	
CARBONO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Combustibles fósiles</li> <li>• Fuente de fullerenos</li> <li>• En construcción: aditivo para el acero</li> <li>• Electrónica: baterías, pantallas planas</li> <li>• Etiquetado electrónico</li> <li>• Embalaje inteligente</li> <li>• Materiales plásticos conductores</li> </ul>	

Fue descubierto por Antoine Lavoisier a mediados de 1780.

El carbono y sus compuestos se encuentran distribuidos ampliamente en la naturaleza. Se estima que el carbono constituye 0.032% de la corteza terrestre. El carbono libre se encuentra en grandes depósitos como hulla, forma amorfa del elemento con otros compuestos complejos de carbono-hidrógeno-nitrógeno. El carbono cristalino puro se halla como grafito y diamante.

Grandes cantidades de carbono se encuentran en forma de compuestos. El carbono está presente en la atmósfera en un 0.03% por volumen como dióxido de carbono. Varios minerales, como caliza, dolomita, yeso y mármol, tienen carbonatos. Todas las plantas y animales vivos están formados de compuestos orgánicos complejos en donde el carbono está combinado con hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y otros elementos. Los vestigios de plantas y animales vivos forman depósitos: de petróleo, asfalto y betún. Los depósitos de gas natural contienen compuestos formados por carbono e hidrógeno.

El grafito se encuentra en yacimientos naturales y se puede extraer, pero también se produce artificialmente. El principal productor mundial de grafito es China, India y Brasil.

Se encuentra en la naturaleza en pequeños cristales hexagonales en forma de agregados compactados, escamosos, terrosos y esféricos. El grafito frecuentemente se encuentra asociado con minerales como: cuarzo, feldespato, micas, calcita, piritita y óxidos de hierro.

Hay dos clases de grafito: Grafito natural y Grafito sintético

Primario: es esencialmente carbono producido a partir de coque de petróleo calcinado.

Secundario: (polvo y desecho) es producido en forma similar a partir de rellenos carbonosos y materiales aglomerantes.

Con el oxígeno forma tres compuestos gaseosos: monóxido de carbono, CO, dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>, y subóxido de carbono, C<sub>3</sub>O<sub>2</sub>. Los dos primeros son los más importantes desde el punto de vista industrial. El carbono forma

compuestos de fórmula general  $CX_4$  con los halógenos, donde X es flúor, cloro, bromo o yodo. A temperatura ambiente el tetrafluoruro de carbono es gas, el tetracloruro es un líquido y los otros dos compuestos son sólidos. También se conocen tetrahalogenuros de carbono mixtos. Quizá el más importante de ellos es el diclorodifluorometano,  $CCl_2F_2$  llamado freón. El descubrimiento del grafeno se les debe a los doctores Konstantin Novoselov y Andre Geim en el año 2004, ambos ganadores del Premio Nobel de Física en 2010.

Es un material nanométrico bidimensional, consistente en una sola capa de átomos de carbono fuertemente cohesionados mediante enlaces que presentan hibridación  $sp^2$  y dispuestos en una superficie uniforme, ligeramente ondulada, con una estructura semejante a la de un panal de abejas por su configuración atómica hexagonal. El grafeno es una de las formas alotrópicas del carbono, como lo son también el grafito y el diamante. Así, un milímetro de grafito contiene tres millones de capas de grafeno. El grafeno promete miles de aplicaciones en sectores muy dispares y se cree que sustituirá en la próxima década a materiales tan importantes como el silicio. El espectro de posibilidades de su aplicación es de una amplitud y versatilidad tal que inaugura una verdadera revolución tecnológica.

El principal uso industrial del carbono es como componente de hidrocarburos, especialmente los combustibles fósiles (petróleo y gas natural). Del primero se obtienen, por destilación en las refinerías, gasolinas, queroseno y aceites, siendo además la materia prima empleada en la obtención de plásticos. El segundo se está imponiendo como fuente de energía por su combustión más limpia. En el caso del carbono amorfo se añade goma para mejorar sus propiedades mecánicas. También se emplea en la formación de electrodos, como el de las baterías.

Obtenido por sublimación del grafito, es fuente de los fullerenos que pueden ser extraídos con disolventes orgánicos. También es usado en la construcción como aditivo para el acero para hacer más rígidas las estructuras y menos flexibles, hasta en los vehículos de carrera se usa fibra de carbono para poder resistir los impactos, e incluso en las sondas espaciales se usa fibra de carbono. Baterías que duran mucho y se recargan muy rápido. Han creado una batería que dura más de una semana y se recarga en 15 minutos. Pantallas de todo tipo y plegables gracias a su flexibilidad. Telas de alta resistencia. Etiquetado electrónico. Embalaje inteligente. Materiales refractarios. Para refinar y mejorar los aceros. En la fabricación de conductores en motores eléctricos y otros equipos eléctricos para aviones y submarinos. Elaboración de cepillos de carbón para motores eléctricos y electrodos.

En electrónica se emplea en nanoelectrónica, pantallas planas, memoria mecánica, sensores de gases, optoelectrónica. También como materiales compuestos reforzados, plásticos conductores.

El carbono elemental es de una toxicidad muy baja. Los datos presentados aquí de peligros para la salud están basados en la exposición al negro de carbono, no carbono elemental. La inhalación continuada de negro de carbón puede resultar en daños temporales o permanentes a los pulmones y el corazón. Se ha

encontrado pneumoconiosis en trabajadores relacionados con la producción de negro de carbón. También se ha dado parte de afecciones cutáneas tales como inflamación de los folículos pilosos, y lesiones de la mucosa bucal debidos a la exposición cutánea. El negro de carbón ha sido incluido en la lista de la Agencia Internacional de Investigación del Cáncer (AIIIC) dentro del grupo 3 (agente no clasificable con respecto a su carcinogenicidad en humanos).

**Silicon (inglés)**  
**Silicio (castellano)**  
**Silex (latín)**

<b>14</b>	<b>28,09</b> [Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>
<b>Si</b>	
<b>SILICIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Fabricación de vidrio</li> <li>• Fabricación de aleaciones más fuertes</li> <li>• Fabricación de dispositivos semiconductores como diodos, transistores, etc</li> <li>• Láseres de longitud de onda de 456nm</li> </ul>	

Es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre (25,7 % en peso) después del oxígeno. Sus orígenes se remontan cuando antaño las civilizaciones trabajaban con el cuarzo y elaboraban sus propios vidrios. Al ser tan abundante la sílice, nombre nacido de la roca pedernal, debía contener un elemento sumamente rico en la corteza terrestre; esta fue la acertada sospecha de Antoine Lavoisier, quien en 1787 fracasó en sus intentos por reducirlo a partir de su óxido.

Tiempo después, en 1808 Humphry Davy realizó sus propios intentos y le asignó al elemento su primer nombre: 'silicium', que traducido vendría a ser como 'metal de pedernal'. Es decir, el silicio para entonces era considerado un metal debido a su falta de caracterización.

Luego, en 1811 los químicos franceses Joseph L. Gay-Lussac y Louis Jacques Thénard lograron preparar silicio amorfo por vez primera. Para ello hicieron reaccionar el tetrafluoruro de silicio con potasio metálico. Sin embargo, no purificaron ni caracterizaron el producto obtenido, por lo que no concluyeron que se trataba del nuevo elemento silicium.

No fue sino hasta 1823 cuando el químico sueco Jacob Berzelius obtuvo un silicio amorfo con la suficiente pureza para reconocerlo como el silicio. El nombre fue dado en 1817 por el químico escocés Thomas Thomson al considerarlo un elemento no metálico. Berzelius llevó a cabo la reacción entre el fluorosilicato de potasio y potasio fundido para producir este silicio.

Con símbolo Si, número atómico 14 y peso atómico 28.086. El silicio es el elemento electropositivo más abundante de la corteza terrestre. Es un metaloide con marcado lustre metálico y sumamente quebradizo. Por lo general es tetravalente en sus compuestos, algunas veces es divalente y también se conocen compuestos de silicio pentacoordinados y hexacoordinados. Es netamente electropositivo en su comportamiento químico.

El silicio elemental tiene las propiedades físicas de los metaloides, parecidas a las del germanio, situado debajo de él en el grupo IV de la tabla periódica. En su forma más pura, el silicio es un semiconductor intrínseco, aunque esta propiedad se ve enormemente incrementada al introducir pequeñas cantidades de impurezas. El silicio se parece a los metales en su comportamiento químico. Es casi tan electropositivo como el estaño y mucho más positivo que el germanio o el plomo. De acuerdo con este carácter más bien metálico, forma iones tetrapositivos y diversos compuestos covalentes; aparece como un ion negativo sólo en unos pocos siliciuros y como un constituyente positivo de oxiácidos o aniones complejos.

Forma varias series de hidruros, diversos halogenuros (algunos de los cuales contienen enlaces silicio-silicio) y muchas series de compuestos que contienen oxígeno, que pueden tener propiedades iónicas o covalentes.

El silicio se encuentra en muchas formas de dióxidos y en innumerables variaciones de los silicatos naturales. Por su abundancia, el silicio excede en mucho a cualquier otro elemento, con excepción del oxígeno. Constituye el 27.72% de la corteza sólida de la Tierra, mientras que el oxígeno constituye el 46.6%, y el siguiente elemento después del silicio, el aluminio se encuentra en un 8.13%.

Se sabe que el silicio forma compuestos con 64 de los 96 elementos estables y probablemente forme siliciuros con otros 18 elementos. Además de los siliciuros metálicos, que se utilizan en grandes cantidades en metalurgia, forma compuestos importantes y de empleo frecuente con hidrógeno, carbono, los halógenos, nitrógeno, oxígeno y azufre. Además, se han preparado derivados organosilícicos de gran utilidad.

El silicio elemental crudo y sus compuestos intermetálicos se emplean como componentes de aleaciones para dar mayor resistencia al aluminio, magnesio, cobre y otros metales.

El silicio metalúrgico con pureza del 98-99% se utiliza como materia prima en la manufactura de compuestos organosilícicos y resinas de silicona, elastómeros y aceites.

Los chips de silicio se emplean en circuitos integrados. Las células fotovoltaicas para la conversión directa de energía solar en eléctrica utilizan obleas cortadas de cristales simples de silicio de grado electrónico.

El dióxido de silicio se emplea como materia prima para producir silicio elemental y carburo de silicio. Los cristales grandes de silicio se utilizan para cristales piezoeléctricos.

Las arenas de cuarzo fundido se transforman en vidrios de silicio que se usan en los laboratorios y plantas químicas, así como en aislantes eléctricos. Se emplea una dispersión coloidal de silicio en agua como agente de recubrimiento y como ingrediente de ciertos esmaltes.

**Germanium (inglés)**  
**Germanio (castellano)**  
**Germanium (latín)**

<p><b>32</b></p> <p><b>Ge</b></p>	<p>72,64 [Ar]3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup>4p<sup>2</sup></p>
<p><b>GERMANIO</b></p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Componente de la fibra óptica</li> <li>• Fabricación de radares y amplificadores de guitarras</li> <li>• Fabricación de espectroscopios y sistemas de visión</li> <li>• Aditivo para endurecer aleaciones de aluminio, magnesio y estaño</li> </ul>	

Las propiedades del germanio fueron predichas en 1871 por Mendeleev en función de su posición en la tabla periódica, elemento al que llamó eka-silicio. El alemán Clemens Winkler demostró en 1886 la existencia de este elemento, descubrimiento que sirvió para confirmar la validez de la tabla periódica, habida cuenta de las similitudes entre las propiedades predichas y las observadas.

El germanio se obtiene de yacimientos de plata, zinc y cobre. Los únicos minerales rentables para la extracción del germanio son la germanita (69% de Ge) y garnierita (7-8% de Ge); además está presente en el carbón, la argirodita y otros minerales. La mayor cantidad, en forma de óxido (GeO<sub>2</sub>), se obtiene como subproducto de la obtención del zinc o de procesos de combustión de carbón (en Rusia y China se encuentra el proceso en desarrollo).

El germanio es el elemento químico número 32, su símbolo Ge y pertenece al período 4 de la tabla periódica de los elementos. Es un semimetal, de color blanco grisáceo lustroso, quebradizo, que conserva el brillo a temperaturas ordinarias. Presenta la misma estructura cristalina que el diamante y resiste a los ácidos y álcalis.

Forma gran número de compuestos organometálicos y es un importante material semiconductor utilizado en transistores y fotodetectores. A diferencia de la mayoría de semiconductores, el germanio tiene una pequeña banda prohibida (band gap) por lo que responde de forma eficaz a la radiación infrarroja y puede usarse en amplificadores de baja intensidad. Las aplicaciones del germanio se ven limitadas por su elevado costo y en muchos casos se investiga su sustitución por materiales más económicos.

El desarrollo de los transistores de germanio abrió la puerta a numerosas aplicaciones electrónicas que hoy son cotidianas. Entre 1950 y a principios de los 70, la electrónica constituyó el grueso de la creciente demanda de germanio hasta que empezó a sustituirse por el silicio por sus superiores propiedades eléctricas. Actualmente la gran parte del consumo se destina a fibra óptica (cerca de la mitad), equipos de visión nocturna y catálisis en la polimerización de plásticos, aunque se investiga su sustitución por catalizadores más económicos. En el

futuro es posible que se extiendan las aplicaciones electrónicas de las aleaciones silicio-germanio en sustitución del arseniuro de galio especialmente en las telecomunicaciones sin cable. Además, se investigan sus propiedades bactericidas ya que su toxicidad para los mamíferos es escasa.

Algunas aplicaciones del germanio son:

- Fibra óptica
- En electrónica: radares y amplificadores de guitarras eléctricas usados para recrear sonidos de la primera época del rock and roll; aleaciones de Germanato de Silicio (SiGe) en circuitos integrados de alta velocidad. También se utilizan compuestos sandwich Si/Ge para aumentar la movilidad de los electrones en el silicio (stretched silicon).
- Óptica de infrarrojos: Espectroscopios, sistemas de visión nocturna y otros equipos.
- Lentes, con alto índice de refracción, de ángulo ancho y para microscopios.
- En joyería se usa la aleación Au con 12% de germanio.
- Como elemento endurecedor del aluminio, magnesio y estaño.
- Quimioterapia.

**Tin (inglés)**  
**Estaño (castellano)**  
**Stannum (latín)**

<p>50</p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Sn</p>	<p>118,71</p> <p>[Kr]4d<sup>10</sup>5s<sup>2</sup>5p<sup>2</sup></p>
<p><b>ESTAÑO</b></p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Soldadura blanca (aleación con plomo)</li> <li>• Disminuir la fragilidad en vidrio</li> <li>• Hacer aleaciones con cobre (bronce)</li> <li>• Para recubrir acero y evitar su oxidación</li> </ul>	

Descubierto en 1854 por Julius Pelegrin. El uso del estaño comenzó en el Cercano Oriente y los Balcanes alrededor del 2000 a. d.C., utilizándose en aleación con el cobre para producir un nuevo material, el bronce, dando así origen a la denominada Edad de Bronce. La importancia de la nueva aleación, con la que se fabricaban armas y herramientas más eficaces que las de piedra o de hueso habidas hasta entonces, originó durante toda la Antigüedad un intenso comercio a largas distancias con las zonas donde existían yacimientos de estaño.

El estaño es un elemento químico de símbolo Sn (del latín stannum) y número atómico 50. Está situado en el grupo 14 de la tabla periódica de los elementos. Se conocen 10 isótopos estables. Es un metal blanco, maleable, que se oxida fácilmente, a temperatura ambiente, cambiando de color a un gris más opaco, y es resistente a la corrosión. Se encuentra en muchas aleaciones y se usa para recubrir otros metales protegiéndolos de la corrosión. El estaño puro tiene dos variantes alotrópicas: el estaño gris, polvo no metálico, semiconductor, de estructura cúbica y estable a temperaturas inferiores a 13,2 °C, que es muy frágil y tiene un peso específico más bajo que el blanco; y el estaño blanco, el normal, metálico, conductor eléctrico, de estructura tetragonal y estable a temperaturas por encima de 13,2 °C.

El estaño se obtiene del mineral casiterita donde se presenta como óxido (óxido de estaño (IV) o dióxido de estaño). Dicho mineral se muele y se enriquece en dióxido de estaño por flotación, después se tuesta y se calienta con coque en un horno de reverbero con lo cual se obtiene el metal.

Las aleaciones con base de estaño, también conocidas como metales blancos, generalmente contienen cobre, antimonio y plomo. Estas aleaciones tienen diferentes propiedades mecánicas, dependiendo de su composición.

Algunas aleaciones de estaño, cobre y antimonio son utilizadas como materiales antifricción en cojinetes, por su baja resistencia de cizalladura y su reducida adherencia.

El estaño se utiliza en el revestimiento de acero para protegerlo de la corrosión. La hojalata, acero estañado, sigue siendo un material importante en la industria conservera y destino de aproximadamente la mitad del estaño metálico producido en el mundo, aunque está siendo desplazado por el aluminio. La segunda aplicación en importancia es la soldadura blanda de tuberías y circuitos eléctricos y electrónicos.

También se emplea en el proceso float de Pilkington para la fabricación de vidrio en el que éste flota durante su lenta solidificación sobre un lecho de estaño fundido.

El papel de estaño, como el de aluminio, se usa para envolver y conservar alimentos y drogas. El compuesto de estaño-niobio,  $Nb_3Sn$ , se utiliza comercialmente en la fabricación de hilos para imanes superconductores por su elevada temperatura crítica (18 K) y campo magnético crítico (25 T), lo que permite sustituir dispositivos convencionales de varias toneladas de peso por imanes de un par de kilogramos.

La sal más importante es el cloruro de estaño (II) (estannoso) usado como agente reductor y mordiente en el tintado de telas de algodón y lanas y en diversos procedimientos analíticos como, por ejemplo, la determinación del mercurio en la orina.

**Lead (inglés)**  
**Plomo (castellano)**  
**Plumbum (latín)**

82	207,19 [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>2</sup>
Pb	
PLOMO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Recubrimiento de cables ópticos de audio y video</li> <li>• Masa de artículos balísticos</li> <li>• Insecticidas</li> <li>• Detonadores de explosivos de alto rendimiento</li> <li>• Recubrimientos anti radiación</li> </ul>	

Es imposible determinar la fecha exacta del descubrimiento del plomo, se sabe que su uso data de hace 5000 a 7000 años, cuando se empleaba en esmaltes de cerámica, objetos metálicos y medicinas en el antiguo Egipto y China. El uso de plomo también tiene un lugar especial en la historia del Imperio Romano, donde se utilizó para fabricar pipas, utensilios domésticos, joyas, monedas, armamento y equipo de escritura. Existe evidencia histórica que sugiere que se usó plomo para endulzar el vino y otros alimentos. También se ha sugerido que el plomo causó el declive del Imperio Romano, cuyos gobernantes posteriores mostraron síntomas de envenenamiento por plomo. La hipótesis está respaldada por las elevadas concentraciones de plomo encontradas en los huesos de la nobleza romana. De igual manera, se han descubierto extensos artefactos hechos con plomo tales como utensilios de cocina, armas, joyas, así como pigmentos a base de plomo en arqueología en distintas civilizaciones.

El plomo es un elemento metálico, blando, maleable y dúctil. Tiene baja resistencia a la tracción y es un mal conductor de electricidad. Una superficie recién cortada tiene un brillo plateado brillante, que rápidamente se convierte en el color gris azulado característico del metal. Es muy resistente a la corrosión y presenta una baja reactividad debido a la formación de una fina capa protectora de compuestos insolubles, como óxidos, sulfatos y carbonatos.

El Pb se distribuye ampliamente en todo el mundo, pero el plomo elemental rara vez se encuentra en la naturaleza. El plomo está presente en minerales como galena (PbS), anglesita (PbSO<sub>4</sub>), cerusita (PbCO<sub>3</sub>), minio (Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub>) y otros minerales. De todos estos, la galena es la fuente más importante de Pb. El plomo también se acumula con Zn y Cd, Fe y otros metales en depósitos minerales. El plomo ocupa el puesto 36 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre.

Actualmente, el uso más significativo del plomo se encuentra en las baterías de plomo-ácido que se utilizan en aplicaciones móviles. Las reacciones en

la batería entre el plomo, el dióxido de plomo y el ácido sulfúrico proporcionan una fuente confiable de voltaje.

La alta densidad del plomo lo hace útil como escudo contra los rayos X y la radiación de rayos gamma, por esta razón se lo utiliza en máquinas de rayos X y reactores nucleares. El plomo también se emplea como recubrimiento de algunos alambres y cables submarinos para protegerlos de la corrosión y en la fabricación de armamento. Otras aplicaciones importantes incluyen contrapesos, abrazaderas de batería y otros productos de fundición como cojinetes, balasto, juntas y láminas.

Este metal es muy eficaz como absorbente de sonido y se lo suele emplear para absorber vibraciones. El plomo blanco, el carbonato básico, el plomo blanco sublimado, el amarillo de cromo y otros compuestos de plomo se han utilizado ampliamente en la composición de las pinturas, aunque en los últimos años el uso de plomo en estas ha cesado drásticamente debido a los peligros que el mismo genera sobre la salud de los seres vivos.

El óxido de plomo se utiliza en la producción de vidrio conocido como cristal fino y en la producción de vidrio de sílex, el cual tiene un alto índice de refracción y empleado en lentes acromáticas.

El plomo en forma de arseniato de plomo  $Pb_3(AsO_4)_2$  se ha utilizado como insecticida especialmente eficaz para insectos con exoesqueleto, tales como langostas y cucarachas, pero su empleo en los últimos años prácticamente ha desaparecido en favor de compuestos orgánicos menos nocivos.

El plomo es comúnmente usado para recubrir cables ópticos de audio y video ya que sirve como aislante perfecto debido a que es muy dúctil, en su mayoría es aplicado en cables de televisión, teléfono e internet.

También es utilizado en la síntesis de plásticos resistentes al calor como el policloruro de vinilo ( $C_2H_3Cl$ ).

Otro uso que presenta el Pb es en el recubrimiento de baterías como aislante contra la corrosión en su forma de tetróxido de plomo ( $Pb_3O_4$ )

Se emplea en la industria de bélica y de construcción. Los detonadores de explosivos de alto rendimiento comúnmente están formados por Azida de plomo ( $Pb(N_3)_2$ ).

El plomo es un metal tóxico y no esencial, el ciclo biogeoquímico se ve afectado por la actividad humana en mayor grado que los de cualquier otro elemento. Durante su producción, uso, reciclaje y eliminación, el plomo ingresa al medio ambiente. Las estimaciones de las emisiones de fuentes individuales de plomo indican que la atmósfera es el principal receptor inicial y que las contribuciones de las fuentes antropogénicas son al menos de uno o dos órdenes de magnitud mayores que las fuentes naturales. El plomo se presenta en la atmósfera como partículas finas, generadas principalmente por fuentes antropogénicas de alta temperatura. El transporte atmosférico y la deposición de plomo en el aire aumentan los niveles de plomo en los suelos, las aguas superficiales y la cadena alimentaria.

El plomo no es biodegradable, no desaparece y solo se acumula dónde queda depositado. Este elemento no proporciona ningún beneficio biológico conocido a los seres humanos, en cambio su efecto resulta nocivo, con consecuencias plenamente determinadas y estudiadas. El plomo puede acumularse en el cuerpo durante décadas y se almacena en los huesos, donde queda retenido más del 95% de plomo, actuando como un reservorio. La vida media del plomo circulante en sangre es de aproximadamente un mes.

**Flerovium (inglés)**  
**Flerovio (castellano)**  
**Flerovium (latín)**

<b>114</b>	<b>289</b> [Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup> 7p <sup>2</sup>
<b>Fl</b>	
<b>FLEROVIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1999</li> <li>• Su nombre es en honor a Gueorgui Fliórov</li> <li>• Tiempo de vida media: 2,6 s</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

Este elemento fue descubierto en 1999 por científicos del Instituto Conjunto para la Investigación Nuclear de Dubná en Rusia al bombardear un blanco de Pu-244 con iones de Ca-48. Al momento del descubrimiento fue llamado Ununquadio (Uuq) pero en 2012 se realizó una propuesta de nombrarlo flerovium en honor a Gueorgui Fliórov, un físico eminente del instituto de investigación.

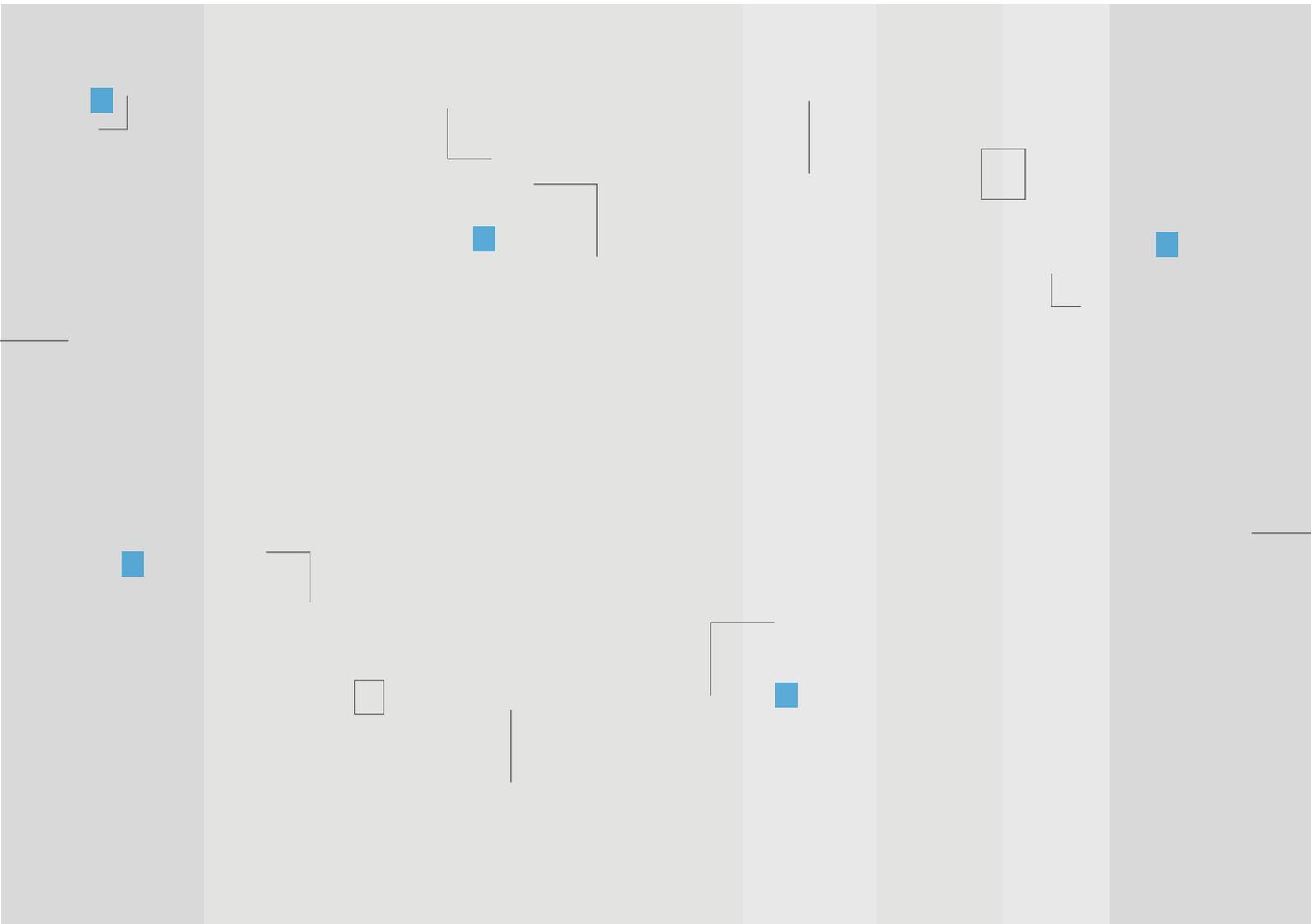
El flerovio es un elemento transactínido y radiactivo que no tiene presencia o generación en la naturaleza y por lo tanto su producción es solo en laboratorios y de manera sintética, habiéndose generado y creado solo unos pocos átomos del elemento. Y así, como con otros elementos similares sintéticos, se sabe muy poco acerca de sus características y composición.

Se clasifica como un metal y es probable que sea sólido a temperatura ambiente. Se sugiere que el flerovio sea parte de la "isla de estabilidad" teorizada. Se predice que ocurrirá alrededor del elemento 114, una isla de estabilidad donde los protones y los neutrones se combinarían para formar una estructura estable.

El peso atómico de los elementos transuránicos artificiales se basa en el isótopo de mayor duración. Estos pesos atómicos deben considerarse provisionales ya que en el futuro podría producirse un nuevo isótopo con una vida media más larga. El Flerovio tiene cinco isótopos con vida media conocida, el mayor tiempo es del orden de los 20 seg. Esta es la razón por la que no se considera dañino para el ambiente.

# Capítulo 05.

Grupo VA



## Grupo VA

Al grupo 15 de la tabla periódica que originariamente fue denominado Grupo VA también se lo suele llamar “la familia del nitrógeno”, debido a que este elemento es el que lo encabeza por tener menor número atómico y ser el más liviano del grupo.

Hasta el año 2015, el Grupo VA estuvo formado por 5 elementos naturales: el nitrógeno (N), el fósforo (P), el arsénico (As), el antimonio (Sb) y el bismuto (Bi). Actualmente, se reconoce la existencia de un sexto elemento (sintético) del grupo con número atómico 115 y que se denomina moscovio (Mc) en honor a Moscú que es donde se sintetizó por primera vez. Se conocen muy pocas características de este elemento ya que su tiempo de vida es de 0,65 segundos.

Los elementos que pertenecen a este grupo tienen como configuración electrónica externa:  $ns^2np^3$ , sin presentar niveles internos incompletos, en consecuencia, tienden a formar enlaces covalentes. El carácter metálico aumenta considerablemente a medida que se desciende en el grupo (aumenta el nivel electrónico), siendo el nitrógeno y el fósforo no-metales, el arsénico y el antimonio semimetales y el bismuto un metal. El estado de oxidación más habitual es el +3 y el +5 a excepción del nitrógeno que también presenta números de oxidación +1, +2 y +4. Para alcanzar la configuración del gas noble correspondiente tienen la posibilidad de ganar 3 electrones y entonces presentan el estado de oxidación -3, en este último caso, los compuestos que se forman descienden en estabilidad a medida que crece el número atómico y se denominan amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), fosfina ( $\text{PH}_3$ ), arsina ( $\text{AsH}_3$ ) y estibina ( $\text{SbH}_3$ ).

Como elementos el nitrógeno aparece en estado natural como un gas diatómico ( $\text{N}_2$ ) inerte que constituye el 78% del volumen de la atmósfera en la tierra. El resto de los elementos son sólidos y presentan diferentes variedades alotrópicas como: fósforo blanco, rojo, negro; arsénico gris, amarillo y antimonio gris, amarillo.

El nitrógeno y el fósforo forman parte de las biomoléculas y son elementos esenciales para la vida. No así el resto de los elementos del grupo entre los cuales se encuentra el arsénico cuya presencia geológica en forma de arseniatos da características particulares al suelo argentino.

**Nitrogen (inglés)**  
**Nitrógeno (castellano)**  
**Nitrogenium (latín)**

<b>7</b>	<b>14,00</b> [He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
<b>N</b>	
<b>NITRÓGENO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Obtención de NH<sub>3</sub> y HNO<sub>3</sub></li> <li>• Producción de fertilizantes</li> <li>• Se utiliza para prevenir la oxidación</li> <li>• Elemento de seguridad en tanques de almacenamiento de petróleo y gas</li> <li>• Preservación de alimentos y bebidas</li> </ul>	

El Nitrógeno es el elemento representado por la letra N. Su nombre deriva del vocablo latino “*nitrum*” (que solía utilizarse para designar en forma vaga a compuestos de sodio y potasio que contienen nitrógeno) y la raíz griega “*gen*” (generar), por lo que se podría interpretar como “generador de salitre”. Su nombre definitivo se atribuye al médico e industrial francés Jean Chaptal, quién al descubrir su relación con el ácido nítrico le dio el nombre de nitrógeno en 1790.

En francés se lo conoce con el nombre de “*azote*” (del griego “*azótikos*”, sin vida), bautizado de esa forma en 1777 por ser un gas asfixiante por Antoine Lavoisier (1743-1794); quien fue biólogo, químico y economista francés, reconocido como creador de la química moderna. Esta raíz en el nombre del nitrógeno se puede encontrar en algunos idiomas, como el italiano (*azoto*) o ruso (*azot*), tanto como en algunos compuestos derivados del nitrógeno como los colorantes *diazoicos*, hidrazinas sustituidas, azidas y algunos heterociclos nitrogenados (*tetrazol*, *triazol*, *imidazol*, etc).

Si bien las sales de nitrógeno fueron utilizadas por el hombre desde hace siglos, por ejemplo, por los egipcios bajo su forma de cloruro de amonio (lo fabricaban calentando una mezcla de estiércol, orina y sal y fue conocido posteriormente por los alquimistas como “*sal de amoníaco*”), en su forma de sustancia simple, no fue sino hasta 1772 cuando un joven estudiante escocés, Daniel Rutherford, descubrió la presencia del nitrógeno en la atmósfera y sugirió que podría ser un elemento. Si bien el nitrógeno también fue estudiado por Carl Sheele, Henry Cavendish y Joseph Priestley casi en forma simultánea, su descubrimiento se atribuye a Rutherford.

El número atómico del Nitrógeno es el 7, y en la Tabla periódica se ubica en el Período 2, siendo el elemento más liviano del Grupo 15. Es un gas inodoro e incoloro. El nitrógeno natural está conformado por dos isótopos, <sup>14</sup>N y <sup>15</sup>N, en abundancia relativa de 99.635 a 0.365. Otros isótopos (<sup>12</sup>N, <sup>13</sup>N, <sup>16</sup>N y <sup>17</sup>N) pueden producirse por reacciones nucleares y son radioactivos. Normalmente se obtiene como un subproducto de la producción de O<sub>2</sub> por destilación fraccionada

del aire líquido. Tiene un punto de fusión de 54.2 K (-218,8 °C) y su punto de ebullición es de 77.2 K (195,8 °C). La obtención de nitrógeno líquido se produjo por primera vez en 1883 por los físicos polacos Zygmunt Wróblewski y Karol Olszewski.

En la naturaleza se lo puede encontrar como molécula diatómica ( $N_2$ ), siendo el elemento no combinado más abundante. Es el componente mayoritario de la atmósfera de la tierra, con una composición del 78% en volumen aproximadamente. Este elemento también se encuentra en la corteza, aunque en menor proporción, combinado con oxígeno y/o hidrógeno, formando sustancias compuestas.

Desde el punto de vista de la vida en la Tierra es un elemento sumamente importante, ya que forma parte de los aminoácidos que conforman las proteínas, como así también los nucleótidos que forman parte del ADN y del ARN, además de participar en la transferencia de energía en procesos biológicos (ATP, ADP, AMP).

El Nitrógeno molecular, al ser un gas inerte, se utiliza para prevenir tanto la combustión (oxidación rápida) como la oxidación lenta. Esta inercia frente a la combustión permite utilizarlos como agentes extintores de llama. También es de gran importancia en la industria alimentaria, donde se lo utiliza en diferentes etapas de la producción, manipulación y envasado de alimentos y bebidas, ya que además de ser inerte, es incoloro e inodoro. Se lo emplea para desplazar o sustituir el aire con el objeto de reducir el riesgo de deterioro de las propiedades del producto final, como, por ejemplo, la rancidez. La industria del petróleo y gas lo utiliza para la inertización de tanques de almacenamiento.

La descomposición de azida de sodio ( $NaN_3$ ) produce, lo que genera un drástico aumento del volumen del sistema. Por este motivo se utiliza dicha sal para el inflado de los airbags en los automóviles.

En electrónica se lo emplea para la fabricación de diodos y transistores. En la industria química tiene usos relacionados con distintos métodos aplicados en la metalurgia como recocido, temple y sinterizado. Por ejemplo, el reemplazo de cierta proporción de carbono por nitrógeno en aceros inoxidable, aumenta la fuerza, la dureza y la resistencia a la corrosión. El  $N_2$  de alta pureza se utiliza en laboratorios como gas portador, por ejemplo, en instrumentos de cromatografía de gases. También se utiliza para análisis químicos, espectrómetros y analizadores térmicos.

En su forma líquida, se lo suele utilizar como agente criogénico, para refrigerar imanes superconductores (aparatos de RMN) y microprocesadores, pero también se utiliza en crioterapia (para la eliminación de quistes o verrugas) y criopreservación de tejidos, sangre, órganos, células, etc.

Dos de los compuestos del nitrógeno industrialmente importantes son el amoníaco ( $NH_3$ ) y el ácido nítrico ( $HNO_3$ ).

$NH_3$ , Amoniaco: es un gas incoloro, de olor punzante, corrosivo y peligroso, sobre todo cuando está concentrado. Se utiliza para la preparación de

fertilizantes nitrogenados (en forma de urea o sales), agentes de limpieza, mercerización de textiles, agente refrigerante y como precursor en la síntesis del ácido nítrico.

$\text{HNO}_3$ , Ácido Nítrico: Tiene gran importancia industrial, se utiliza como materia prima de explosivos, fertilizantes nitrogenados, pinturas, lacas, colorantes, plásticos y disolventes nitrados, entre otros. Además, se emplea en tratamientos para el acondicionamiento de superficies metálicas, como agente decapante.

Otros compuestos de importancia son: la Hidrazina, ( $\text{NH}_2\text{NH}_2$ ) se la utiliza como combustible para cohetes. El Óxido Nitroso ( $\text{N}_2\text{O}$ ), se usa en reacciones de combustión que requieren altas temperaturas y como agente anestésico. El monóxido de nitrógeno ( $\text{NO}$ ) y el dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ) son considerados contaminantes atmosféricos primarios. La ingeniería ambiental busca minimizar su impacto en la atmósfera.

**Phosphorus (inglés)**  
**Fósforo (castellano)**  
**Phosphorus (latín)**

<p><b>15</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">P</p>	<p>30,97 [Ne]3s<sup>2</sup>3p<sup>3</sup></p>
FÓSFORO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Producción de acero</li> <li>• Extracción de uranio (proceso Purex)</li> <li>• Calderas y torres de refrigeración: prevención de formación de incrustaciones de carbonato de calcio.</li> <li>• Pirotecnia, cerillas (fósforos ordinarios y de seguridad)</li> </ul>	

El fósforo es el elemento número 15 y se representa con la letra P. Fue aislado por primera vez en 1669 por el comerciante y alquimista alemán Henning Brand en su intento por obtener la legendaria piedra filosofal mientras trabajaba en la destilación de algunas sales al evaporar la orina. Durante este proceso produjo un material blanco que brillaba en la oscuridad y ardía intensamente. La orina constituyó la materia prima para la obtención de fósforo durante más de un siglo, hasta que en 1771 Carl Wilhelm Scheele encontró un método para extraerlo de los huesos calcinados. Su nombre procede del griego *phosphoros* que significa *productor de luz*.

El fósforo se presenta en distintas variedades alotrópicas que difieren bastante en sus propiedades. Las dos variedades más importantes son el fósforo rojo y el fósforo blanco. El fósforo blanco es un sólido blando y translúcido que consiste en moléculas tetraédricas de P<sub>4</sub>, en las que cada átomo está unido a otros tres por un enlace simple. No se disuelve en el agua ni en el alcohol, pero es soluble en solventes no polares como sulfuro de carbono, benceno o aceites vegetales. Tanto el sólido como sus vapores son muy venenosos. El fósforo blanco es muy activo y se combina con la mayor parte de los elementos. Arde en el oxígeno con una llama blanca muy brillante produciendo nubes de óxido de fósforo (V) sólido. Aproximadamente a 50°C se produce su inflamación. Expuesto al aire se oxida lentamente y produce el fenómeno de la fosforescencia, que se observa en la oscuridad. Dado que esta reacción es extremadamente exotérmica es posible que suceda la inflamación espontánea del fósforo blanco, por lo que suele guardarse bajo el agua.

El fósforo rojo se puede formar calentando el fósforo blanco a 300°C en ausencia de aire o exponiendo el fósforo blanco a la luz solar. Originalmente forma una red amorfa, aunque puede cristalizar tras un calentamiento adicional. El fósforo rojo no se enciende en el aire a temperaturas inferiores a 240°C. No se disuelve en los mismos disolventes que el fósforo blanco, no produce fosforescencia y no resulta venenoso cuando se encuentra puro. El fósforo rojo es menos

reactivo que el blanco, y no se oxida fácilmente con el aire. Otros alótropos del fósforo son el fósforo negro y el fósforo violeta o monoclinico.

La mayoría de los compuestos fosforados son trivalentes o pentavalentes. El fósforo se combina fácilmente con el oxígeno para formar óxidos, de los que son más importantes el trióxido de fósforo ( $P_2O_3$ ) y el pentóxido de fósforo ( $P_2O_5$ ). El trióxido de fósforo es un sólido cristalino blanco delicuescente y se utiliza como agente reductor. El pentóxido de fósforo es un sólido amorfo blanco delicuescente que sublima a  $250^\circ\text{C}$ . Reacciona con el agua para formar ácido fosfórico y se usa como agente desecante. El fósforo también forma hidruros con el hidrógeno como el hidruro de fósforo o fosfina ( $PH_3$ ). Todos los halógenos se combinan directamente con el fósforo para formar haluros que se usan en la preparación de hidrácidos compuestos orgánicos.

Los usos del fósforo son extremadamente diversos. Los compuestos comerciales más importantes del fósforo son el ácido fosfórico y sus sales, llamadas fosfatos. La mayoría de los compuestos fosforados se usan como fertilizantes, así como también en la fabricación de pesticidas, aditivos alimentarios y dentífricos entre otras aplicaciones. El fósforo blanco se usa en la elaboración de veneno para las ratas, insecticidas y en la industria pirotécnica, mientras que el fósforo rojo se utiliza en la fabricación de cerillas. En calderas y torres de refrigeración, los tratamientos químicos con fosfatos y fosfonatos se utilizan para prevenir la formación de incrustaciones de carbonato de calcio y la corrosión.

El fósforo también tiene un rol central en los procesos biológicos. Los fosfatos reaccionan con el calcio y los iones hidroxilo para formar hidroxiapatita, un mineral y material biológico que constituye alrededor del 60-70 % del peso seco del tejido óseo. El fósforo también forma parte de varias biomoléculas esenciales como el ADN o el ATP.

**Arsenic (inglés)**  
**Arsénico (catellano)**  
**Arsenicum (latín)**

<p><b>33</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">As</p>	<p>74,92 [Ar]3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup>4p<sup>3</sup></p>
<b>ARSÉNICO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Fortalecimiento de las aleaciones de cobre y plomo</li> <li>• En semiconductores y para la preparación de láseres</li> <li>• Fabricación de perdigones</li> <li>• Eliminación de impurezas</li> <li>• Colorante (fuegos artificiales y pintura)</li> </ul>	

El arsénico es el elemento número 33 y se representa con la sigla As. Los sulfuros y óxidos de arsénico se conocen y se han utilizado desde la antigüedad, y la primera descripción de su obtención y aislamiento fue realizada por el químico persa Jabir ibn Hayyan antes del año 815 d.C. Más tarde, en 1250, Albertus Magnus aisló el elemento de un compuesto calentando jabón junto con trisulfuro de arsénico. Su nombre deriva del término persa para referirse al oropiente, nombre tradicional de trisulfuro de arsénico, As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>. En la naturaleza puede encontrarse en forma elemental, aunque la forma más abundante es como sulfuros en una gran variedad de minerales que contienen cobre, plomo, hierro, níquel, cobalto y otros metales. El arsénico cuenta con varios alótropos. Los tres más comunes son el arsénico gris, el amarillo y el negro, siendo el gris el más común de todos. El arsénico gris es un semimetal de estructura cristalina romboédrica, pero puede convertirse en semiconductor si se vuelve amorfo.

La toxicidad de los compuestos de arsénicos también es bien conocida desde la antigüedad, lo que le ha ganado cierto reconocimiento como uno de los elementos más peligrosos y con peor reputación de la tabla periódica. Como los síntomas de la intoxicación por arsénico no son muy específicos, se lo ha utilizado con frecuencia como veneno hasta bien entrado el siglo XIX, recibiendo nombres como el "veneno de reyes" o "rey de venenos". En la actualidad, su presencia en las aguas subterráneas representa una problemática seria para varios países, considerándose una de las diez sustancias más peligrosas para la salud humana. Sin embargo, a pesar de su toxicidad para los humanos el arsénico cuenta con diversos usos y aplicaciones productivas. El uso principal del arsénico elemental es el fortalecimiento de las aleaciones de cobre y plomo para las baterías de los automóviles. El arseniuro de galio (GaAs) se usa en semiconductores y en la fabricación de láseres. El sulfuro de arsénico se utiliza como colorante en los fuegos artificiales y la pintura. El óxido de arsénico se utiliza para tratar la leucemia promielocítica aguda. El <sup>74</sup>As es un isótopo que se utiliza para la localización de tumores en el cuerpo. También se utiliza en numerosos pesticidas, herbicidas e insecticidas, para endurecer el plomo en la fabricación de perdigones o en la industria del vidrio para eliminar el color verde que producen las impurezas de los compuestos de hierro.

**Antimony (inglés)**  
**Antimonio (castellano)**  
**Stibium (latín)**

<p><b>51</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Sb</p>	<p>121,75</p> <p>[Kr]4d<sup>10</sup>5s<sup>2</sup>5p<sup>3</sup></p>
<p><b>ANTIMONIO</b></p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Componente de soldaduras suaves</li> <li>• Fabricación de materiales resistentes al fuego, vidrios, pinturas y cerámicas</li> <li>• Semiconductores, detectores infrarrojos y diodos</li> <li>• Aleaciones (baterías, municiones, etc)</li> <li>• Revestimientos para ciertos cables</li> <li>• Catalizador (SbCl<sub>3</sub>)</li> </ul>	

El antimonio es el elemento número 51 y se representa con la sigla Sn. Se conoce desde la antigüedad sin que se registre una fecha ni autor claro del descubrimiento. Diversos estudios arqueológicos indican que el antimonio y sus sulfuros han sido utilizados por los seres humanos al menos desde hace 6 milenios. Aunque existen diversas versiones con respecto al origen del nombre, la más difundida indica que el antimonio deriva de la palabra griega *anti-monos*, que significa "no solo". Esto puede referirse al hecho de que el elemento nunca se encuentra puro en la naturaleza, sino que siempre está combinado con metales más pesados, como el plomo. El símbolo del elemento proviene del término *stibium*, la palabra latina para *kohl*, una forma de maquillaje de ojos. El antimonio no es un elemento abundante en la naturaleza. Se conocen cuatro alótropos de antimonio: una forma semimetálica estable y tres formas metaestables (explosiva, negra y amarilla). En su forma semimetálica es bastante quebradizo, posee un color blanco azulado brillante y su apariencia es escamosa. El óxido de antimonio, Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, es un polvo fino que retarda la combustión cuando se adiciona a materiales plásticos y telas. En general se obtiene fundiendo el mineral de nombre estibina para concentrar el sulfuro de antimonio, Sb<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, que luego se puede tostar para producir Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. A su vez, este compuesto se puede reducir con carbón para producir el antimonio elemental.

En su forma pura se usa en la fabricación de dispositivos semiconductores, detectores infrarrojos y diodos. También es usado en la formación de aleaciones con metales como el plomo, para la fabricación de baterías, municiones, armas, materiales de baja fricción, revestimientos para diversos tipos de cables, tipos de imprenta, cojinetes, rodamientos y muchos otros productos industriales. El Sb<sub>2</sub>S<sub>3</sub> se emplea en la obtención de antimonio para preparar la masa inflamable de las cerillas, en la fabricación de vidrios coloreados, barnices y en pirotecnia. El cloruro de antimonio, SbCl<sub>3</sub>, se usa como catalizador.

La mayoría de los compuestos del antimonio son tóxicos. También produce gases tóxicos al estar en contacto con ácidos concentrados. La exposición por

largos períodos al antimonio puede ocasionar problemas respiratorios, estomacales y del corazón. Puede ser liberado al ambiente por fuentes naturales e industriales, contaminando el agua subterránea y la cadena trófica, por lo que las regulaciones ambientales han sugerido sustituirlo por otros elementos, como el tungsteno, en aquellas aplicaciones que así lo permiten.

**Bismuth (inglés)**  
**Bismuto (castellano)**  
**Bismuthum (latín)**

<p><b>83</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Bi</p>	<p>208,98</p> <p>[Xe]4f<sup>14</sup>5d<sup>10</sup>6s<sup>2</sup>6p<sup>3</sup></p>
<p><b>BISMUTO</b></p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Elaboración de compuestos para tratar malestares estomacales</li> <li>• Fabricación de dispositivos microelectrónicos</li> <li>• Aleaciones de bajo punto de fusión</li> </ul>	

El bismuto es un elemento químico con el símbolo Bi y número atómico 83. Es un metal pentavalente y uno de los pnictógenos con propiedades químicas que se asemejan a su grupo más ligero 15. El bismuto elemental puede ocurrir naturalmente, aunque su sulfuro y óxido forman importantes minerales comerciales. El elemento libre es un 86% más denso que el plomo. El bismuto es un metal quebradizo con un tono blanco, rosa plateado, a menudo con un deslustre de óxido iridiscente que muestra muchos colores del amarillo al azul. La estructura en espiral escalonada de los cristales de bismuto es el resultado de una mayor tasa de crecimiento alrededor de los bordes exteriores que en los bordes interiores. Las variaciones en el grosor de la capa de óxido que se forma en la superficie del cristal lo cual provocan diferentes longitudes de onda de luz interfieran en la reflexión, mostrando así un arco iris de colores. Cuando se quema en oxígeno, el bismuto se quema con una llama azul y su óxido forma vapores amarillos. Su toxicidad es mucho menor que la de sus vecinos de la tabla periódica, como el plomo, el antimonio y el polonio.

El metal bismuto se conoce desde la antigüedad, aunque a menudo se confundía con el plomo y el estaño, que comparten algunas propiedades físicas. La etimología es incierta, pero posiblemente proviene de las palabras alemanas *weiße Masse* o *Wismuth* ("masa blanca"), traducidas a mediados del siglo XVI al nuevo latín *bisemutum* o *bisemutium*.

El bismuto tiene pocas aplicaciones comerciales, y aquellas aplicaciones que lo usan generalmente requieren pequeñas cantidades en comparación con otras materias primas. En los Estados Unidos, por ejemplo, se consumieron 733 toneladas de bismuto en 2016, de las cuales el 70% se destinó a productos químicos (incluidos productos farmacéuticos, pigmentos y cosméticos) y el 11% a aleaciones de bismuto.

Algunos fabricantes usan bismuto como sustituto en equipos para sistemas de agua potable, como válvulas, para cumplir con los mandatos "libres de plomo" en los EE. UU. (desde el 2014). Esta es una aplicación bastante grande, ya que cubre toda la construcción de edificios residenciales y comerciales. A principios de la década de 1990, los investigadores comenzaron a evaluar el bismuto como un reemplazo no tóxico del plomo en varias aplicaciones.

**Moscovium (inglés)**  
**Moscovio (castellano)**  
**Moscovium (latín)**

<b>115</b>	<b>288</b>
	[Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup> 7p <sup>3</sup>
<b>Mc</b>	
<b>MOSCOVIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 2015</li> <li>• Su nombre es en honor a en honor a la ciudad de Moscú</li> <li>• Tiempo de vida media: 0,65 s</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

Su nombre es en honor a en honor a la ciudad de Moscú.

La primera síntesis exitosa del moscovio fue realizada por un equipo de científicos rusos y estadounidenses en agosto de 2003 en el Instituto Conjunto de Investigaciones Nucleares, en Dubna, Rusia, en trabajo conjunto con el Laboratorio Nacional Lawrence Livermore. Dirigido por el físico nuclear ruso Yuri Oganessian, el equipo bombardeó americio-243 con iones de calcio-48 para producir cuatro átomos del elemento 115 (Mc 288 más 3 neutrones, que se descomposieron en Nh 284, y Mc 287 más 4 neutrones, que se descomposieron en Nh 283). El mismo experimento fue repetido y confirmado en 2013.

El moscovio es un elemento extremadamente radioactivo. Su isótopo más estable conocido es el moscovio 290 y tiene una vida media de solo 0,65 segundos. A 20°C, su estado es sólido.

La descomposición de los primeros átomos del moscovio llevó simultáneamente al descubrimiento del elemento nihonio siguiendo el esquema de descomposición del dubnium-268. Este esquema de descomposición no fue reconocido como exclusivo de estos dos elementos, por lo que se realizaron experimentos adicionales usando el elemento tennesina y se replicaron experimentos anteriores. El descubrimiento fue finalmente reconocido en diciembre de 2015.

Dado que hasta la fecha se ha producido tan poco moscovio, no hay muchos datos experimentales sobre sus propiedades. Sin embargo, se conocen algunos hechos y se pueden predecir otros, basados principalmente en la configuración electrónica del átomo y el comportamiento de los elementos situados directamente encima del moscovio en la tabla periódica.

El Moscovio se llamaba ununpentium (sistema IUPAC) o eka-bismuth (sistema de denominación de Mendeleev) antes de su descubrimiento oficial. La mayoría de la gente simplemente se refería a él como "elemento 115". Cuando la IUPAC pidió a los descubridores que propusieran un nuevo nombre, sugirieron langevinium, en honor a Paul Langevin. Sin embargo, el equipo de Dubna sacó a

relucir el nombre de moscovio, en honor a la región de Moscú donde se encuentra Dubna.

Es presuntamente sólido al 298k, posee una masa atómica de 288u; por ser un metal producido artificialmente no se encuentra en la naturaleza, tampoco se puede producir en laboratorios comunes, solo se puede sintetizar en laboratorios especializados de Fusión Nuclear.

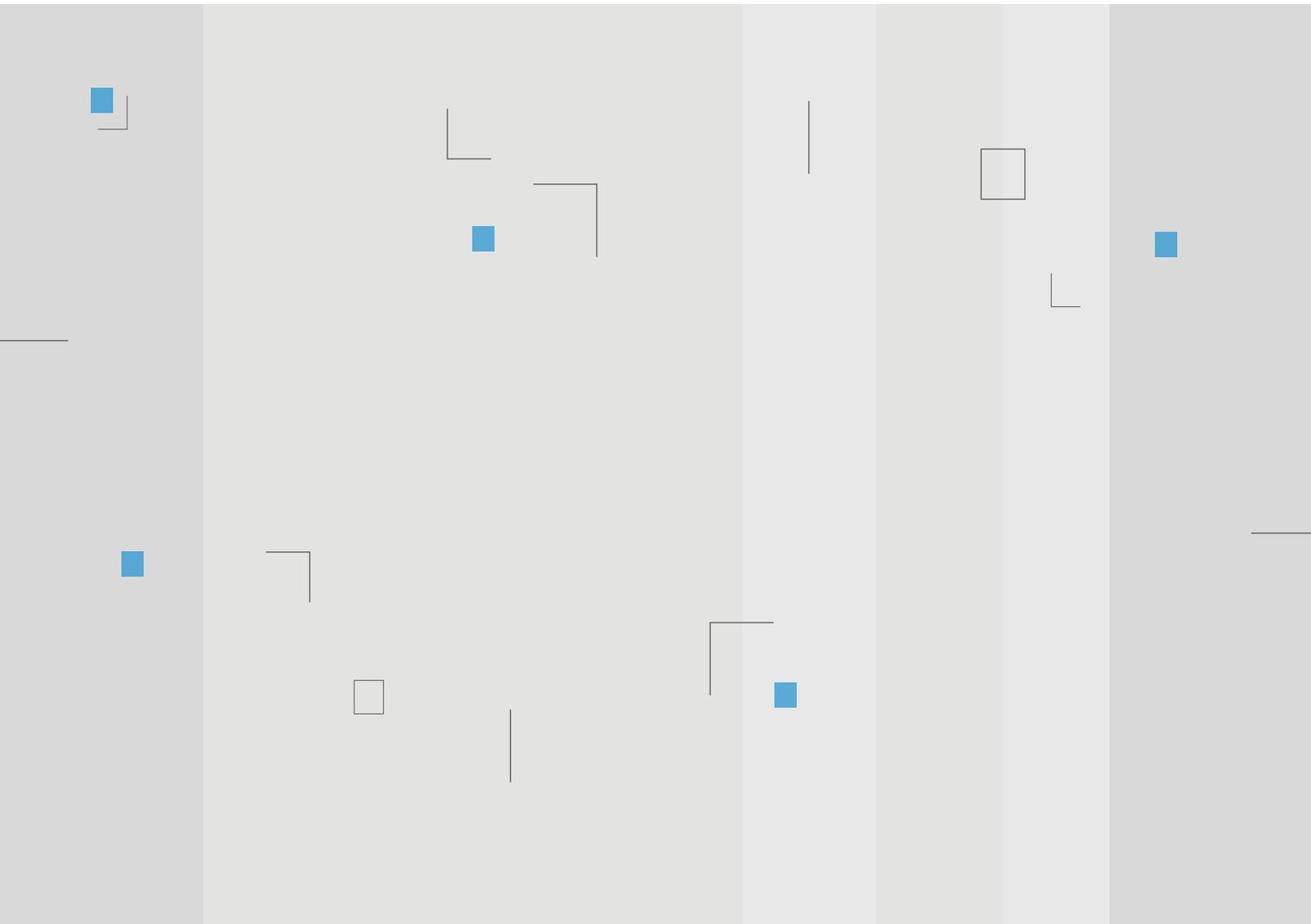
A partir de 2017, se han producido alrededor de 100 átomos de moscovio.

Debido a su radiactividad, el moscovio es tóxico para la vida humana y el ambiente. Pero por su corto tiempo de vida media, no representa un riesgo.



# Capítulo 06.

Grupo VIA



## Grupo VIA

Los Anfígenos (formador de ácidos y bases) o Calcógenos son un grupo de elementos conocido como Grupo VIA o Grupo 16 en la Tabla Periódica. Está compuesto por seis elementos químicos: oxígeno (O), azufre (S), selenio (Se), telurio (Te), polonio (Po) y livermorium (Lv). Ya en 1829 se reconoció una relación entre los tres primeros miembros del grupo; al telurio se le asignó su lugar en 1865 y el polonio se descubrió en 1898. En 2000, físicos rusos y estadounidenses sintetizaron el livermorium, el sexto miembro del grupo 16, en un acelerador de partículas.

El primer elemento de la serie es el oxígeno, y como tal, tiene características especiales diferentes al resto de los elementos del grupo. Se presenta en el aire principalmente como un gas diatómico ( $O_2$ ) y en pequeñas proporciones como un gas triatómico, el ozono ( $O_3$ ). El oxígeno gaseoso, es un gas incoloro, inodoro e insípido esencial para los organismos vivos, que es absorbido por los animales y lo convierte en dióxido de carbono; las plantas, a su vez, utilizan dióxido de carbono como fuente de carbono y devuelven el oxígeno a la atmósfera. El oxígeno forma compuestos por reacción con prácticamente cualquier otro elemento, así como por reacciones que desplazan elementos de sus combinaciones entre sí; en muchos casos, estos procesos van acompañados de la evolución de calor y luz y en tales casos se denominan combustiones. El oxígeno tiene, a excepción del flúor, la mayor electronegatividad y afinidad electrónica de cualquier elemento, por lo que tiende a formar iones con carga negativa.

El azufre existe en condiciones normales como un sólido cristalino, no metálico, de color amarillo pálido; es inodoro e insípido, combustible e insoluble en agua. Reacciona con todos los metales excepto el oro y el platino, formando sulfuros; también forma compuestos con varios de los elementos no metálicos. Cada año se producen varios millones de toneladas de azufre, principalmente para la fabricación de ácido sulfúrico, que se utiliza ampliamente en la industria.

El elemento selenio ocasionalmente se encuentra sin combinar, acompañando al azufre nativo, pero se encuentra más a menudo en combinación con metales pesados (como cobre, mercurio, plomo o plata) en algunos minerales. La principal fuente comercial de selenio es un subproducto de la refinación de cobre; sus usos principales se encuentran en la fabricación de equipos electrónicos, en pigmentos y en la fabricación de vidrio.

El telurio es un elemento de color blanco plateado con propiedades intermedias entre las de los metales y los no metales. Al igual que el selenio, se encuentra con menos frecuencia sin combinar que como compuestos de metales como el cobre, el plomo, la plata o el oro, y se obtiene principalmente como subproducto del refinado de cobre o plomo. No se ha encontrado un gran uso para el telurio.

El polonio es un elemento radiactivo extremadamente raro que se encuentra en minerales que contienen uranio. Tiene algunas aplicaciones científicas como fuente de radiación alfa.

Los elementos que pertenecen al Grupo 16 de la tabla periódica se caracterizan por configuraciones electrónicas en las que seis electrones ocupan la capa más externa.

Si bien el polonio exhibe el estado de oxidación -2 al formar algunos compuestos binarios con metales, los calcógenos más pesados no forman el estado negativo fácilmente, favoreciendo estados positivos como +2 y +4. Todos los elementos del grupo excepto el oxígeno, pueden asumir estados de oxidación positivos, con predominio de los valores pares, pero el valor más alto, +6, no es muy estable para los miembros más pesados. Esta tendencia hace que los compuestos que contienen Se (VI) y Te (VI) sean agentes oxidantes más poderosos que los compuestos S (VI). Por el contrario, los sulfuros, seleniuros y telururos, en los que el estado de oxidación es -2, son agentes reductores fuertes, que se oxidan fácilmente a los elementos libres.

Una de las propiedades más inusuales de esta familia de elementos es la de la catenación o la unión de un átomo a otro átomo idéntico. Aunque el oxígeno muestra esta propiedad solo en la existencia de ozono, el azufre es superado solo por el carbono en exhibir este modo de combinación; los calcógenos más allá del azufre lo muestran en grados decrecientes, y el polonio no tiene tendencia a catenarse.

**Oxygen (inglés)**  
**Oxígeno (castellano)**  
**Oxygeni (latín)**

8	15,99 [He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>
O	
OXÍGENO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Producción de acero, plásticos y textiles</li> <li>• Propulsores de cohetes</li> <li>• Oxigenoterapia</li> <li>• Asistencia para la respiración en aeronaves, submarinos, vuelos espaciales y submarinismo</li> </ul>	

Su nombre proviene de las raíces griegas ὄξύς (oxys) («ácido», literalmente «punzante», en referencia al sabor de los ácidos) y –γόνοσ (-gonos) («productor», literalmente «engendrador»; es decir, "productor de ácidos". Tanto Carl Wilhelm Scheele como Joseph Priestley descubrieron la existencia del oxígeno de manera independiente y casi simultánea para la época. Así, Scheele descubrió el oxígeno Upsala (Suecia) en 1773, o incluso antes, y Joseph Priestley, en Wiltshire (Reino Unido) en 1774, sin embargo, el honor suele adjudicarse a Priestley debido a que publicó su trabajo antes. En 1777, mientras Antoin Lavoisier se proponía descubrir de una vez por todas el "flogisto", un gas que supuestamente se desprendía de los cuerpos durante su combustión y explicaba los fenómenos calóricos, en su trabajo publicado acuñó el nombre «oxígeno» en 1777.

El oxígeno en la naturaleza suele encontrarse como sustancias simples oxígeno molecular (O<sub>2</sub>) o como ozono (O<sub>3</sub>) y también formando gran variedad de compuestos orgánicos e inorgánicos. Forma óxidos con la mayoría de los elementos (CO<sub>2</sub>, CaCO<sub>3</sub>, Ag<sub>2</sub>O, BaO<sub>2</sub>, NO, etc.). Entre los compuestos binarios más abundantes de oxígeno están el agua, H<sub>2</sub>O, y la sílica, SiO<sub>2</sub>; componente principal de la arena. De los compuestos que contienen más de dos elementos, los más abundantes son los silicatos, que constituyen la mayor parte de las rocas y suelos. Otros compuestos que abundan en la naturaleza son el carbonato de calcio (caliza y mármol), sulfato de calcio (yeso), óxido de aluminio (bauxita) y varios óxidos de hierro, que se utilizan como fuente del metal.

Es esencial para la vida, durante la respiración de los seres vivos aerobios, el oxígeno molecular, es tomado del medio y transformado en dióxido de carbono mediante este proceso fisiológico. Sin embargo, un exceso de oxígeno no es bueno. La exposición a grandes cantidades de oxígeno durante mucho tiempo, puede producir daños en los pulmones. Las personas que en su trabajo sufren exposiciones frecuentes o potencialmente elevadas a oxígeno puro, deben hacerse un chequeo de funcionamiento pulmonar antes y después de desempeñar ese trabajo. Dado que constituye la mayor parte de la masa del agua, es también

el componente mayoritario de la masa de los seres vivos. Muchas de las moléculas más importantes que forman parte de los seres vivos, como las proteínas, los ácidos nucleicos, los carbohidratos y los lípidos, contienen oxígeno, así como los principales compuestos inorgánicos que forman los caparazones, dientes y huesos animales.

Existen varios métodos de obtención del oxígeno molecular. El primero es la separación del aire por licuefacción y destilación fraccionada. Otro método consiste en pasar un chorro de aire limpio y seco a través de un lecho de tamices moleculares de zeolita, que adsorben el nitrógeno y dejan pasar un chorro de gas que es de un 90 a un 93 %  $O_2$ . También puede producirse mediante la electrólisis del agua, descomponiéndola en oxígeno e hidrógeno, para lo cual debe usarse corriente continua.

Las principales aplicaciones del oxígeno son, en orden de importancia: 1) fundición, refinación y fabricación de acero y otros metales; 2) manufactura de productos químicos por oxidación controlada; 3) propulsión de cohetes; 4) apoyo a la vida biológica y medicina, y 5) minería, producción y fabricación de productos de piedra y vidrio.

Existen también, equipos generadores de ozono, los cuales son usados para oxidación de materias, para ozonización de piscinas.

**Sulfur (inglés)**  
**Azufre (castellano)**  
**Sulphur (latín)**

<p><b>16</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">S</p>	<p>32,06 [Ne]3s<sup>2</sup>3p<sup>4</sup></p>
<p><b>AZUFRE</b></p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Producción de ácido sulfúrico</li> <li>• Vulcanización de caucho</li> <li>• Síntesis de penicilina, producción de pólvora y pigmentos</li> </ul>	

El azufre (en latín: *Sulphur*) es un elemento químico con el símbolo S y número atómico 16. Es abundante, multivalente y no metálico. En condiciones normales, los átomos de azufre forman moléculas octatómicas cíclicas con una fórmula química S<sub>8</sub>. El azufre elemental es un sólido cristalino de color amarillo brillante a temperatura ambiente.

El azufre es el décimo elemento más común en masa en el universo y el quinto más común en la Tierra. Aunque a veces se encuentra en forma pura y nativa, el azufre en la Tierra generalmente se presenta como sulfuros y minerales de sulfato. Al ser abundante en forma nativa, el azufre se conocía en la antigüedad, siendo mencionado por sus usos en la antigua India, la antigua Grecia, China y Egipto. Históricamente y en la literatura, el azufre también se llama brimstone, que significa "piedra ardiente". Hoy en día, casi todo el azufre elemental se produce como subproducto de la eliminación de contaminantes que contienen azufre del gas natural y el petróleo. El mayor uso comercial del elemento es la producción de ácido sulfúrico para fertilizantes de sulfato y fosfato y otros procesos químicos. El elemento azufre se utiliza en fósforos, insecticidas y fungicidas. Muchos compuestos de azufre son olorosos, y los olores a gas natural aromatizado, olor a zorrillo, pomelo y ajo se deben a compuestos orgánicos de azufre. El sulfuro de hidrógeno da el olor característico a los huevos podridos y otros procesos biológicos.

El azufre es un elemento esencial para toda la vida, pero casi siempre en forma de compuestos orgánicos o sulfuros metálicos de azufre. Tres aminoácidos (cisteína, cistina y metionina) y dos vitaminas (biotina y tiamina) son compuestos orgánicos de azufre. Muchos cofactores también contienen azufre, como glutatión, tiorredoxina y proteínas de hierro y azufre. Los disulfuros, enlaces S-S, confieren resistencia mecánica e insolubilidad a la proteína queratina, que se encuentra en la piel exterior, el cabello y las plumas. El azufre es uno de los elementos químicos básicos necesarios para el funcionamiento bioquímico y es un macronutriente elemental para todos los organismos vivos.

**Selenium (inglés)**  
**Selenio (castellano)**  
**Selenium (latín)**

<p><b>34</b></p> <p style="text-align: right;">78,96 [Ar]3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup>4p<sup>4</sup></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold; text-align: center;">Se</p>
SELENIO
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Componente del acero inoxidable</li> <li>• Aditivo común en la industria del vidrio</li> <li>• Se usa en los sensores de luz</li> <li>• Fotocopiadoras e impresoras láser</li> </ul>

El selenio es un elemento químico con el símbolo Se y número atómico 34. Es un no metal (más raramente considerado un metaloide) con propiedades que son intermedias entre los elementos de arriba y abajo en la tabla periódica, (el azufre y el telurio), y también tiene similitudes con el arsénico. El selenio, proviene del griego antiguo σελήνη (selénē) "Luna", fue descubierto en 1817 por Jöns Jacob Berzelius, quien notó la similitud del nuevo elemento con el telurio previamente descubierto (llamado así por la Tierra).

El selenio se encuentra en minerales de sulfuro metálico, donde reemplaza parcialmente al azufre. Comercialmente, el selenio se produce como un subproducto en el refinado de estos minerales, con mayor frecuencia durante la producción. Los minerales que son seleniuro puro o compuestos de selenato son conocidos pero raros. Los principales usos comerciales del selenio en la actualidad son la fabricación de vidrio y los pigmentos. El selenio es un semiconductor y se utiliza en fotocélulas. Las aplicaciones en electrónica, que alguna vez fueron importantes, han sido reemplazadas en su mayoría por dispositivos semiconductores de silicio.

Las sales de selenio son tóxicas en grandes cantidades, pero se necesitan trazas para la función celular en muchos organismos, incluidos todos los animales. El selenio es un ingrediente presente en muchos productos multivitamínicos y otros suplementos dietéticos, incluida la fórmula infantil. Es un componente de las enzimas antioxidantes glutatión peroxidasa y tioredoxina reductasa (que reducen indirectamente ciertas moléculas oxidadas en animales y algunas plantas). También se encuentra en tres enzimas desyodasas, que convierten una hormona tiroidea en otra. Los requisitos de selenio en las plantas difieren según la especie; algunas plantas requieren cantidades relativamente grandes y otras aparentemente no requieren ninguna.

El selenio se aplica en una gran cantidad de campos, entre las principales aplicaciones podemos encontrar: su uso en fertilizantes se encontró que la aplicación de fertilizantes de selenio a los cultivos de lechuga disminuyó la

acumulación de plomo y cadmio. Mientras que su uso en melocotones y peras que recibieron una pulverización foliar de selenio se mantuvieron firmes y maduros por más tiempo cuando se almacenaron. En la electrólisis de manganeso, durante la electrodeposición de manganeso, la adición de dióxido de selenio disminuye la potencia necesaria para operar las celdas de electrólisis. China es el mayor consumidor de dióxido de selenio para este propósito. Por cada tonelada de manganeso, se utiliza un promedio de 2 kg de óxido de selenio. El mayor uso comercial de Se, que representa aproximadamente el 50% del consumo, es para la producción de vidrio. Los compuestos de Se confieren un color rojo al vidrio. Este color anula los tintes verdes o amarillos que surgen de las impurezas de hierro típicas de la mayoría de los vidrios. Para ello, se añaden varias sales de selenito y selenato. Para otras aplicaciones, se puede desear un color rojo, producido por mezclas de CdSe y CdS.

**Tellurium (inglés)**  
**Telurio (castellano)**  
**Tellus (latín)**

<p><b>52</b></p> <p><b>Te</b></p>	<p>127,60</p> <p>[Kr]4d<sup>10</sup>5s<sup>2</sup>5p<sup>4</sup></p>
<p><b>TELURIO</b></p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Semiconductor de tipo P</li> <li>• Aplicaciones en industria electrónica</li> <li>• Usos en metalurgia</li> </ul>	

El telurio o teluro es el elemento número 52 y se representa con la sigla Te. Fue descubierto en 1782 por Franz-Joseph Müller von Reichenstein en Transilvania (Rumania) mientras trabajaba con minerales que contenían oro. Sin embargo, en un primer momento confundió al nuevo elemento con antimonio y bismuto. En 1798, Martin Heinrich Klaproth logró aislarlo a partir de minerales y le asignó el nombre que lleva hoy en día, que deriva de la palabra latina "*tellus*" que significa "Tierra", en honor a la diosa de la mitología romana Tellus que la personifica. Existen dos formas alotrópicas del telurio elemental, la cristalina y la amorfa. La forma cristalina es un semimetal y tiene un color blanco plateado. En la naturaleza se encuentra formando compuestos con otros elementos, como por ejemplo el níquel en el mineral melonita. Otros minerales que incluyen teluro son la calaverita (un compuesto de telurio y oro), silvanita (plata, oro y telurio) y telurito (telurio y oxígeno), pero ninguno se extrae. La mayor parte del telurio se obtiene de los lodos anódicos que quedan de la refinación del cobre o del plomo. El telurio es un elemento relativamente estable, no se ve afectado por el agua, pero se disuelve en ácidos y puede arder en aire y oxígeno. El telurio en su forma elemental no es particularmente tóxico, pero presenta algunas características desagradables como el mal olor. Sin embargo, algunos compuestos como el telurito de sodio, Na<sub>2</sub>TeO<sub>3</sub>, pueden ser mucho más peligrosos y tóxicos.

Se utiliza en la industria electrónica en la fabricación de chips de memoria gracias a sus propiedades de semiconductor del tipo p, y en la fabricación de vidrios para fibra óptica. En la industria metalúrgica se utiliza como aditivo del acero para incrementar su ductilidad, como abrillantador, y como aditivo del plomo para incrementar su fuerza y resistencia a la corrosión. En la industria petroquímica se utilizan compuestos de teluro como aditivos en catalizadores para la desintegración catalítica del petróleo, así como en diversas reacciones química orgánica sintética. También se emplea como material colorante de vidrios. El telururo de cadmio, CdTe, se usa como materia prima para confeccionar paneles solares. El telururo de bismuto, Bi<sub>2</sub>Te<sub>3</sub>, se emplea en dispositivos termoeléctricos.

**Polonium (inglés)**  
**Polonio (castellano)**  
**Polonium (latín)**

<p><b>84</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Po</p>	<p>209,98</p> <p>[Xe]4f<sup>14</sup>5d<sup>10</sup>6s<sup>2</sup>6p<sup>4</sup></p>
<p>POLONIO</p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Se emplea como fuente de neutrones</li> <li>• Para eliminación de carga estática</li> <li>• En fuentes de calor para sondas espaciales</li> <li>• Es fuente de rayos alfa</li> <li>• Es fuente calorífica de baterías nucleares en satélites</li> </ul>	

También conocido como Radio F, el polonio fue descubierto por Marie Curie-Skłodowska y Pierre Curie en 1898, y fue posteriormente renombrado en honor a la tierra natal de Marie Curie, Polonia. En aquella época, Polonia no era un país independiente y se encontraba bajo el dominio de Rusia, Prusia y Austria, y Marie albergaba la esperanza de que este nombramiento le añadiera notoriedad.

El estado del polonio en su forma natural es sólido (no magnético). El polonio es un elemento químico de aspecto plateado y pertenece al grupo de los metaloides. Ninguno de los 50 isótopos de polonio es estable. Es extremadamente tóxico y altamente radiactivo. Se ha encontrado polonio en minerales de uranio, humo de tabaco y como contaminante. Es un elemento natural muy raro: representa el  $2 \times 10^{-14}\%$  en peso de la corteza; los minerales del uranio contienen unos 100 microgramos del elemento por tonelada. Su abundancia es de sólo un 0,2% de la del radio, por ello la ciencia recurre a su producción artificial en reactores nucleares.

En 1934 se bombardeó bismuto natural (209-Bi) con neutrones y se obtuvo 210-Bi, que se transforma mediante una desintegración beta en Polonio-210.

Químicamente se asemeja al telurio y bismuto. Se disuelve en ácidos diluidos y con H<sub>2</sub>S precipita sulfuro de polonio (PoS), negro. Es ligeramente soluble en álcalis, y forma los compuestos rojo brillante SPoO<sub>3</sub> y SePoO<sub>3</sub>.

Se ha preparado polonio metálico a partir de hidróxido y otros compuestos en presencia de amoníaco acuoso concentrado o amoníaco líquido anhidro.

Ha sido utilizado por los soviéticos como fuente ligera de calor para dar energía a las células termoeléctricas de algunos satélites artificiales y sondas en los rovers lunares que utilizó la URSS en viajes a la Luna en la década del 70.

Se utiliza para quitar la electricidad estática de las películas fotográficas, lentes, balanzas entre otras cosas, porque sus rayos producen una carga eléctrica en el aire cercano. Partículas de polvo con estática atraen el aire cargado, el cual las neutraliza. Una vez libre de estática, el polvo es fácil de soplar o barrer.

Mezclado o aleado con berilio, puede ser una fuente de neutrones, y fue utilizado como tal en la bomba atómica lanzada en Nagasaki, para producir en el breve lapso de la implosión (producida por el explosivo convencional TNT) un número suficiente de neutrones para desencadenar la reacción en cadena del plutonio, y la consiguiente explosión atómica.

Cuando está incorporado en la aleación de los electrodos de las bujías, se dice que favorece las propiedades refrigerantes en los motores de combustión interna.

**Livermorium (inglés)**  
**Livermorio (castellano)**  
**Livermorium (latín)**

<b>116</b>	<b>291</b>
	[Rn] 5f <sup>14</sup> 6d <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup> 7p <sup>4</sup>
<b>Lv</b>	
<b>LIVERMORIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 2000</li> <li>• Su nombre es en honor a la ciudad de Livermore</li> <li>• Tiempo de vida media: 61 ms</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

El livermorio (anteriormente llamado ununhexio, Uuh o nectariel, nectartén o nectartenio con símbolo Nc)<sup>34</sup> es el nombre del elemento sintético de la tabla periódica cuyo símbolo es Lv y su número atómico es 116.

Su nombre viene dado en honor al Laboratorio Nacional Lawrence Livermore (Lawrence Livermore National Laboratory), en Livermore, California.

Se han producido cuatro isótopos de este elemento con números de masa 290-293. El más longevo es 293 con una vida media de 61 milisegundos.

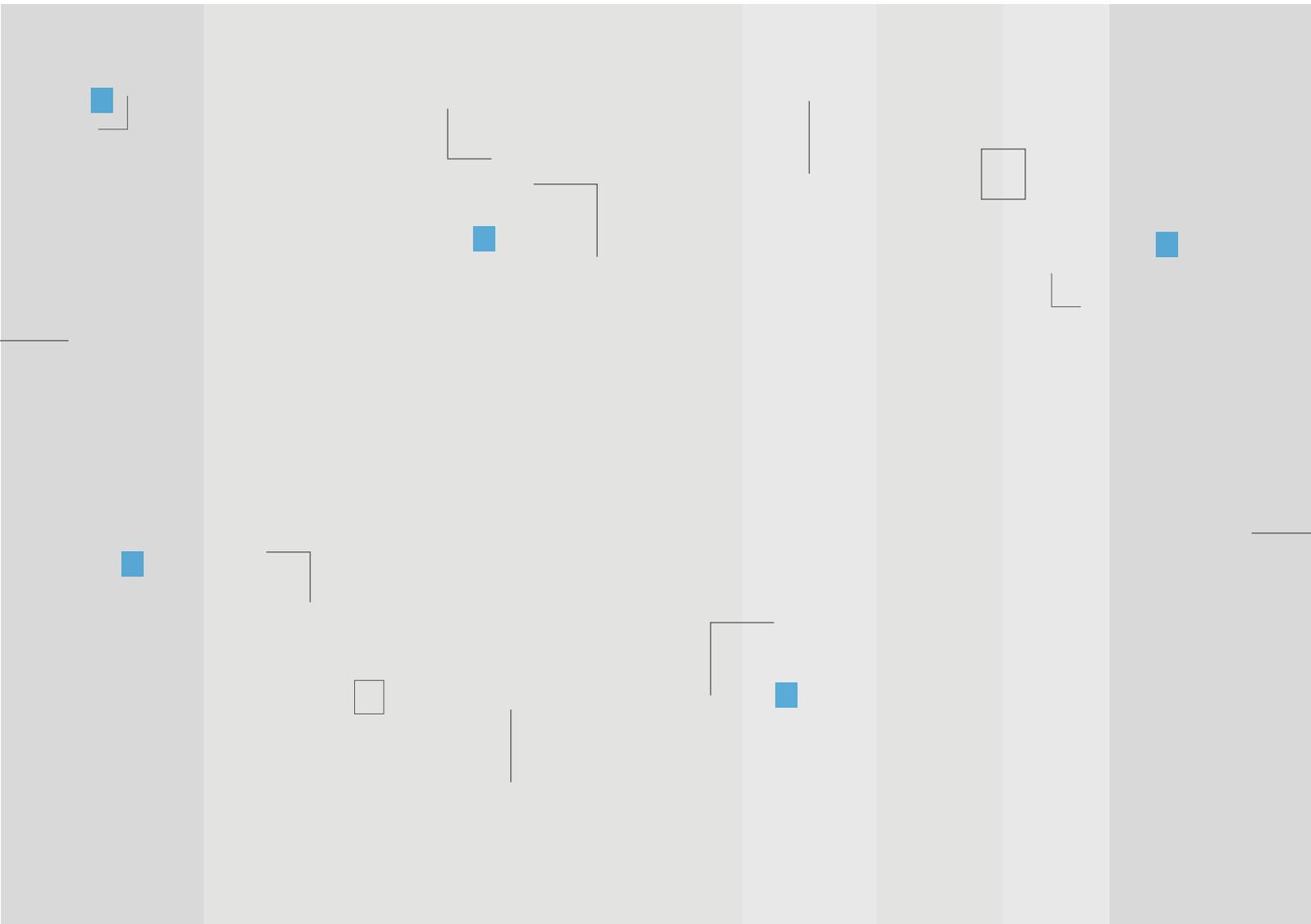
Hubo varios intentos de hacer el elemento 116, pero todos fracasaron hasta el año 2000, cuando los investigadores de la Joint International Nuclear Research (JINR) en Rusia, liderados por Yuri Oganessian, Vladimir Utyonkov y Kenton Moody lo observaron. Debido a que el descubrimiento se realizó utilizando material objetivo esencial suministrado por el Laboratorio Nacional Lawrence Livermore (LLNL) en los EE. UU., se decidió nombrarlo en honor a la ciudad.

En 1999, el Laboratorio Nacional Lawrence Berkeley en California anunció el descubrimiento del elemento 116, pero luego se descubrió que la evidencia había sido inventada por uno de sus científicos, por lo que el reclamo tuvo que ser retirado.



# Capítulo 07.

Grupo VIIA



## Grupo VIIA

El grupo de la tabla periódica llamado originalmente VII (hoy Grupo 17) está constituido por seis elementos: el flúor (F), el cloro (Cl), el bromo (Br), el yodo (I), el astato (At) y el teneso (Ts). Se los conoce como halógenos (su nombre proviene del griego: hal que significa sales y genos, productores). Los cuatro primeros presentan comportamientos químicos muy similares, por ejemplo, la formación de sales de sodio (de ahí su nombre). El astato y el teneso son elementos radiactivos de vida media corta y este último es sintético. A pesar de ser radiactivo, el astato tiene un comportamiento similar al yodo.

Presentan la configuración electrónica  $ns^2 np^5$  en el último nivel electrónico, necesitando un electrón para completar dicho nivel. Todos los halógenos presentan un estado de oxidación -1. El cloro, el bromo y el yodo presentan además estados de oxidación +1, +3, +5 y +7. Por ser sumamente reactivos no se encuentran en la naturaleza en forma monoatómica, sino formando parte de otros compuestos o en algunos casos formando moléculas diatómicas del mismo elemento ( $X_2$ ). En condiciones de temperatura y presión normales, es posible encontrarlos en los tres estados de agregación: el flúor y el cloro en estado gaseoso; el bromo en estado líquido y el yodo en estado sólido.

Los halógenos son no metales, aunque sus propiedades pueden tener algún carácter metálico. Pueden combinarse con metales y no metales para formar haluros o halogenuros ( $LiF$ ,  $NaCl$ ,  $MgBr_2$ ,  $KI$ , como ejemplos). Forma compuestos ácidos al reaccionar con el hidrógeno. Reaccionan con facilidad con los hidrocarburos formando halogenuros de alquilo (por ejemplo, bromometano ( $CH_3Br$ )). Son tóxicos y fuertemente oxidantes, siendo el flúor el de mayor carácter. Con la excepción del flúor que solo forma el anión  $F^-$ , los halógenos pueden formar aniones poliatómicos (por ejemplo  $ClO_4^-$ ,  $BrO^-$ ,  $IO_3^-$ ).

La capacidad de los halógenos para formar compuestos con los metales y no metales le confiere la posibilidad de ser utilizados en variadas aplicaciones. Por ejemplo, el cloro se utiliza como blanqueador y desinfectante y el yodo como microbicida. Compuestos que contienen halógenos se utilizan como retardadores del fuego, como refrigerantes (freones) y en revestimientos antiadherentes (teflón).

**Fluorine (inglés)**  
**Flúor (castellano)**  
**Fluorum (latín)**

9	18,99 [He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>
F	
FLÚOR	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Se emplea durante el enriquecimiento de uranio (como UF<sub>6</sub>)</li> <li>• Los <i>fluorocarbonos</i> y sus derivados se usan como refrigerantes y solventes</li> <li>• Politetrafluoroetileno (PTFE o <i>Teflón</i>), es aislante y se emplea en la industrias aeroespacial, mecánica y electrónica.</li> </ul>	

El flúor fue descubierto por Henri Moissan en 1886. A principios del siglo XIX, se conocía que algunos minerales como la fluorita contenían un elemento no identificado, similar al cloro, pero no pudieron aislarlo debido a su alta reactividad. André Ampère le dio el nombre de flúor en 1812. A lo largo de 70 años se llevaron a cabo diferentes experimentos para su obtención, sin éxito, hasta que el químico francés Henri Moissan lo obtuvo por electrólisis del bifluoruro de potasio (KHF<sub>2</sub>) disuelto en HF líquido, método que aún hoy en día se sigue empleando. Por esta y otras contribuciones a la ciencia, recibió el Premio Nobel de Química en 1906.

Es el decimotercer elemento más común en la corteza terrestre, siendo los minerales de flúor más comunes la fluorita (CaF<sub>2</sub>) y la criolita (Na<sub>3</sub>AlF<sub>6</sub>). Pertenec a la familia de los halógenos, es el más liviano. El flúor diatómico (F<sub>2</sub>) es un gas corrosivo de color amarillo casi blanco, fuertemente oxidante que no se encuentra en la naturaleza debido a su extremada reactividad. Es el único halógeno que tiene un único estado de oxidación posible. Reacciona con la mayoría de los compuestos orgánicos e inorgánicos, así como con los gases nobles kriptón (Kr), xenón (Xe) y radón (Rn). Es tóxico para los humanos y altamente corrosivo. Muchas de las reacciones que involucran al flúor son súbitas y explosivas.

Hoy, el flúor se utiliza en múltiples compuestos de variadas aplicaciones. La producción industrial de flúor molecular se dedica al enriquecimiento de uranio. Además, las moléculas que contienen un enlace carbono-flúor usualmente tienen estabilidad química y térmica notablemente alta: se emplean como refrigerantes, aislantes y material de cocina. El ion fluoruro contribuye a la prevención de caries y por esa razón se utiliza en la producción de productos dentales. Entre las principales aplicaciones industriales se pueden mencionar:

*Enriquecimiento de uranio:* El uranio está presente en la naturaleza como una mezcla de isótopos. El más común es el uranio-238, comprendiendo el 99,3% del uranio natural. Al no ser fisionable, no puede ser utilizado en las centrales nucleares, requiriéndose el isótopo uranio-235, que solo comprende el 0,7%. El

hexafluoruro de uranio ( $\text{UF}_6$ ), conocido en la industria nuclear como hex, se emplea para el enriquecimiento de uranio. A través de este proceso, se aumenta la composición porcentual de uranio-235 dentro de una cierta muestra, produciendo un decrecimiento en el porcentaje relativo de uranio-238.

*Fluorocarbonos y sus aplicaciones:* Los fluorocarbonos son más estables, térmica y químicamente, que los hidrocarburos, debido a las propiedades del enlace C-F. Los clorofluorocarbonos (CFCs) han sido empleados como refrigerantes con el nombre comercial de Freon®. Actualmente están prohibidos por su daño a la capa de ozono. Los hidrofluorocarbonos (HFCs) se utilizan como sustitutos de los CFCs a pesar de ser gases de efecto invernadero. El politetrafluoroetileno (PTFE), cuyo nombre comercial es Teflón®, tiene múltiples aplicaciones. Se utiliza como recubrimiento en materiales de cocina debido a sus propiedades antiadherentes, como material para tuberías que transportan químicos reactivos/corrosivos, como lubricante ayudando a reducir la fricción, desgaste y consumo energético de maquinaria, como injerto durante procedimientos de cirugía, como aislante de conectores en la industria aeroespacial por sus capacidades dieléctricas y como base de Gore-Tex® utilizado en cazado y ropas impermeables, entre otras.

*Aislante en redes de distribución eléctrica:* El hexafluoruro de azufre ( $\text{SF}_6$ ) es un gas incoloro, inodoro y no tóxico que se utiliza como aislante ya que sus propiedades son superiores a las del aire, aunque es considerado como uno de los gases que más contribuyen al efecto invernadero. Por este motivo, algunas empresas han reducido su producción. Puede prepararse a partir del contacto entre azufre y flúor moleculares. Se emplea como material en la fabricación de equipamiento eléctrico, reemplazando a los policlorobifenilos (PCBs) los cuales son nocivos para el medio ambiente y que han sido utilizados por la industria durante muchos años.

*Fabricación de semiconductores:* El ácido fluorhídrico (HF) se emplea en el proceso de fabricación de obleas para la industria de los semiconductores. Uno de los usos es para la limpieza de las capas de óxido en la fabricación de discos de silicio y circuitos integrados, siendo crítico durante el proceso la pureza del HF utilizado. También es utilizado como agente de grabado eliminando el óxido de la superficie de las obleas de silicio, así como en la etapa de limpieza en la fabricación de obleas para células fotovoltaicas.

*Uso en el ámbito de imágenes médicas:* El flúor-18, isótopo radiactivo emisor de positrones, se suele emplear durante las PET, o tomografías por emisión de positrones. El trazador más utilizado es la fluorodesoxiglucosa (FDG) unida al F-18. La FDG, luego de inyección intravenosa, es absorbida por tejidos que requieren glucosa, como el cerebro y la mayor parte de tumores malignos. Luego, a través de un tomógrafo, pueden observarse imágenes más precisas de estos tejidos.

*Productos dentales:* Las sales de flúor como fluoruro de sodio (NaF) y fluoruro estannoso ( $\text{SnF}_2$ ) se incorporan a las pastas dentales para combatir las caries. El exceso de flúor puede provocar coloración de los dientes por lo que muchas empresas ofrecen pastas dentales con y sin flúor.

**Chlorine (inglés)**  
**Cloro (castellano)**  
**Chlorum (latín)**

<b>17</b>	35,45 [Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
<b>Cl</b>	
<b>CORO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Fabricación de productos orgánicos clorados (material plástico o sintético, solventes, insecticidas, herbicidas)</li> <li>• Agente de blanqueo en la industria de celulosa, papel y lavanderías</li> <li>• Desinfectante del agua de bebida y de las piscinas de natación</li> </ul>	

El cloro, que en griego significa verde pálido, fue descubierto en el año 1774 gracias a los trabajos del químico farmacéutico sueco Carl Wilhelm Scheele.

El cloro es un elemento de número atómico 17 situado en el grupo de los halógenos (grupo VIIA) de la tabla periódica. En condiciones normales y en estado puro forma dicloro: un gas tóxico amarillo-verdoso formado por moléculas diatómicas (Cl<sub>2</sub>). Es 2,5 veces más pesado que el aire, de olor desagradable y tóxico. Es un elemento abundante en la naturaleza y se trata de un elemento químico esencial para muchas formas de vida.

Se presenta en la naturaleza principalmente como cloruro (unido al sodio, potasio y magnesio). Otro compuesto importante del cloro es el cloruro de hidrógeno o gas clorhídrico que disuelto en agua da el ácido clorhídrico.

Sus aplicaciones son muy variadas: en la industria química, se lo usa en la fabricación de productos orgánicos clorados (material plástico o sintético, solventes, insecticidas, herbicidas); en la industria de la celulosa y del papel y en las lavanderías como agente de blanqueo; actúa como desinfectante cuando se adiciona al agua potable y al agua de las piscinas de natación. Los cloruros metálicos de Fe y Al (FeCl<sub>2</sub>, FeCl<sub>3</sub>, AlCl<sub>3</sub>) se emplean como catalizadores. Forma compuestos orgánicos como el hexaclorobenceno (HCB), el para-diclorodifeniltricloroetano (DDT), el toxafeno que son empleados como pesticidas. Para el blanqueo del papel se usa el clorato de sodio, NaClO<sub>3</sub> que produce dióxido de cloro que es el agente blanqueador.

Muchos compuestos organoclorados causan problemas ambientales debido a su toxicidad, por ejemplo, el pentacloroetano, los bifenilos policlorados (PCB), o las dioxinas.

**Bromine (inglés)**  
**Bromo (castellano)**  
**Bromine (latín)**

<p>35</p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Br</p>	<p>79,90</p> <p>[Ar]3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup>4p<sup>5</sup></p>
<b>BROMO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Su principal utilidad en la industria se basa en el desarrollo de productos químicos, pinturas y barnices, textiles, caucho, plásticos, colorantes, productos farmacéuticos, limpieza en seco, fumigadores e insecticidas</li> </ul>	

El bromo fue descubierto en agua de mar en 1826 por el químico Antoine Jerome Balard donde se encuentra mayormente presente como bromuro (Br<sup>-</sup>). En la naturaleza se encuentran dos isótopos: <sup>79</sup>Br y <sup>81</sup>Br. El bromo molecular, Br<sub>2</sub>, se obtiene a partir de las salmueras.

Muchos bromuros inorgánicos tienen uso industrial, pero los orgánicos tienen una aplicación más amplia. Gracias a la facilidad de reacción con compuestos orgánicos, y a la fácil eliminación o desplazamiento posterior, los bromuros orgánicos se han estudiado y utilizado como intermediarios químicos. Además, las reacciones del bromo son tan limpias que pueden emplearse en el estudio de mecanismos de reacción sin la complicación de reacciones laterales. La capacidad del bromo para unirse a posiciones poco usuales de las moléculas orgánicas tiene un valor adicional como herramienta de investigación.

Es componente de algunos hidrocarburos alifáticos y alicíclicos halogenados insaturados, los cuales se utilizan en la industria como disolventes, productos químicos intermedios, fumigadores e insecticidas. Se encuentran en las industrias de productos químicos, pinturas y barnices, textiles, caucho, plásticos, colorantes, productos farmacéuticos y limpieza en seco.

El bromuro de metilo también se utiliza en el desengrasado de la lana, la esterilización de alimentos para el control de plagas y la extracción de aceites de flores.

La principal aplicación del 1,2-dibromoetano es en la formulación de agentes antidetonantes a base de plomo que se mezclan con la gasolina. También se utiliza en la síntesis de otros productos y como componente de líquidos que tengan índice de refracción.

El bromuro de alilo se encuentra en productos fumigadores e insecticidas.

El bromuro de vinilo es un retardador de llama para materiales de refuerzo de alfombras, ropa de cama y artículos para el hogar.

Los bromuros como el bromuro de potasio son utilizados como sedantes, principalmente en medicina veterinaria.

**Iodine (inglés)**  
**Iodo o yodo (castellano)**  
**Iodium (latín)**

<b>53</b>	126,90 [Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>
	
<b>IODO o YODO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• El yodo se utiliza ampliamente para industria farmacéutica, nutrición humana, pantallas LED/LCD y biocidas</li> <li>• El radioisótopo artificial yodo-131 se emplea en el tratamiento de cáncer y otras patologías de la glándula tiroidea</li> </ul>	

A finales de 1811, el químico francés Bernard Courtois descubrió el iodo de forma accidental al intentar obtener nitrato a partir de cenizas de algas marinas. Puede encontrarse en el aire, el agua y el suelo de forma natural. Las fuentes más importantes de iodo natural son los océanos. En el aire se puede combinar con partículas de agua y precipitar en el agua o los suelos; en los suelos se combina con materia orgánica y permanece en el mismo sitio por mucho tiempo. El iodo se utiliza ampliamente para industria farmacéutica, nutrición humana, pantallas LED/LCD. Forma parte de los biocidas que son utilizados en aplicaciones industriales como pinturas, adhesivos, tratamientos de madera y fluidos para trabajo en metal. Debido a la densidad relativa del iodo y los tejidos blandos, los medios de contraste con iodo son usados en los exámenes de rayos X en humanos. Los filmes fotográficos contienen pequeños cristales de plata iodada en una delgada capa de gel, formando una emulsión foto sensible. La tiroides absorbe iodo y por eso el radioisótopo <sup>131</sup>I (o radioiodo) es usado comúnmente en el tratamiento del cáncer de tiroides y la imagenología de tiroides. El radioiodo produjo un daño importante para la salud humana durante el accidente de Chernóbil. Esto se debe a que el <sup>131</sup>I es uno de los principales productos de la fisión nuclear del uranio y del plutonio, utilizados en la fisión nuclear y en bombas atómicas respectivamente. Los iodatos se pueden preparar por oxidación de iodo a ácido iódico, seguido de una neutralización, con un óxido o hidróxido, o por oxidación electrolítica de una solución de yoduro.

**Astatine (inglés)**  
**Astato o ástato (castellano)**  
**Astatum (latín)**

<p><b>85</b></p> <p style="text-align: right;"><b>210</b></p> <p style="text-align: right;">[Xe]4f<sup>14</sup>5d<sup>10</sup>6s<sup>2</sup>6p<sup>5</sup></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold; text-align: center;">At</p>
<p><b>ASTATO</b></p>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Elemento tan raro y escaso que no posee usos en las actividades humanas, se estima que en el mundo existen menos de 28 gramos de ástato.</li> <li>• Es el halógeno más pesado y el menos estable</li> </ul>

Fue sintetizado por primera vez en 1940 por Dale R. Corson, K. R. MacKenzie y Emilio Segrè en la Universidad de Berkeley (California), bombardeando bismuto con partículas alfa. Un primer nombre para el elemento fue *alabamio* (Ab). Su nombre proviene del griego *astatos*, cuyo significado es inestable. Es el halógeno más pesado y el menos estable. Es uno de los elementos de la tabla periódica más raros del planeta, su aspecto es metálico, es altamente radiactivo y posee comportamiento similar a otros halógenos. Por ser un elemento raro en la naturaleza, es poco lo que se conoce de él, por tal razón es considerado el elemento más curioso y raro del mundo. En opinión de los investigadores, se estima que en el mundo existen menos de 28 gramos de ástato.

Los elementos químicos del grupo al cual pertenece el ástato, son oxidantes y forman parte de la composición química de muchos compuestos orgánicos naturales y de algunos compuestos sintéticos orgánicos. Es posible producirlo a nivel de laboratorio, mediante el bombardeo del elemento químico bismuto con partículas alfa. Han sido preparados unos 25 isótopos a través de reacciones nucleares de transmutación artificial. De todos estos isótopos, el de mayor vida es el <sup>210</sup>At, el cual posee un tiempo medio de vida de unas 8,3 horas. Aunque es radiactivo, es tan raro en la naturaleza que no se lo considera un riesgo para biosferas ni la vida humana.

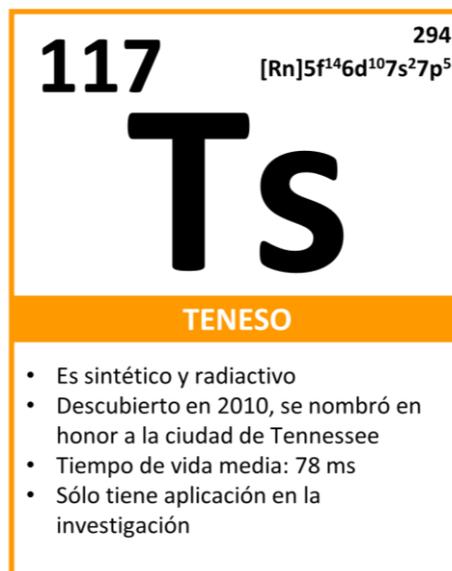
En solución acuosa, el ástato tiene propiedades similares al yodo excepto por las diferencias atribuibles al hecho de que las soluciones de ástato son, por necesidad, muy diluidas. Al igual que el halógeno yodo, se extrae con benceno cuando se halla como elemento libre en solución. El elemento en solución es reducido por agentes como el dióxido de azufre y es oxidado por bromo. Es el menos electronegativo de todos los halógenos. Tiene estados de oxidación con características de coprecipitación semejantes a las del ion yoduro, yodo libre y del ion yodato. Agentes oxidantes fuertes producen el ion astato, pero no el ion perastato. Se encuentra en el grupo 17, en el periodo 6 y en el bloque p. Tiene una electronegatividad de 2.2 (escala de Pauling), un radio covalente de 127 pm,

sus estados de oxidación son  $+1$ ,  $3$ ,  $5$ ,  $7$  y su energía de ionización es de  $920$  kJ/mol. Su estado habitual en la naturaleza es sólido. Su punto de fusión es de  $575$  grados Kelvin o  $302^{\circ}$  C, y su punto de ebullición es de  $1.235$  grados kelvin o  $962^{\circ}$  C.

El ástato tiende a tener una apariencia oscura, lustrosa y brillante; puede ser un elemento semiconductor o posiblemente un metal. Manifiesta cierto comportamiento metálico, como su capacidad de formar cationes monoatómicos estables en soluciones acuosas; a diferencia de los halógenos más ligeros (flúor, bromo y yodo).

A pesar de saber muy poco sobre este elemento, se cree que el astato está presente en ciertas cantidades en la compleja glándula de la tiroides humana. Al ser un elemento tan raro y escaso no posee usos en las actividades humanas. Aunque los isótopos de astato son objeto de un amplio estudio científico, aún no se le ha encontrado una buena utilidad. Sin embargo, se han realizado experimentos en los que se han identificado y medido reacciones elementales que involucran al ástato. El ástato elemental nunca ha sido observado, ya que cualquier muestra macroscópica sería inmediatamente vaporizada, debido a su calentamiento radiactivo; aún no se ha determinado con exactitud si este obstáculo puede ser superado exponiendo al ástato a una refrigeración adecuada.

**Tennessine (inglés)**  
**Teneso (castellano)**  
**Tennessine (latín)**



El teneso es el elemento número 117 y se representa con la sigla Ts. No se encuentra en la tierra de forma natural y solo se produce en grandes aceleradores mediante el bombardeo de átomos más livianos. El descubrimiento del teneso fue anunciado oficialmente en abril de 2010 en Dubna, Rusia, fruto del proyecto de colaboración ruso-estadounidense para la síntesis de elementos superpesados. Esto lo convierte en el elemento más recientemente descubierto hasta la fecha. En 2015 la IUPAC reconoció su descubrimiento y en 2016 le fue asignado el nombre teneso (*tennessine* en inglés) en honor al estado de Tennessee de los Estados Unidos, lugar donde se encuentra el Laboratorio Nacional Oak Ridge, una de las instituciones co-descubridoras del elemento.

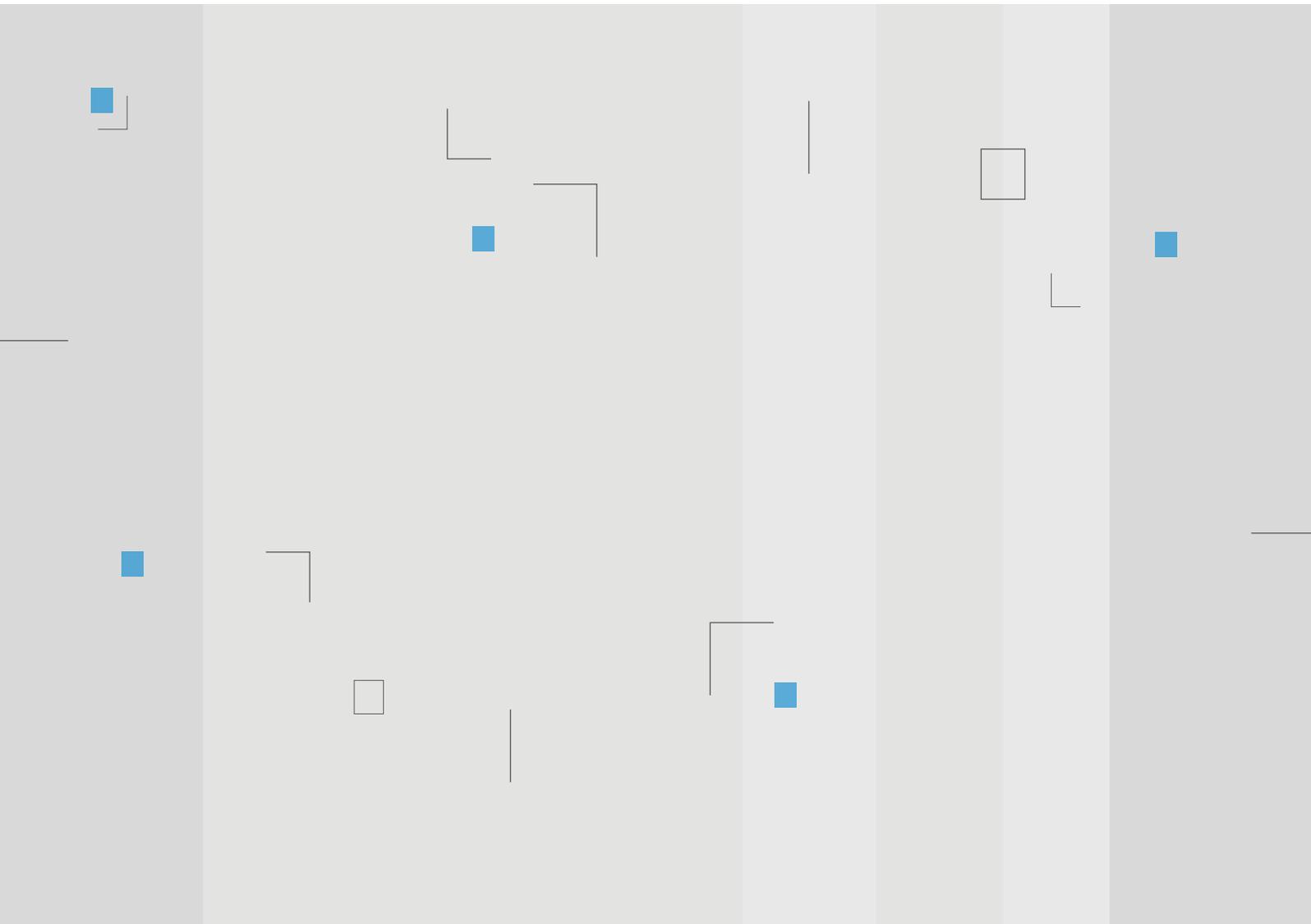
Los átomos de teneso sintetizados hasta el momento solo han durado décimas de segundos antes de decaer. Sin embargo, algunas predicciones teóricas prevén que isótopos más pesados como el 309-Te y superiores puedan ser más estables al alcanzar la isla de estabilidad asociada a algunas combinaciones específicas de protones y neutrones en elementos superpesados. En la tabla periódica se espera que sea miembro del grupo 17 de los halógenos, aunque las propiedades del teneso pueden diferir significativamente de los demás elementos de este grupo debido a los efectos relativistas presentes en los elementos superpesados. Hasta el momento, no se han logrado medir las propiedades físicas o químicas del teneso o sus compuestos debido a su producción extremadamente limitada y cara, y a que decae muy rápidamente.

Debido a su escasez, al coste de su producción, a la corta vida media de sus isótopos y a su radiactividad, el teneso no tiene aún aplicaciones más allá de la investigación científica.



# Capítulo 08.

## Grupo VIIIA



## Grupo VIIIA

Los gases nobles son un grupo de elementos químicos con propiedades muy similares. Bajo condiciones normales, son gases monoatómicos inodoros e incoloros. Son el helio (He), neón (Ne), argón (Ar), kriptón (Kr), xenón (Xe), el radiactivo radón (Rn) y el sintético Oganésón (Og).

Gas noble es una traducción del nombre alemán Edelgas, usado por primera vez en 1898 por Hugo Erdmann para indicar su extremadamente bajo nivel de reactividad. Deben sus propiedades a que su capa electrónica de electrones de valencia está completa. Pierre Janssen y Joseph Norman Lockyer fueron los primeros en descubrir un gas noble en 1868 cuando examinaban la cromósfera del Sol, por eso lo llamaron Helio. El helio tiene varias propiedades únicas con respecto a otros elementos: tanto su punto de ebullición como el de fusión son menores que los de cualquier otra sustancia conocida; es el único elemento conocido que presenta superfluidez. El He también es una excepción porque por configuración electrónica no le corresponde el grupo VIIIA, pero por propiedades sí.

Anteriormente, en 1784, el químico y físico inglés Henry Cavendish había descubierto que el aire contenía una pequeña proporción de una sustancia menos reactiva que el nitrógeno. Un siglo más tarde, en 1895, lord Rayleigh descubrió que las muestras de nitrógeno del aire son de diferente densidad que las del nitrógeno proveniente de reacciones químicas. En colaboración con William Ramsay, postuló que el nitrógeno extraído del aire se encontraba mezclado con otro gas y ejecutó un experimento que consiguió aislar exitosamente al argón. A partir de este descubrimiento, notaron que faltaba una clase completa de gases en la tabla periódica.

El neón, argón, kriptón y xenón se obtienen del aire usando los métodos de licuefacción y destilación fraccionada. El helio es típicamente separado del gas natural y el radón se aísla normalmente a partir del decaimiento radioactivo de compuestos disueltos del radio.

Los gases nobles tienen muchas aplicaciones importantes en industrias como iluminación, soldadura y exploración espacial. La combinación helio-oxígeno-nitrógeno (Trimix) se emplea para respirar en inmersiones de profundidad pues evita que los buzos sufran el efecto narcótico del nitrógeno. Después de verse los riesgos causados por la inflamabilidad del hidrógeno, éste fue reemplazado por helio en los dirigibles y globos aerostáticos. El xenón reacciona de manera espontánea con el flúor y también se han aislado algunos compuestos con kriptón. Los puntos de fusión y de ebullición de cada gas noble están muy próximos, difiriendo en menos de 10 °C.

Durante su búsqueda del argón, Ramsay también consiguió aislar el helio por primera vez, al calentar cleveíta, un mineral. En 1902, después de aceptar la evidencia de la existencia de los elementos helio y argón, Dmitri Mendeléyev incluyó estos gases nobles como Grupo 0 en su clasificación de elementos, que posteriormente se convertiría en la tabla periódica.

Ramsay continuó con la búsqueda de estos gases usando el método de la destilación fraccionada para separar aire líquido en varios componentes. En 1898, descubrió el kriptón, el neón y el xenón, llamados así a partir del griego Kryptós, "oculto", Néos, "nuevo", y Xénos, "extraño", respectivamente.

Por su parte, el radón fue identificado por primera vez en 1898 por Friedrich Ernst Dorn, y se le llamó emanación de radio, pero no fue considerado como un gas noble hasta 1904, cuando se determinó que sus características eran similares a ellos. Ese mismo año, Rayleigh y Ramsay recibieron el Premio Nobel de Física y Química, respectivamente, por el descubrimiento de los gases nobles, que ayudó a la comprensión de la estructura atómica.

**Helium (inglés)**  
**Helio (castellano)**  
**Helios (latín)**

2	4,00 1s <sup>2</sup>
<b>He</b>	
<b>HELIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Enfriamiento de sistemas muy variados</li> <li>• Aislante térmico y químico en procesos industriales</li> <li>• Disipar porosidades en soldaduras</li> <li>• Creación de atmósferas controladas</li> <li>• Encontrar fugas de gases en equipos industriales</li> </ul>	

El 18 de agosto de 1868, el astrónomo francés Pierre Jules César Janssen descubre el helio, el segundo elemento más abundante del universo por detrás del hidrógeno. Mientras observaba un eclipse solar, se percató de la existencia de una línea amarilla en el espectro solar. Durante la observación del mismo fenómeno, el astrónomo inglés Norman Lockyer determinó que esta línea tenía una longitud de onda de 587,49nm, la cual no podía ser atribuida a ningún elemento conocido hasta ese momento. Se planteó entonces que el responsable de dicha emisión era un nuevo elemento contenido en el sol, por lo que Lockyer lo llamó Helio, nombre procedente de Helios, hijo de los titanes Hiperión y Tea y personificación del Sol en la mitología griega.

La obtención de la primera muestra de Helio la logró el químico escocés William Ramsay en 1895, mediante un experimento en el recogió los gases emitidos al exponer Cleveíta —un mineral que contiene Uranio— a ciertos ácidos minerales. El análisis por parte de Lockyer y William Crookes del gas recogido por Ramsay determinó la presencia del misterioso elemento con la longitud de onda de 587,49 nm.

El Helio presenta las propiedades de un gas noble: es inerte. Es un gas monoatómico incoloro e inodoro que cuenta con el menor punto de ebullición de todos los elementos químicos y solo puede ser licuado bajo presiones muy grandes. Existen dos isótopos estables del, el Helio-4, más común, y el helio-3. Se produce en la desintegración beta del Tritio, en reactores nucleares. También se encuentra en la superficie de la Luna, arrastrado hasta allí por el viento solar.

En 1903 se encontraron grandes reservas de helio en campos de gas natural en los Estados Unidos, país con la mayor producción de Helio en el mundo. En el Parque Nacional de Yellowstone este gas contiene una tasa de Helio anormalmente alta, debido a que la actividad volcánica de la zona libera el helio acumulado en la corteza terrestre.

En la investigación científica, el comportamiento del isótopo de Helio-4 en forma líquida en sus dos fases, Helio I y Helio II, es importante para los científicos

que estudian la superfluidez, caracterizada por la ausencia total de viscosidad, así como para aquellos que desean conocer los efectos ocurridos en la materia a temperaturas cercanas al cero absoluto, como el caso de la superconductividad de metales. Es empleado en los escáneres de resonancia magnética.

Mezclado con oxígeno se usa en medicina para aumentar el flujo de oxígeno en las vías respiratorias de pacientes; en su forma líquida se utiliza para la refrigeración de equipos con propiedades superconductoras o en los laboratorios en técnicas de cromatografía de gases.

También se usa como aislante térmico y químico en procesos industriales como la producción de Titanio, evitando su oxidación, y favorece el crecimiento regular de cristales de Silicio.

En soldadura por arco, las aleaciones realizadas por medio de mezclas gaseosas con helio facilitan un trabajo más limpio, con menos porosidades y más rígidas; el helio también permite trabajar a temperaturas más altas.

Usando un espectrómetro de masas de Helio, pueden encontrarse fugas microscópicas de gases en equipos industriales.

Otros usos menos frecuentes, aunque popularmente conocidos, son el llenado de globos y dirigibles, o su empleo como componente de las mezclas de aire usadas en el buceo a gran profundidad.

El inhalar una pequeña cantidad de helio genera un breve cambio en la calidad y el timbre de la voz humana.

Es un recurso muy costoso, dado que liberado a la atmósfera se fuga al espacio y es prácticamente irrecuperable.

**Neon (inglés)**  
**Neón (castellano)**  
**Neon (latín)**

10	20,18 [He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
Ne	
NEÓN	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Fabricación de carteles luminosos</li> <li>• Fabricación de tubos de vacío, indicadores de alta tensión, pararrayos, tubos de televisión y láseres de helio-neón.</li> <li>• El neón líquido se utiliza como refrigerante criogénico</li> </ul>	

El neón fue descubierto por los químicos británicos William Ramsay y Morris Travers en Londres, Inglaterra, en el año 1898. Su descubrimiento se produjo cuando Ramsay enfrió una muestra de aire hasta que se volviera líquida, luego la calentó y capturó los gases a medida que hervían, esto es lo que se conoce como destilación fraccionada del aire líquido. Ya estaban identificados el nitrógeno, oxígeno y argón, pero los gases restantes se fueron aislando en orden de acuerdo con su abundancia. El primero en ser identificado fue el criptón. El siguiente fue un gas que proyectó una luz roja brillante bajo una descarga espectroscópica, este es el elemento que actualmente conocemos como neón.

El Ne es el quinto elemento más abundante en el universo, luego del hidrógeno, helio, oxígeno y carbono. Se sabe que el neón se sintetiza en estrellas masivas durante las últimas etapas de éstas. Sin embargo, está presente en la atmósfera de la Tierra en una concentración de solo 18 partes por millón. La única fuente del neón es la atmósfera terrestre, aunque se encuentran pequeñas cantidades de neón en el gas natural, en los minerales y en los meteoritos. El método de obtención es similar al seguido durante su descubrimiento, el mismo se extrae mediante destilación fraccionada de aire líquido. Esto da una fracción que contiene tanto helio como neón. El helio se elimina de la mezcla con carbón activado.

El neón se encuentra a temperatura ambiente en forma de gas, es incoloro, inodoro e insípido. Es parte de la familia de los gases nobles y no forma ningún compuesto químico estable. Los altos valores de la energía de ionización del He, Ne, y Ar evitan la formación de compuestos neutros estables, aun con átomos de gran electronegatividad

El uso más extendido del neón es en la fabricación de los famosos "letreros de neón" para publicidad. En un tubo de descarga de vacío, el neón brilla con un color naranja rojizo. Con baja potencia eléctrica se logra producir luz visible en lámparas incandescentes de neón; tales lámparas son económicas y se usan como luces nocturnas y de seguridad. Solo los letreros rojos contienen neón puro. Otros contienen diferentes gases para dar diferentes colores.

Se usan cantidades considerables de neón en la investigación física de alta energía. Por ejemplo, las cámaras de centelleo con que se detecta el paso de partículas nucleares se llenan de neón. También se emplea en algunos tipos de tubos electrónicos, contadores Geiger-Müller y en lámparas probadoras de corriente eléctrica de alto voltaje.

El neón también se utiliza para fabricar indicadores de alto voltaje y equipos de conmutación, pararrayos, equipos de buceo y láseres. Líquido es un importante refrigerante criogénico, se utiliza en el intervalo de 25 a 40 K. Posee una capacidad refrigerante por unidad de volumen cuarenta veces mayor con respecto al helio líquido y tres veces mayor con respecto al hidrógeno líquido. No tiene ningún papel biológico conocido y no es tóxico.

El láser de helio-neón o láser HeNe fue el primer láser de gas inventado y se debe su creación a Ali Javan, William Bennett Jr. y Donald Herriott. Este es un tipo de láser de gas que utiliza como medio activo una mezcla gaseosa de helio y neón. Los láseres de helio-neón emiten, habitualmente, a una longitud de onda de 633 nm y, por lo tanto, en luz visible de color rojo. Son un tipo de láser habitual en aplicaciones industriales y científicas y a menudo se utilizan en laboratorios docentes. Los láseres de helio-neón se utilizaban para leer códigos de barras.

Siguiendo las tendencias periódicas, el neón debería ser más reactivo que el helio. Sin embargo, de acuerdo con investigaciones teóricas, el Ne sólo forma estructuras metaestables con elementos como el F, O e H. Al ser el neón más grande que el helio, se cree que interacciones del tipo electrostática generan que los compuestos de neón sean más inestables con respecto a los posibles compuestos de He.

Los desafíos presentes consisten en la predicción teórica de compuestos de Ne, así como su preparación. También ha habido sugerencias para cambiar el helio al grupo 2 de la tabla periódica, junto al hidrógeno y justo encima del berilio. Por lo tanto, el neón pasaría a ser el primer gas noble, asociado esto a la consideración de que es más inerte que el helio y por lo tanto debería encabezar la serie.

**Argon (inglés)**  
**Argón (castellano)**  
**Argon (latín)**

<b>18</b>	<b>38,95</b> [Ne]3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>
<b>Ar</b>	
<b>ARGÓN</b>	
<ul style="list-style-type: none"><li>• Atmósfera inerte para soldar</li><li>• Llenado de focos de luz incandescente</li><li>• Extinguir incendios</li><li>• Sellado de empaques de reactivos químicos</li></ul>	

En 1785 Henry Cavendish, tuvo las primeras aproximaciones al descubrimiento de este elemento comprobando que, al exponer una muestra de nitrógeno a descargas eléctricas en presencia de oxígeno para formar óxido de nitrógeno, alrededor del 1% del gas original no reaccionaba. Finalmente, en 1894 Lord Rayleigh y Sir William Ramsay anunciaron el descubrimiento del mismo al demostrar que esta diferencia del 1% se debía a la presencia de un segundo gas poco reactivo más pesado que el nitrógeno. Así fue descubierto el primer gas noble, el argón.

Es un elemento químico incoloro (exhibe un color violáceo cuando se lo coloca en un campo eléctrico), inodoro e inerte. Pertenece al grupo de los gases nobles y es el más abundante de estos gases en la naturaleza, constituyendo el 0,93% de la atmósfera.

El gas argón se obtiene por medio de la destilación fraccionada del aire licuado, en el que se encuentra en una proporción de 0,94 % aproximadamente. Posteriormente se elimina el oxígeno residual con hidrógeno.

El uso más difundido y antiguo del argón es en lámparas eléctricas o bombillas. Se emplea para el llenado de lámparas de incandescencia para disminuir la rapidez con que se evapora su filamento de wolframio y aumentar su duración.

Al ser un elemento no corrosivo también se utiliza como gas inerte para soldar algunos metales y evitar la oxidación de los mismos durante el proceso de soldadura.

En lo que concierne a los incendios, los sistemas de extinción de argón se basan en el principio de reducción de la concentración de oxígeno en el área del riesgo.

La atmósfera de argón se utiliza en la manipulación de reactivos químicos en el laboratorio y en el sellado de empaques de estos materiales.

Los láseres de argón azul se encuentran en el ámbito de la cirugía, para soldar arterias, destruir tumores y corregir defectos oculares.

El uso más singular del argón está en los neumáticos de los automóviles de lujo. Este gas no solo protege el caucho del ataque del oxígeno, sino que también disminuye el ruido de los neumáticos cuando el automóvil se mueve a gran velocidad.

**Krypton (inglés)**  
**Kriptón o criptón (castellano)**  
**Krypton (latín)**

<p><b>36</b></p> <p style="text-align: right;">83,80 [Ar]3d<sup>10</sup>4s<sup>2</sup>4p<sup>6</sup></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold; text-align: center;">Kr</p>
<p>KRIPTÓN</p>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Las lámparas de flash (usadas para fotografía a alta velocidad)</li> <li>• En equipos especializados de imagen por resonancia magnética</li> <li>• Iluminación en aeropuertos</li> </ul>

El kriptón fue descubierto en el año 1898 por Sir William Ramsay y Morris William Travers un residuo de la evaporación del aire líquido. Para su demostración, obtuvieron una gran cantidad de aire líquido y la sometieron a destilación fraccionada. A continuación, colocaron el residuo en un tubo de Plücker conectado a una bobina de inducción y se produjo un espectro con líneas amarillas y verdes brillantes. El análisis espectral de la fracción menos volátil reveló la presencia del kriptón.

El kriptón es un gas noble inodoro e insípido de poca reactividad caracterizado por un espectro de líneas verdes y rojo-naranjas muy brillantes. Es uno de los productos de la fisión nuclear del uranio. El kriptón está presente en el aire aproximadamente en una concentración de 1 ppm. El kriptón sólido es blanco, de estructura cristalina cúbica centrada en las caras al igual que el resto de gases nobles.

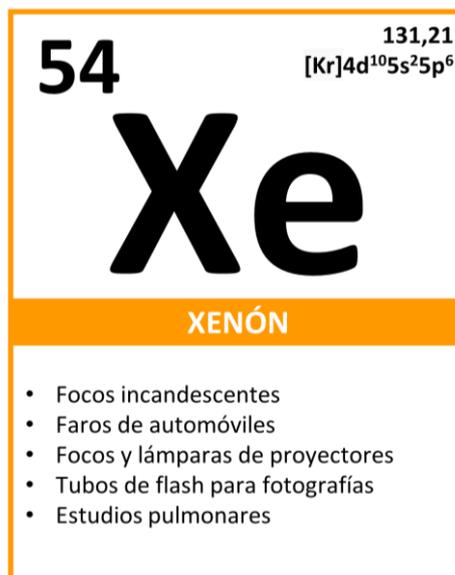
La inhalación de éste en concentraciones excesivas puede resultar en mareos, náuseas, vómitos, pérdida de consciencia e incluso la muerte, produce asfixia física.

Se encuentra entre los gases volcánicos y aguas termales y en diversos minerales en muy pequeñas cantidades.

El kriptón, posee la propiedad de que, al ser atravesado por corriente eléctrica, despiden una luz de color rojo-naranja, la cual es ideal para la iluminación de pistas de aterrizaje de los aeropuertos ya que es visible a grandes distancias y a pesar de la niebla. También, es utilizado en los flashes para fotografías de alta velocidad y en las lámparas incandescentes para evitar la evaporación de su filamento. En la industria médica, el kriptón se usa en equipos especializados de imagen por resonancia magnética ya que su isótopo (kriptón-83) es un agente de contraste para tomar las vías aéreas de los pulmones y de esta manera poder detectar depósitos de humo de tabaco en ellos. Continuando con sus aplicaciones médicas, el láser de gas kriptón crea una luz concentrada que se utiliza generalmente en procedimientos sensibles, tales como la cirugía de la retina. El

láser es muy preciso y hace que la sangre se coagule y previene el sangrado innecesario y el daño a los tejidos. Los proyectores de diapositivas u otras máquinas similares tienen lámparas de proyección que contienen kriptón.

**Xenon (inglés)**  
**Xenón (castellano)**  
**Xenon (latín)**



Fue descubierto en 1898 por Sir William Ramsay y Morris William Travers al licuar aire enfriándolo a una temperatura extrema, y calentándolo hasta evaporar los gases más volátiles, quedándose así con otros gases provenientes de la atmósfera, uno de los cuales fue el xenón, nombrado así por el término griego que significa “extraño”.

El xenón es un elemento químico gaseoso inodoro, incoloro y muy pesado. Al excitarse con una carga eléctrica presenta una coloración azul-violácea intensa, por lo que en ocasiones se emplea en los llamados tubos de xenón (focos incandescentes).

No es tóxico, pero varios de sus compuestos lo son altamente debido a sus fuertes propiedades de oxidación. Este gas produce un efecto contrario al Helio y al ser inhalado hace su voz más grave.

Se encuentra en trazas en la atmósfera terrestre, apareciendo en una parte por veinte millones. El elemento se obtiene comercialmente por extracción de los residuos del aire licuado. Este gas noble se encuentra naturalmente en los gases emitidos por algunos manantiales naturales. Los isótopos Xe-133 y Xe-135 se sintetizan mediante irradiación de neutrones en reactores nucleares refrigerados por aire.

Su principal uso es en lámparas. Por su brillo refulgente, los faros de xenón instalados por los fabricantes de los coches se hacen un componente casi obligatorio en los coches contemporáneos.

La gran intensidad de las lámparas de xenón también las hace útiles como flash de cámaras y lámparas de proyectores, como las del cine.

Las luces ultravioletas que se utilizan para esterilizar el material de laboratorio también pueden incluir xenón, ya que la luz obtenida es lo suficientemente brillante como para exterminar los microbios.

El xenón también tiene su aplicación en la producción de las luces estroboscópicas.

El isótopo Xe-133 se empleó también desde 1955 para evaluar el flujo sanguíneo regional de los pulmones en fisiopatología respiratoria. Fue el gas más popular en esta área por su vida media de 5,27 días, permitiendo así su empleo en lugares muy apartados de su sitio de producción, mientras que otros gases como el oxígeno o el nitrógeno solamente se podían emplear cerca del sitio de producción, pues su vida media es más corta.

**Radon (inglés)**  
**Radón (castellano)**  
**Radon (latín)**

<p><b>86</b></p> <p style="text-align: right;">222 [Xe]4f<sup>14</sup>5d<sup>10</sup>6s<sup>2</sup>6p<sup>6</sup></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold; text-align: center;">Rn</p>
<p><b>RADÓN</b></p>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Tratamientos de radioterapia en medicina</li> <li>• Asignación de gradientes geotérmicos en actividades geológicas</li> <li>• Indicador de la estabilidad de la atmósfera</li> </ul>

El elemento químico Radón fue descubierto en 1898 por Fredrich Ernst Dorn. Tiene como símbolo Rn, su número atómico es 86 y tiene una masa atómica de 222 g/mol. Es un elemento químico gaseoso que forma parte del grupo de los gases nobles, siendo el más pesado de ellos, es bastante radiactivo, ya que se produce a consecuencia de la desintegración radiactiva del elemento químico radio, es químicamente inerte y tampoco tiene color, sabor ni olor.

Este gas noble al congelarse se vuelve fosforescente, los colores van del naranja rojizo al amarillo, y cuando se condensa toma una coloración rojiza intensa. Posee tres isótopos naturales más 22 isótopos que han sido sintetizados a través de reacciones nucleares, las cuales se llevan a cabo en ciclotrones y aceleradores lineales, siendo el isótopo R-226 el que tiene un promedio de vida más largo.

El Radón es usado en medicina en tratamientos de radioterapia, motivado a que es un gas estable. Este tipo de terapia se usa para el tratamiento de enfermedades autoinmunes como la artritis y degenerativas como el cáncer, las cuales transforman el sistema inmune del organismo. Los pacientes son expuestos a cantidades bajas de radiación, lo cual suprime el sistema inmunitario.

En actividades geológicas, se usa el Radón para asignar gradientes geotérmicos, que es la variación de la temperatura a medida que aumenta la profundidad en la corteza terrestre.

En la naturaleza, el Radón puede encontrarse en el aire, las aguas subterráneas o en aguas termales. Bañándose en estas últimas, se pueden tratar diversos trastornos de salud. Sin embargo, la exposición al Radón a largo plazo, puede originar problemas de salud como afecciones pulmonares y posibilidad de desarrollar cáncer de pulmón. Aún se desconoce si produce daños a otros órganos distintos a los pulmones.

En aguas termales el Radón se genera como consecuencia de la combustión del carbón y de las minas de fosfato y uranio. A través de la evaporación, el radón que se encuentra en la superficie pasa a la atmósfera, pero la mayor parte permanecerá en el suelo. La vida media radiactiva del radón es de unos cuatro días, y se degrada produciendo otros compuestos que son menos dañinos.

**Oganesson (inglés)**  
**Oganesón (castellano)**  
**Oganesson (latín)**

<b>118</b>	<b>294</b> [Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup> 7p <sup>6</sup>
<b>Og</b>	
<b>OGANESÓN</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 2002</li> <li>• Su nombre es en honor físico ruso Yuri Oganesián</li> <li>• Tiempo de vida media: 1,07 ms</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

El oganesón es un elemento sintético y radiactivo. Fue el último elemento descubierto y publicado en la tabla periódica. Se sintetizó por primera vez en el Instituto Central de Investigaciones Nucleares (JINR) de Dubná, Rusia en el año 2002. La investigación estuvo a cargo de un grupo de científicos rusos y americanos liderados por el físico nuclear ruso Yuri Oganessian. Para sintetizarlo, se bombardearon átomos de californio-249 con iones de calcio-48, la experiencia tomó 1080 horas y lograron generarse entre dos a tres átomos de oganesón.

El descubrimiento del oganesón no fue publicado inmediatamente debido a ciertos inconvenientes que impedían a los científicos asegurarse que estaban frente a un elemento nuevo. El principal problema era que coincidía la energía de desintegración con la del 212-Po, aunque luego se descubrió que esto fue debido a impurezas generadas en reactores de fusión nuclear que se emplean en la producción de elementos superpesados. Fueron necesarios un gran número de ensayos respaldatorios para que recién en 2005 se anunciara su descubrimiento.

En diciembre de 2015 el oganesón fue reconocido como elemento por el Grupo de Trabajo Conjunto de IUPAC e IUPAP. El 28 de noviembre de 2016, Joint Institute for Nuclear Research, Dubna (Russia) and Lawrence Livermore National Laboratory (USA) propusieron que este elemento recibiera su nombre formal en honor al científico Yuri Oganessian por sus contribuciones pioneras a la investigación de elementos transactínidos y su participación en el descubrimiento de otros elementos pesados.

El oganesón tiene un tiempo de vida media de  $1.15 \text{ ms} \pm 0.47 \text{ ms}$  razón por la cual no ha sido posible determinar sus propiedades. Sólo se cuentan con diversas predicciones teóricas en base a modelos matemáticos a fin de predecir las mismas. Se presume que posee una configuración electrónica [Rn] 7s<sup>2</sup> 7p<sup>6</sup> 5f<sup>14</sup> 6d<sup>10</sup>, perteneciendo por lo tanto al grupo 18, razón por la cual se esperaría que presentase propiedades físicas y químicas que encuadren dentro del grupo de los gases nobles.

De acuerdo con el desarrollo de las propiedades periódicas se creería que el Og sería sólo ligeramente superior en reactividad con respecto al radón, sin embargo, ciertos estudios teóricos han demostrado que es mucho más reactivo, aún más que el copernicio y el flerovio, motivo por el cual no encuadraría dentro de la clasificación de gas noble. La posible justificación se basa en la desestabilización energética y expansión radial que ocurre debido a la elevada cantidad de electrones que posee el elemento.

Con respecto a su afinidad electrónica, se estimó que la misma sería positiva, cuestión que lo distinguiría indudablemente de los gases nobles. Aunque más adelante, mediante correcciones de electrodinámica cuántica, se concluyó que su electroafinidad sería menor a la calculada inicialmente.

En cuanto a su polarizabilidad, de acuerdo con las predicciones, se espera que la misma supere con creces a todos los elementos de la tabla periódica. Esto también supondrá que el Og tendrá una energía ionización muy baja, con valores similar al del plomo.

Con respecto al posible punto de ebullición existen controversias en referencia a cuál sería. Si se extrapolan valores considerando gases ideales, el mismo se encontraría en  $80 \pm 30^\circ\text{C}$ . Han sido estimados otros valores, pero todos resultan inferiores a este. De acuerdo con las proyecciones realizadas, no es posible determinar el estado de agregación en condiciones normales, y se cree poco probable que sea un gas, y si lo fuera, aun siendo monoatómico, sería muy denso. En cambio, parece más factible que se presente como sólido en condiciones normales.

El isótopo más estable sintetizado es el oganesón-294, sin embargo, de acuerdo con diversas estimaciones, se cree que el oganesón-295 tendría una vida media mayor, de alrededor de 10 ms, sin embargo, este nunca ha logrado ser sintetizado.

En la actualidad, no ha sido posible obtener ningún compuesto de oganesón. Se cuenta, en cambio, con variados estudios teóricos sobre su reactividad. Se han predicho varios estados de oxidación, entre los cuales podrían encontrarse: -1, 0, +1, +2, +4 y +6, considerándose que el estado más común podría ser 0.

Se han estudiado posibles compuestos y su estabilidad. Considerando una molécula  $\text{Og}_2$ , fue posible analizar que presentaría una longitud de enlace menor que  $\text{Rn}_2$ , indicando un enlace más fuerte que en éste, mientras que su energía de disociación sería cuatro veces mayor que en  $\text{Rn}_2$ .

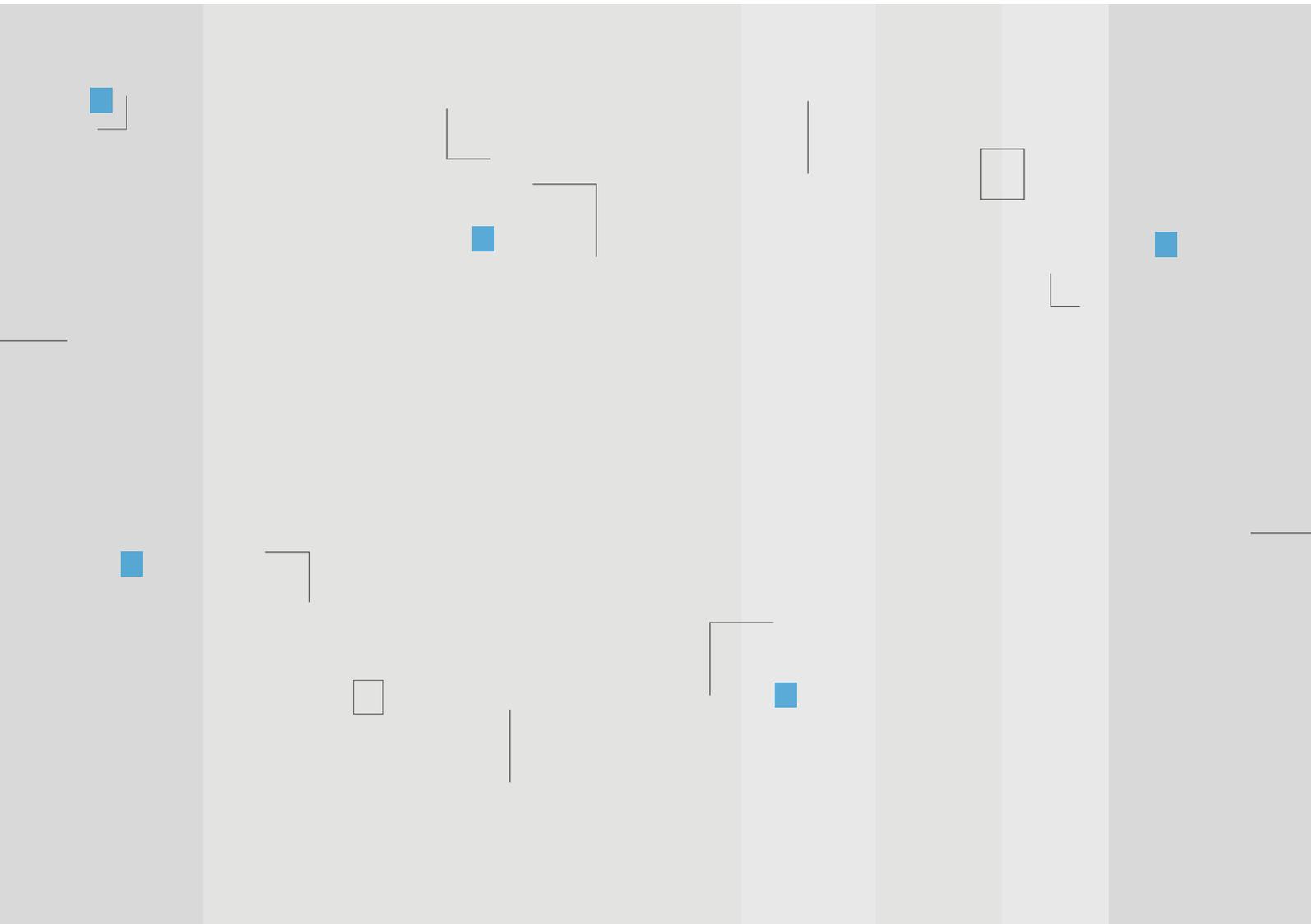
También se estudió el posible compuesto  $\text{OgH}$ , en el cual tendría un enlace muy débil con interacciones del tipo de van der Waals. Los estados de oxidación +2 y +4 serían posibles hallarlos en compuestos con flúor, tales como  $\text{OgF}_2$  y  $\text{OgF}_4$ . Considerando que el oganesón sería un elemento muy reactivo, es posible calcular la liberación de energía al formar compuestos, por ejemplo, al formar  $\text{OgF}_2$  se liberarían cerca de 106 kcal/mol, que es un valor muy superior comparado con el valor que resulta de la formación de  $\text{RnF}_2$ , el cual se encuentra cerca de 49 kcal/mol.

Debido a que solo ha sido posible sintetizar unos pocos átomos de oganesón, actualmente este elemento no presenta usos y aplicaciones industriales. De acuerdo con las proyecciones realizadas, se esperaría que el oganesón se comportara como un semiconductor. Esta característica lo separaría finalmente de la clasificación de gas noble, los cuales son aislantes, y esta propiedad podría ser muy importante para definir su uso a futuro. Actualmente, la aplicación de este elemento está limitado a su uso en investigación científica.



# Capítulo 09.

## Elementos de Transición



## Elementos de Transición

La denominación "elementos de transición" introduce cierta confusión en el significado de este concepto. Un error frecuente es denominarlos así considerando que están ubicados en la Tabla Periódica entre los bloques  $[s]$  y los bloques  $[p]$  de los elementos representativos. Sin embargo, la IUPAC define un metal de transición como "un elemento cuyo átomo tiene una subcapa  $d$  incompleta o que puede dar lugar a cationes con una subcapa  $d$  incompleta". Esta definición corresponde a los grupos 3 a 11 de la Tabla Periódica. De acuerdo con esta definición podemos agregar que el nombre de "transición" proviene de una característica particular que presentan estos elementos de ser estables a nivel orbital, ya que cuando faltan electrones de su última capa de valencia, los pueden tomar de capas internas sin que esta transición implique inestabilidades a nivel atómico o químico. Este fenómeno se llama "*transición electrónica*" y es el motivo de la gran estabilidad química que presentan estos elementos.

Según la definición más amplia, los metales de transición son los treinta y seis elementos químicos del bloque  $d$  que se dividen en: la primera serie de transición que abarca los elementos del Sc al Cu, la segunda serie de transición abarca los elementos del Y a Ag y la tercera serie de transición a partir del elemento La, Hf hasta Au. El actinio, Ac, es el primer miembro de la cuarta serie de transición, que también incluye Rf hasta Rg. Se incluyen los "metales de acuñar", Cu, Ag y Au, no solamente por su configuración  $(n-1)d^9ns^1$  sino porque sus propiedades químicas son similares a la de los elementos de transición. Sin embargo, el zinc, cadmio, y mercurio están excluidos de los metales de transición, ya que tienen una configuración  $d^{10}$ . Estos forman iones con estado de oxidación +2, pero conservan la configuración  $4d^{10}$ . El elemento 112 podría también ser excluido, aunque sus propiedades de oxidación no son observadas debido a su naturaleza radioactiva. En nuestra tabla periódica al Zn, Cd, Hg y Cn (copernicio), los ubicaremos dentro de la serie de transición.

Los datos espectroscópicos indican que las configuraciones del estado fundamental de los átomos de la primera serie del bloque " $d$ " son de la forma  $3d^n 4s^2$ , con los orbitales  $4s$  llenos, a pesar de que los orbitales  $3d$  individuales son los de menor energía.

Como características particulares que presentan los elementos de esta serie podemos enumerar: una gran relación carga / radio, variados estados de oxidación, formación de iones coloreados, que la mayoría de los elementos (o iones) son paramagnéticos, formación de compuestos con profunda actividad catalítica y participación activa en la química de los compuestos de coordinación.

**Scandium (inglés)**  
**Escandio (español)**  
**Scandium (latín)**

<b>21</b>	44,95 [Ar]3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>
<b>Sc</b>	
<b>ESCANDIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Su uso principal es como fuente lumínica, ya que es capaz de producir luces de alta intensidad</li> <li>• Es utilizado como trazador en instalaciones petroleras y en la fabricación de los televisores a color</li> </ul>	

El escandio fue descubierto por Lars Fredrick Nilson en 1879 mientras trabajaba con su equipo en la búsqueda de tierras raras mediante análisis espectral de los minerales euxenita y gadolinita. Para aislar el elemento procesó 10 kg de euxenita con otros residuos de tierras raras logrando aproximadamente dos gramos del óxido Sc<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Recién en 1960 fue posible obtener en forma masiva (alrededor de 500 g) de escandio 99 %. Sus propiedades fueron predichas por Mendeleev (eka-boro) al proponer su Tabla Periódica.

Es un metal blando, liviano, resistente al ataque del ácido nítrico y fluorhídrico. Su color plateado deslustra expuesto al aire adoptando un color ligeramente rosado. Su estado de oxidación más común es +3 y sus sales son incoloras. Sus propiedades son más parecidas a las del ytrio y los lantánidos que a las del titanio, por lo que suele incluirse con frecuencia entre las tierras raras.

Usualmente se lo produce y exporta como óxido, extraído de minerales que contienen tierras raras. El escandio metálico se obtiene transformando el óxido en ScF<sub>3</sub>, y reduciendo luego el fluoruro con calcio.

Los haluros de escandio se utilizan en lámparas halógenas de alta intensidad. Añadiendo yoduro de escandio en las lámparas de vapor de yoduro de sodio se consigue una "luz solar artificial" de muy alta calidad.

La aplicación principal del escandio es en las aleaciones con aluminio para componentes de la industria aeroespacial.

El isótopo radiactivo Sc-46 se emplea como trazador en refinerías de petróleo.

**Titanium (inglés)**  
**Titanio (castellano)**  
**Titanium (latín)**

<b>22</b>	47,87 [Ar]3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>
<b>Ti</b>	
<b>TITANIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Equipamientos como intercambiadores de calor, tanques, recipientes de encausado y válvulas</li> <li>• Fabricación de aeronaves, barcos, naves espaciales y misiles</li> <li>• TiO<sub>2</sub> usado como pigmento blanco en pinturas, dentífricos y plásticos</li> </ul>	

Descubierto en 1791, por el clérigo William Gregor en rocas de una mina de Cornwall, Inglaterra. Klaproth lo nombró titanio, en 1795, por los titanes de la mitología griega.

El titanio es un metal de transición de color gris, baja densidad y gran dureza. Es muy resistente a la corrosión por agua de mar, agua regia y cloro. Está entre los pocos elementos que pueden arder en nitrógeno puro. Es el noveno elemento y el séptimo metal más abundante en la corteza terrestre, en la que existe como cinco isótopos estables. Se lo halla principalmente en depósitos de sus minerales, principalmente óxidos como la anatasa, el rutilo y la ilmenita, que se encuentran ampliamente distribuidos en la litosfera. También aparece naturalmente unido a otros elementos en rocas ígneas y sedimentarias. Está presente también en los seres vivos, los cuerpos de agua y objetos extraterrestres.

En estado sólido tiene dos formas alotrópicas. Es el elemento metálico que posee la mayor proporción de dureza-densidad. Presenta una elevada ductilidad (especialmente en ambientes libres de oxígeno). Su punto de fusión es relativamente alto (1668°C) lo que hace que sea útil como metal refractario. Su punto de ebullición es 3287°C. Es paramagnético y presenta conductividad eléctrica y térmica relativamente bajas. El titanio puede formar aleaciones con hierro, aluminio, vanadio y molibdeno. Su óxido más importante es el TiO<sub>2</sub>, que se encuentra principalmente como anatasa, brookita y rutilo.

La producción de Ti metálico es compleja y costosa, lo que eleva mucho el precio del metal respecto de sus minerales. Consiste en tres pasos: primero se reducen el TiO<sub>2</sub> o el FeTiO<sub>3</sub> con carbón en presencia de una corriente de cloro gaseoso para obtener el tetracloruro; luego se purifica el TiCl<sub>4</sub> por destilación fraccionada y, finalmente, se lo reduce a metal usando magnesio fundido en una atmósfera de argón. Este método de obtención se denomina proceso metalúrgico Kroll.

Casi dos tercios del titanio metálico obtenido se destinan a construir barcos, aviones, helicópteros, cohetes y misiles.

Otros usos incluyen intercambiadores de calor, tanques, recipientes de encausado y válvulas.

También en almacenamiento y transporte de productos químicos y petroquímicos, plantas de desalinización, prótesis médicas e implantes ortopédicos, indumentaria deportiva, joyería y teléfonos móviles.

El 95% del  $\text{TiO}_2$  extraído se refina y se usa como pigmento blanco permanente en pinturas, dentífricos y plásticos. También se lo emplea en el cemento, el papel, cañas de pescar y palos de golf.

**Vanadium (inglés)**  
**Vanadio(castellano)**  
**Vanadium (latín)**

<p><b>23</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">V</p>	<p>50,94 [Ar]3d<sup>3</sup>4s<sup>2</sup></p>
<p>VANADIO</p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Catalizador de diferentes procesos industriales, como la producción de ácido sulfúrico</li> <li>• Aleaciones como ferovanadio o aditivo en aceros, aceros inoxidable para material quirúrgico</li> <li>• Altamente resistentes a la corrosión</li> </ul>	

El vanadio fue descubierto en 1801 por el mineralogista español Andrés Manuel del Río, quien lo llamó eritronio creyendo que era cromo impuro. El elemento fue redescubierto en 1830 por el químico sueco Nils Gabriel Sefström (discípulo de Berzelius) denominándolo según una antigua deidad noruega. Eligió a una diosa de la belleza y la juventud, Vanadis, y llamó al elemento vanadio, un nombre sugerido por los hermosos colores de sus compuestos en solución. El químico inglés Henry Enfield Roscoe produjo por primera vez el metal en 1867 por reducción del cloruro de vanadio (III) con hidrógeno.

El vanadio es un metal de color blanco grisáceo brillante, dúctil y maleable pero duro. Su densidad es de 6.1gr./cm<sup>3</sup> y su punto de fusión de 1900°C. Tiene una buena resistencia a las atmósferas corrosivas. Posee un isótopo estable, el vanadio 51 y otro débilmente radiactivo, el vanadio 50. Puede encontrarse en muchos minerales entre los que se destacan la carnotita, la vanadinita, magnetita, patronita y también la bauxita.

En el proceso de extracción, el mineral es convertido en óxido de vanadio(V) para ser reducido por el calcio a vanadio metálico. Para obtener el metal más puro se emplea el método de Van Arkel de Boer por el cual se forma un compuesto volátil y se descompone posteriormente.

Las propiedades de la aleación del vanadio con el hierro han sido conocidas por más de un siglo. Henry Ford las utilizó en 1908 para hacer la carrocería de su modelo T más fuerte y liviana. La mayor parte del vanadio producido se usa con el hierro como ferovanadio. El acero al vanadio es especialmente fuerte y duro, con una resistencia mejorada a los golpes. El pentóxido de vanadio se utiliza como catalizador en la producción de ácido sulfúrico y anhídrido maleico y la aleación con galio se usa en imanes superconductores. Como no forma aleaciones con el uranio se utiliza para revestir la estructura interior de los reactores nucleares.

El vanadio se emplea en aceros resistentes a la corrosión, instrumentos quirúrgicos, herramientas, ejes, cigüeñales, engranajes. En aleaciones con titanio y hierro se utiliza en motores de reacción. Sin embargo, la fuente más grande de demanda futura podría no tener nada que ver con el acero, posiblemente sea con la inusual naturaleza electroquímica del vanadio.

**Chromium (inglés)**  
**Cromo (castellano)**  
**Chrome (latín)**

24	51,99 [Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>
<b>Cr</b>	
<b>CROMO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Cromado: protección contra la corrosión</li> <li>• Materia prima en aleaciones (aceros inoxidables austeníticos)</li> <li>• Recubrimiento para proyección térmica (motores combustión interna)</li> <li>• Colorante (pigmentación de pinturas)</li> <li>• Protector de maderas (barnices)</li> </ul>	

Cromo, del griego “chrome” (color). Recibió este nombre debido a que se encontraba en distintas sales y óxidos de varios colores que, en ese momento, se usaban para fabricar pinturas y pigmentos para telas.

1761 fue el año de su descubrimiento por Johan Gottlob Lehman (PbCrO<sub>4</sub>) y 1798 fue el año en el que Luis Nicolás Vaquelin lo pudo aislar por primera vez.

Existen cuatro isótopos naturales <sup>50</sup>Cr, <sup>52</sup>Cr, <sup>53</sup>Cr, <sup>54</sup>Cr. Además, se han producido diversos isótopos inestables mediante reacciones radioquímicas. El más importante es el <sup>51</sup>Cr, el cual emite rayos gamma débiles y tiene un tiempo de vida media aproximadamente de 27 días. El cromo galvanizado y pulido es de color blanco azulado brillante. Su poder reflejante es 77% del de la plata.

Sus propiedades mecánicas, incluyendo su dureza y la resistencia a la tensión, determinan la capacidad de utilización. El cromo tiene una capacidad relativa baja de forjado, enrollamiento y propiedades de manejo. Sin embargo, cuando se encuentra absolutamente libre de oxígeno, hidrógeno, carbono y nitrógeno es muy dúctil y puede ser forjado y manejado. Es difícil almacenarlo libre de estos elementos.

El cromo en la naturaleza suele encontrarse en forma de compuestos minerales, uno de los más conocidos es la cromita (FeCr<sub>2</sub>O<sub>4</sub>). Para la extracción y posterior explotación industrial se procede a la minería.

Algunas de las sustancias simples y compuestos de cromo:

Dicromato de potasio (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>), es de color rojo. Se usa para galvanizar metales (protección anticorrosiva), para pigmentar pinturas y para preparar protectores de madera (barnices).

Trióxido de dicromo (Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), es de color verde, se usa para dar color a vidrios y pulir metales.

Carburo de cromo ( $\text{Cr}_3\text{C}_2$ ), es de color gris. Se usa como recubrimiento para proyección térmica en otros metales sometidos a altas temperaturas, como por ejemplo motores de combustión interna.

El hidroxisulfato de cromo (III) ( $\text{Cr}(\text{OH})(\text{SO}_4)$ ), se usa para curtir cueros y es de coloración verde. El ácido crómico ( $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ) se usa para limpiar materiales de vidrio de laboratorio, debido a que deja insolubles los compuestos orgánicos.

El uso quizá más naturalizado del cromo es como agente protector de metales a través de aleaciones o cromado. Esto se consigue gracias a que el cromo tiene afinidad con el oxígeno y reacciona con él formando una capa inerte. Sin embargo, debido a la afinidad del cromo con muchos elementos de la tabla periódica, puede formar muchas sustancias distintas con diferentes usos.

El cromado, por ejemplo, se trata de un revestimiento de cromo sobre algún metal o aleación metálica, como hierro o acero y esto le proporciona resistencia a la corrosión y dependiendo del tipo de cromado, otorga cierta dureza. El revestimiento se consigue a través de un proceso de limpieza de la pieza a cromar, luego un tratamiento con varios ácidos (dependiendo del material a cromar) considerablemente tóxicos y posterior electrólisis. La calidad del cromado es tan buena como el tratamiento que haya recibido la pieza antes de la electrólisis. La mayor desventaja que tiene el cromado es que si esta recibe algún daño o deterioro, el metal queda expuesto a la corrosión y se perdería el efecto deseado.

Las aleaciones con cromo como el acero inoxidable, se consiguen calentando las materias primas (en este caso hierro, carbono y cromo) y mezclarlas, para posteriores procesos donde se le da la forma deseada mientras enfría (laminación en caliente y laminación en frío). Si bien desde bajos porcentajes de cromo en masa se empiezan a notar las ventajas del acero inoxidable frente a un acero convencional, estos porcentajes dependen mucho del uso que se le quiera dar a la aleación final. El que más abundancia son los conocidos como aceros austeníticos (recibe ese nombre de la austenita, un tipo particular de ordenamiento de la red de átomos). Los aceros inoxidables austeníticos son aceros fabricados con el contenido de cromo y níquel en las siguientes proporciones: 16% a 26% de cromo y 6% a 22% de níquel, y como los demás tipos de acero, el carbono se encuentra presente como el director residual y es controlado al límite más bajo posible (un valor menor al 1,5%)

El cromo es importante en la descomposición de las grasas y de los carbohidratos. Estimula la síntesis de los ácidos grasos y del colesterol. Estos son importantes para la función cerebral y otros procesos corporales. El cromo también ayuda en la acción de la insulina y la descomposición de la glucosa

La gente puede estar expuesta al cromo a través de respirarlo, comerlo o beberlo y a través del contacto con la piel con cromo o compuestos del cromo. El nivel de cromo en el aire y el agua es generalmente bajo. En agua para beber el nivel de cromo es usualmente bajo como en el agua de pozo, pero el agua de pozo contaminada puede contener el peligroso cromo (VI); cromo hexavalente. Para la mayoría de la gente que come comida que contiene cromo III es la mayor ruta de entrada de cromo, como el cromo III ocurre naturalmente en muchos vegetales, frutas, carnes, levaduras y granos. Varias maneras de preparación de la

comida y almacenaje pueden alterar el contenido de Cromo en la comida. Cuando la comida es almacenada en tanques de acero o latas las concentraciones de cromo pueden aumentar. El cromo III es un nutriente esencial para los humanos y la falta de éste puede causar condiciones del corazón, trastornos metabólicos y diabetes. Pero la toma de mucho cromo III puede causar efectos sobre la salud también, por ejemplo, erupciones cutáneas.

El cromo (VI) es un peligro para la salud de los humanos, mayoritariamente para la gente que trabaja en la industria del acero y textil. La gente que fuma tabaco también puede tener un alto grado de exposición al cromo. El cromo (VI) es conocido porque causa varios efectos sobre la salud. Cuando es un compuesto en los productos de la piel, puede causar reacciones alérgicas, como es erupciones cutáneas. Después de ser respirado el cromo (VI) puede causar irritación de la nariz y sangrado de la nariz.

**Manganeso (inglés)**  
**Manganeso (castellano)**  
**Manganum (latín)**

25	54,94 [Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>
Mn	
MANGANESO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Siderurgia - Fabricación de acero</li> <li>• Aplicación en construcción de baterías alcalinas</li> <li>• Tintes y pigmentos para cerámica y vidrio</li> </ul>	

El manganeso se representa con la sigla Mn. El origen de su nombre no está claro. Según la Royal Society of Chemistry, podría ser un derivado de la palabra latina ‘*magnes*’ que significa imán, o bien podría provenir de la ‘*magnesia nigra*’ u óxido de magnesio negro en latín. Según otras fuentes, su nombre deriva de la región griega de Magnesia, de donde provienen dos óxidos negros, ambos llamados originariamente “*magnes*”. Uno de ellos atraía el hierro, hoy conocido como magnetita, y el otro no, por lo que fue denominado “*magnesia*” y hoy se conoce como pirolusita o MnO<sub>2</sub>. El MnO<sub>2</sub> era utilizado por los vidrieros para eliminar el color en ese material, pero también utilizaban una “*magnesia*” de color blanco (“*magnesia alba*”). Para diferenciarlos, el médico y naturalista Michele Mercati optó por denominar “*manganesa*” a la “*magnesia nigra*”, por lo cual, cuando se aisló el elemento, recibió el nombre de manganeso.

La “*magnesia nigra*” o pirolusita ha sido utilizada como pigmento negro en las pinturas rupestres, por lo que se lo emplea desde épocas remotas, y hasta el año 1740 se había asumido que contenía hierro en su composición. En ese año, Johann Heinrich Pot, un químico alemán interesado en la producción de vidrio, demostró que la pirolusita no contenía hierro, tal como se creía hasta entonces, y pudo obtener permanganato de potasio a partir de ella. En 1774, el químico sueco/alemán Carl Wilhelm Scheele utilizó pirolusita para obtener Cl<sub>2</sub>, sabiendo que el mineral contenía un elemento nuevo. En el mismo año el mineralogista y químico sueco Johan Gottlieb Gahn pudo obtenerlo puro por calentamiento de pirolusita en presencia de carbón.

El Manganeso, como elemento puro, es un sólido de apariencia gris-plataada, y expuesto al aire pierde lentamente su brillo por oxidación superficial. Su número atómico es 25, pertenece al grupo 7 y al período 4 de la Tabla Periódica. Su abundancia en la corteza terrestre es de 0,1%, principalmente bajo la forma de pirolusita. Es considerado un metal de transición, posee una densidad de 7.3 g/cm<sup>3</sup> y sus puntos de fusión y ebullición son 1519 K (1246 °C) y 2334 K (2061 °C), respectivamente. Su isótopo natural, <sup>55</sup>Mn, es estable, aunque se han podido

aislar y describir otros isótopos, siendo el más estable de ellos el  $^{53}\text{Mn}$ , con un tiempo de vida medio de 3,7 millones de años.

Si bien el consumo o la exposición prolongada produce efectos adversos en humanos, conocidos como manganismo (una enfermedad neurodegenerativa con síntomas similares al mal de Parkinson), el manganeso es esencial en la dieta humana, ya que actúa como coenzima en diversos procesos biológicos, como el metabolismo de macronutrientes, la formación ósea y la protección contra radicales libres.

El manganeso como elemento, es demasiado quebradizo como para ser utilizado como metal, aunque suele formar parte de algunas aleaciones, como el acero. La incorporación de un 1% de manganeso incrementa la fuerza del material, mejora su resistencia al desgaste y lo vuelve más fácil de trabajar. El agregado de manganeso presenta ventajas que resultan sumamente importantes, ya que, por combinarse con el azufre en la colada, mejora las propiedades del trabajo en caliente del acero. Además, actúa como antioxidante y contribuye a la tenacidad y dureza final del material. El llamado acero al manganeso contiene un porcentaje de entre 12 y 14% de ese elemento y es extremadamente fuerte, por lo que se utiliza para la construcción de elementos para la industria minera, como trituradores de rocas, elevadores, rieles ferroviarios, mezcladoras de cemento y también para la construcción de cajas fuertes y cañones de rifles.

El aluminio en aleación con un 1,5 % de manganeso se utiliza para la fabricación de latas para bebidas, y tiene una mejor resistencia a la corrosión. Las aleaciones de aluminio, antimonio, manganeso y cobre forman materiales altamente magnéticos.

Los óxidos y sales del manganeso también tienen una gran importancia comercial, comportándose generalmente como potentes oxidantes. Como se mencionó anteriormente, la pirolusita o  $\text{MnO}_2$  se utiliza como decolorante en la producción del vidrio, mientras que el  $\text{MnO}$  se utiliza como oxidante en análisis cuantitativos, producción de fertilizantes y cerámicos.

El  $\text{KMnO}_4$  sólido es un oxidante muy fuerte, que mezclado con glicerina pura provoca una reacción fuertemente exotérmica. Reacciones de este tipo ocurren al mezclar  $\text{KMnO}_4$  sólido con diversos materiales orgánicos. Sus soluciones acuosas son bastante menos peligrosas, especialmente al estar diluidas. La mezcla del permanganato sólido con ácido clorhídrico concentrado genera gas cloro. El permanganato reacciona también en contacto con la piel y la ropa y por lo tanto debe manejarse con cuidado. Las manchas en la ropa se pueden lavar con ácido acético. Las manchas en la piel desaparecen en 48 horas, pero también pueden ser eliminadas por tratamiento con sulfito o bisulfito de sodio.

Debido a su alto poder oxidante, esta sal de manganeso se utiliza para tratamiento de aguas, conservar la madera y para el blanqueo de fibras. Se aprovechan también sus propiedades para purificar diversos gases, transformar las sales ferrosas en férricas, formando parte de desinfectantes y desodorantes. También se utiliza en tratamientos tópicos de algunas afecciones dermatológicas.

**Iron (inglés)**  
**Hierro (castellano)**  
**Ferrum (latín)**

26	55,84 [Ar]3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>
Fe	
HIERRO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Producción de maquinaria para todo tipo de industria</li> <li>• Producción de Ferro imanes muy potentes</li> <li>• Fabricación de motores usados en industrias de autos, aviación, naval.</li> <li>• Producción de acero</li> </ul>	

El hierro se conoce desde la antigüedad, los primeros indicios datan de su utilización unos 4000 años antes de Cristo. Se piensa que fue empleado por primera vez en la Mesopotamia y en Egipto, más que nada con usos ceremoniales al ser un metal muy caro para esa época. No presenta descubridor determinado debido a la antigüedad de su primera utilización. Este metal de transición es el cuarto elemento más abundante en la corteza terrestre, representando un 5 % y, entre los metales, solo el aluminio es más abundante, y es el primero más abundante, se sabe que por masa es el elemento más abundante en la Tierra, formando gran parte de su núcleo (un 70 %), generando al moverse un campo magnético. Ha sido históricamente muy importante, incluso un período de la historia recibe el nombre de Edad de Hierro refiriéndose principalmente a los tiempos en los cuales se comenzó a trabajar el metal. Las recientes investigaciones arqueológicas en el valle del Ganges, en la India, descubrieron un primer uso y trabajo del hierro hacia el 1800 a. C.

En la naturaleza, no se encuentra en estado puro sino formando parte de numerosos minerales, como son la hematita (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), magnetita (Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>), limonita (FeO·OH nH<sub>2</sub>O) y la siderita o carbonato de hierro (FeCO<sub>3</sub>).

El hierro es el metal duro más usado, con el 95% en peso de la producción mundial de metal. Una vez extraído y procesado, se obtiene hierro líquido (llamado arrabio). El hierro puro (pureza a partir de 99,5%) no tiene demasiadas aplicaciones, salvo excepciones para utilizar su potencial magnético. El hierro tiene su gran aplicación para formar los productos siderúrgicos, utilizando este como elemento en aleaciones con otros metales y combinado con algunos no metales, que confieren distintas propiedades al material. En combinación con el carbono se convierte en acero cambiando sus propiedades según la proporción entre hierro y carbono, variando la dureza principalmente. Se considera que una aleación de hierro es acero si contiene menos de un 2,1% de carbono; si el porcentaje es mayor, recibe el nombre de fundición.

Actualmente es empleado en muchas industrias, se lo destina a la construcción para reforzar vigas, columnas, chapas, o tubos, aunque también se lo utiliza en la industria automotriz, naval y en la construcción de aviones, por ejemplo, en motores y turbinas eólicas. También es empleado en estructuras tales como rejas y puertas, ventanas, estanterías y escaleras. Al mismo tiempo, el hierro es utilizado para la fabricación de diversas maquinarias industriales que se utilizan para efectuar determinados trabajos en particular. Un ejemplo son los montacargas, que deben levantar y bajar diferentes contenidos de gran peso y volumen. Una propiedad interesante del hierro es que es ferromagnético, con lo cual también se utiliza para crear imanes muy potentes.

Los estados de oxidación más comunes del hierro son +2 y +3. Los óxidos de hierro más conocidos son el óxido de hierro (II) ( $\text{FeO}$ ), el óxido de hierro (III),  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , y el óxido mixto  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Forma asimismo numerosas sales y complejos en estos estados de oxidación. El hexacianoferrato (II) de hierro (III), usado en pinturas, se ha denominado azul de Prusia o azul de Turnbull.

En biología es muy importante en su estado de oxidación +2 ya que participa en el transporte de oxígeno realizado por la hemoglobina e interviene en otros procesos metabólicos en los que forma parte el grupo Hemo. Tanto el déficit como el exceso de  $\text{Fe}^{2+}$  puede ser perjudicial para la salud de los seres vivos.

**Cobalt (inglés)**  
**Cobalto (castellano)**  
**Cobaltum (latín)**

27	58,93 [Ar]3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>
<b>Co</b>	
<b>COBALTO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Principal ingrediente de múltiples superaleaciones</li> <li>• Algunos compuestos de cobalto se usan como pigmentos</li> <li>• Su isótopo radioactivo Co-60 es utilizado como fuente de rayos gamma</li> </ul>	

En la antigüedad, los chinos utilizaban el cobalto para la preparación de esmaltes de cerámica. En la tumba del faraón Tutankamón - que gobernó entre 1361 y 1352 a.C. - se encontró un pequeño objeto de vidrio de color azul intenso con cobalto. En 1735 el químico sueco Georg Brandt puso interés en un mineral azul oscuro, extrayendo un pigmento a partir del cual obtuvo un metal que era parecido al hierro y no era cobre. A este elemento lo llamó "cobalto rex" del antiguo teutónico "kobold". En 1742, Brandt aisló el cobalto y descubrió que era magnético y se aleaba fácilmente con hierro. Sus resultados fueron confirmados en 1780 por Torbern Bergman, quien fue el primero en obtener este metal con un cierto grado de pureza.

El cobalto es el trigésimo elemento en abundancia en la corteza terrestre (0,0029% p/p). Se encuentra presente en trazas en la naturaleza en muchas rocas, suelos y en nódulos marinos ricos en manganeso. Actualmente se obtiene como subproducto de otros metales como el cobre y el níquel principalmente, aunque también acompañando el zinc, plomo y platino. Los minerales que contienen este elemento son: como sulfuro: Carrolita ( $\text{CuCo}_2\text{S}_4$ ), Linneíta ( $\text{Co}_3\text{S}_4$ ), Cattierita ( $\text{CoS}_2$ ), Cobaltita ( $\text{CoAsS}$ ); como óxido: Heterogenita ( $2\text{Co}_2\text{O}_3\text{CuO}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ), Asbolana o Asbolita (óxido hidratado de manganeso con cobalto y níquel) y como arseniuro: Safflorita ( $\text{CoAs}_2$ ), entre otros. El cobalto y sus aleaciones son resistentes al desgaste y a la corrosión, aun a temperaturas elevadas. Es un metal de transición, ferromagnético y similar al hierro y al níquel en sus propiedades térmicas, dureza, capacidad de uso en maquinaria y resistencia a la tensión. En condiciones normales no se ve afectado por el agua y el aire, pero es rápidamente atacado por el ácido clorhídrico, el ácido sulfúrico y el ácido nítrico. Presenta varios estados de oxidación y forma iones complejos y compuestos coloreados, característico de los compuestos que forman los elementos de transición.

Los usos del cobalto pueden clasificarse como metalúrgicos y no metalúrgicos. Los primeros se refieren a su participación en las superaleaciones, en carburos cementados, materiales magnéticos, aceros y también, aunque en menor

proporción en aleaciones no ferrosas y revestimientos de cobalto. Los usos no metalúrgicos comprenden su utilización en productos químicos (pigmentos, adhesivos, catalizadores), en electrónica (baterías) y en la utilización del cobalto-60 en diferentes campos.

#### *Aleaciones:*

Es uno de los usos más importantes debido a las propiedades que se obtienen. Las aleaciones basadas en cobalto son resistentes al desgaste, a la corrosión y a la temperatura, aun a temperaturas elevadas. Se puede mencionar la denominada Estelite (del latín stella, debido a su brillo de estrella), una aleación de cobalto-cromo que puede contener tungsteno y carbono, que se caracteriza por su alta dureza. De acuerdo a las proporciones de los diferentes elementos en la aleación serán las propiedades de la aleación obtenida y el uso final del material. Un ejemplo de ello es la producción de herramientas de corte utilizadas para mecanizar acero, hierro gris, hierro maleable, acero fundido, latón, bronce, aluminio, y la mayoría de los demás materiales mecanizables. Otro tipo de aleación es la llamada Vitalio, que posee molibdeno en reemplazo del tungsteno, la cual se caracteriza por aumentar la resistencia a la corrosión. Se utiliza hoy en día para implantes quirúrgicos, debido a su biocompatibilidad. Por su elevada dureza y resistencia a las altas temperaturas y a la corrosión, este tipo de aleaciones son utilizadas además de lo anteriormente mencionado en motores, turbinas de aviones, piezas fundidas, superposiciones de soldadura y herramientas de corte, entre otros usos. Se debe mencionar el Alnico, una aleación formada principalmente por cobalto, níquel y aluminio. También puede contener hierro, cobre y en algunos casos titanio. Se utiliza principalmente para aplicaciones magnéticas ya que el cobalto es uno de los pocos elementos que se pueden utilizar para obtener un imán permanente. Se emplea en aplicaciones industriales y en sistemas que requieren campos magnéticos muy intensos y permanentes, como ser micrófonos, motores eléctricos, sensores y altavoces.

#### *Pigmentos:*

Otro uso que se le dio desde tiempos antiguos a algunos compuestos inorgánicos de cobalto fue como pigmentos en vidrios y porcelanas. Se pueden mencionar el cobalto azul, cobalto verde y cobalto violeta, todos ellos compuesto de cobalto en combinación con otros metales y oxígeno. Un ejemplo es el tono azul profundo en pinturas y tintes que se forma al reaccionar el óxido de cobalto con aluminio ( $\text{CoAl}_2\text{O}_4$ ).

#### *Cobalto-60:*

El cobalto-60 es un isótopo radioactivo que puede ser generado mediante el bombardeo del cobalto-59 (único isótopo hallado en la naturaleza) con una corriente de neutrones en reactores nucleares. Tiene una vida media de aproximadamente 5,27 años y es una fuente intensa de radiación gamma, la cual penetra profundamente en los materiales irradiados, por lo que es aconsejable para

el tratamiento de productos empacados y voluminosos. Se emplea principalmente para la esterilización industrial de productos médicos desechables y en la esterilización de medicamentos, especias y otro tipo de productos, la irradiación de alimentos y la desinfección de barros cloacales. También tiene aplicación en el campo de la medicina nuclear como fuente de radiación para radioterapia (tratamientos contra el cáncer) y para radiografía industrial.

**Nickel (inglés)**  
**Níquel (castellano)**  
**Niccolum (latín)**

28	58,71 [Ar]3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>
Ni	
<b>NÍQUEL</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Fabricación de acero inoxidable</li> <li>• Fabricación de superaleaciones</li> <li>• Baterías recargables, catálisis, acuñación de moneda, recubrimientos metálicos y fundición</li> <li>• Fabricación de utensilios de cocina y herramientas en general</li> </ul>	

El descubrimiento del níquel se remonta a 1751 en Estocolmo cuando el mineralogista y químico sueco, Axel Frederik Cronstedt, lo descubrió en un intento de extraer cobre de un nuevo mineral llamado niquelina (NiAs). En lugar de conseguir cobre, obtuvo un metal blanco al que llamó níquel en 1754. Este nombre proviene del término sajón Kupfernicker, lo que significa cobre del diablo. Sin embargo, este descubrimiento generó controversias entre los químicos debido a que pensaban que este nuevo elemento no era más que una aleación entre cobalto, arsénico, hierro y cobre. Se debió esperar hasta 1775, cuando el también químico sueco Torbern Bergman logró aislarlo y confirmar su existencia.

El níquel se presenta formando minerales en la corteza terrestre, en el núcleo de la Tierra y en los otros planetas conocidos como terrestres. Las reservas de níquel alrededor del mundo son aproximadamente de 300 millones de toneladas. En Australia, Indonesia, Sudáfrica, Rusia y Canadá se concentra más del 50% de estas reservas. Tradicionalmente, la mayor parte de la producción de níquel surge de minerales sulfídicos como pentlandita, NiS·2FeS (34% de níquel), en la actualidad se está cambiando hacia la extracción con minerales lateríticos, pero estos requieren un proceso de extracción más laborioso mediante lixiviación ácida a alta presión. Se han descubierto depósitos de Ni en el fondo del océano que pueden contener 290 millones toneladas de Ni, sólo hace falta la tecnología necesaria para poder extraerlo.

El níquel es un metal de transición blanco, es un buen conductor de la electricidad y del calor, también resulta muy dúctil y maleable, pudiéndose laminar y pulir. Presenta propiedades ferromagnéticas a temperatura ambiente. Los principales usos del níquel se ubican en: 70% en acero inoxidable, 8% en aleaciones con Ni y Cu, 8% en fundiciones de acero, 8% en electrodeposición, 5% en baterías y 1% en aplicaciones varias.

Más de dos tercios de la producción global de níquel se emplea para producir acero inoxidable. El Ni le confiere a la aleación ciertas propiedades importantes: ductilidad, conformabilidad, soldabilidad y aumenta la resistencia a la

corrosión. El acero inoxidable ha sido usado por más de cien años, en realidad, es el cromo el elemento que le confirme propiedades de inoxidable, pero el níquel aumenta la versatilidad de la aleación. Esta aleación se mantiene dúctil a temperaturas muy bajas y también puede ser usada en aplicaciones de alta temperatura. Una propiedad muy importante, es que la adición de níquel permite obtener aleaciones no magnéticas, lo cual representa un uso muy importante en aplicaciones domésticas, médicas y en la industria química.

La electrodeposición de níquel ha sido efectivamente desarrollada durante los últimos 50 años, lo que permite contar con recubrimientos tanto para aplicaciones decorativas o con fines funcionales. Comercialmente, esta industria consume mundialmente 150.000 toneladas de níquel alrededor del mundo. Este extendido empleo muestra la versatilidad del Ni como material de recubrimiento. Se emplea para mejorar las propiedades físicas de los materiales a recubrir. Sus principales usos son en monedas, en electrodeposición en la industria automotriz y plástica, en la industria aeroespacial, en electrónica, entre otras.

El níquel ha sido ampliamente empleado en baterías, comúnmente en las denominadas de níquel-cadmio (NiCd), Li-ion y también en las baterías recargables NiHM, El contenido de níquel en las baterías Li-ion se encuentra en aumento, y esto se debe a que el uso de Ni confiere a las baterías una alta densidad de energía y gran capacidad de almacenamiento a muy bajo costo.

Los compuestos de níquel que se derivan del níquel metálico se utilizan en variados sectores. Son fundamentales para la fabricación de innumerables productos. Surgen de combinar el níquel con al menos otro elemento, unidos químicamente. Los compuestos de níquel generalmente se suministran en forma granulada, en polvo o líquida. Muchas industrias, incluidas las de acabado de superficies, automotriz, aeroespacial, electrónica, vidrio y cerámica, dependen de compuestos de níquel para aplicaciones críticas. También se emplea en fertilizantes, pigmentos y esmaltes.

El níquel puro encuentra su principal aplicación en la industria química debido a su particular resistencia frente a agentes alcalinos. Es también empleado como blindaje contra interferencias electromagnéticas y en transductores.

Existe un gran número de aleaciones de níquel con diferentes propiedades. Las aleaciones níquel-hierro pueden emplearse como materiales magnéticos, tanto en sellos entre vidrio y metal como en materiales con propiedades de expansión térmica definidas. La aleación Invar®, con 36% de níquel y el resto hierro, es única por tener un coeficiente de expansión térmica del 0% a temperatura ambiente, empleándose en instrumentos de precisión como termostatos. Las aleaciones conteniendo entre 72 a 83% de Ni se emplean en transformadores, aparatos de almacenamiento, inductores, debido a sus propiedades magnéticas. Existen muchas aleaciones más como: Ni-Cu, Ni-Mo, Ni, Ni-Fe-Cr, Ni-Ti, etc.

Ciertas aleaciones de cobre y níquel se desarrollaron para aplicaciones de tuberías de agua de mar y condensadores navales. Una vez probada sus altos niveles de resistencia a la corrosión, buena conductividad térmica y baja adherencia de macroorganismos en ambientes marinos, dio lugar a aplicaciones en

petróleo y gas en alta mar, construcción naval, desalinización y generación de energía.

Dados sus excepcionales propiedades físicas y mecánicas, el níquel es empleado en un amplio rango de sectores manufactura, tales como ingeniería, metalúrgica, transporte, construcción y aparatos electrónicos.

Recipientes y cañerías de acero inoxidable conteniendo Ni, resultan muy apropiados para el transporte y almacenamiento de agua, debido a su simple fabricación y resistencia a los agentes químicos. Este tipo de aleaciones también se pueden emplear en equipamientos médicos y farmacéuticos, cumpliendo altos estándares de calidad e higiene.

**Copper (inglés)**  
**Cobre (castellano)**  
**Cuprum (latín)**

29	63,55 [Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>
Cu	
<b>COBRE</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Fabricación de piezas electrónicas, eléctricas y producción de cables</li> <li>• Metal seminoble con aleaciones resistentes, maleables y dúctiles</li> <li>• Sistemas de suministros de agua y gas, refrigeradores y disipadores de calor</li> </ul>	

El cobre es un elemento químico con el símbolo Cu (del latín *cuprum*) y número atómico 29. Es un metal blando, maleable y dúctil con muy alta conductividad térmica y eléctrica. Una superficie recién expuesta de cobre puro tiene un color naranja rosado. El cobre se utiliza como conductor de calor y electricidad, como material de construcción y como componente de diversas aleaciones metálicas, como la plata esterlina utilizada en joyería, el cuproníquel es utilizado para fabricar piezas y monedas marinas, y el constantano utilizado en galgas extensométricas y como sensores para medir la temperatura.

El cobre es uno de los pocos metales que pueden encontrarse en la naturaleza en forma metálica y directamente utilizable (metales nativos). Esto llevó a un uso humano muy temprano en varias regiones, desde 8000 a. C. Miles de años después, fue el primer metal que se fundió a partir de minerales de sulfuro (5000 a. C.), el primer metal que se moldeará (4000 a. C.), y el primer metal que se aleará a propósito con otro metal, el estaño, para crear el bronce (3500 a. C.).

En la época romana, el cobre se extraía principalmente en Chipre, origen del nombre del metal, de *aes cyprum* (metal de Chipre), más tarde fue cambiado a *cuprum* (latín). *Coper* (inglés antiguo) y *cobre* se derivaron de esto, la ortografía posterior se utilizó por primera vez alrededor de 1530. Los compuestos que se encuentran comúnmente son las sales de cobre (II), que a menudo imparten colores azules o verdes a minerales como azurita, malaquita y turquesa, y se han utilizado ampliamente e históricamente como pigmentos.

El cobre que se usa en los edificios, generalmente para techos, se oxida para formar un verdín (o pátina). El cobre se utiliza a veces en el arte decorativo, tanto en su forma de metal elemental como en compuestos como pigmentos. Los compuestos de cobre se utilizan como agentes bacteriostáticos, fungicidas y conservantes de la madera.

El cobre es esencial para todos los organismos vivos como oligoelemento en la dieta porque es un componente clave del complejo de enzimas respiratorias citocromo c oxidasa. En moluscos y crustáceos, el cobre es un componente del

pigmento sanguíneo hemocianina, reemplazado por la hemoglobina complejada con hierro en peces y otros vertebrados. En los seres humanos, el cobre se encuentra principalmente en el hígado, los músculos y los huesos. El cuerpo de un adulto contiene entre 1,4 y 2,1 mg de cobre por kilogramo de peso corporal.

Las principales aplicaciones del cobre son cables eléctricos (60%), techos y plomería (20%) y maquinaria industrial (15%). El cobre se utiliza principalmente como metal puro, pero cuando se requiere una mayor dureza, se utiliza en aleaciones como el latón y el bronce (5% del uso total). Durante más de dos siglos, la pintura de cobre se ha utilizado en los cascos de los barcos para controlar el crecimiento de plantas y mariscos. Una pequeña parte del suministro de cobre se utiliza para complementos nutricionales y fungicidas en la agricultura. El mecanizado de cobre es posible, aunque se prefieren las aleaciones por su buena maquinabilidad al crear piezas complejas.

**Zinc (inglés)**  
**Zinc (castellano)**  
**Zinc (latín)**

30	65,38 [Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>
Zn	
ZINC	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Se usa en el galvanizado del acero para evitar su corrosión</li> <li>• En baterías Zn-C en la industria aeroespacial</li> <li>• Formando diversas aleaciones</li> </ul>	

La etimología de zinc parece que viene del alemán Zink, este del Zinken (en español pico, diente), para indicar el aspecto con filos dentados del mineral calamina (es un hidroxisilicato de zinc hidratado (hemimorfita), con aspecto de cristales largos dispuestos en costras radiadas llamado así por lo mineros), luego fue asumido para el metal obtenido, aunque otras fuentes consideran que viene de la palabra persa para piedra. En el español, las variantes gráficas «zinc» y «cinc» son ambas aceptadas como válidas. Sin embargo, la forma con z, «zinc», es la más coherente con el origen de la palabra y, por tanto, con su símbolo químico internacional (Zn).

Se encuentra en forma de minerales, habiendo por ejemplo sulfuros de zinc ZnS (blenda), carbonatos (smithsonita) y silicatos (calamina). La extracción de zinc más frecuente se realiza cocinando sus minerales para formar óxido y luego reducir ese óxido con carbón, para obtener el metal.

Se cree que los romanos hicieron el bronce por primera vez en la época de Augusto (20 a.C. -14 d.C.) calentando una mezcla de calamina en polvo, carbón y gránulos de cobre, algunos escritores romanos observaron que las monedas hechas de oro de latón no se distinguían. El escritor romano Estrabón (66 a.C. - 24 d.C.) menciona en sus escritos estas cuestiones. Aunque, recién en 1677, Johann Kunkel y poco más tarde Stahl en 1702 indicaron que al preparar el latón con el cobre y la calamina esta última se reducía previamente al estado de un metal libre, en ese momento desconocido, el zinc. Fue aislado por el químico Anton von Swab en 1742 y por Andreas Marggraf en 1746, cuyo exhaustivo y metódico trabajo sobre el método de extracción del zinc de la calamina, cimentó la metalurgia del zinc y su reputación como descubridor del metal.

En 1743 se fundó en Bristol, Inglaterra, el primer establecimiento para la fundición del metal a escala industrial, pero su procedimiento quedó en secreto. Hubo que esperar 70 años hasta que Daniel Dony desarrollara un procedimiento industrial para la extracción del metal y se estableciera la primera fábrica en el continente europeo.

Tras el desarrollo de la técnica de flotación del sulfuro de zinc se desplazó a la calamina como mena principal. El método de flotación es hoy día empleado en la obtención de varios metales.

El proceso electrolítico para la obtención de zinc, desarrollado comercialmente ya en 1917, supuso un verdadero impulso para la industria. Las mayores instalaciones de zinc electrolítico llegan a producir entre 250 y 300 miles de toneladas por año de un zinc de calidad 99.995 lo cual se debe a las grandes mejoras operadas en el proceso, gracias al estudio profundo de sus bases y a los avances en ingeniería, así como a los procesos de control y análisis aplicados durante los últimos años.

La primera planta comercial fue la de Anaconda, en Montana (EEUU), y tenía una capacidad de 25 tm/día, en 1915. En 1916, se hicieron plantas mayores en Great Falls, también en Montana, y en Trail (British Columbia, Canadá), y en 1918 en Pisdon (Tasmania). El proceso creció desde entonces hasta la capacidad actual.

El zinc se encuentra presente en las rocas, el suelo y el agua. Como ion, es esencial para la salud y el bienestar tanto del ser humano como de animales y vegetales. El rendimiento y la calidad de los cultivos normalmente se ven reducidos cuando hay un suministro de zinc inadecuado.

En las industrias el zinc es enormemente utilizado, especialmente en el tratamiento de otros metales, bajo la forma de aleaciones. Algunas de las aplicaciones de este elemento son: Galvanizado del hierro, para protegerlo de la corrosión. - Producción de latón, aleado con otros metales. Así se fabrican recipientes, piezas de relojería, etc. - Planchas de zinc para tejados y otros usos en el sector construcción. - En polvo, se emplea para la fabricación de pinturas y esmaltes. - Como aditivo en la metalurgia de metales preciosos, y para eliminar la plata del plomo.

Como compuestos, el óxido de zinc es el compuesto más conocido y utilizado industrialmente, especialmente como base de pigmentos blancos para pintura, pero también en la industria del caucho y en cremas solares. El carbonato de zinc se utiliza en la manufactura de porcelana y cerámica, cosméticos, sales de zinc, como pigmento, aditivo de alimento para animales, antiséptico y astringente. El cloruro de zinc es un compuesto químico cuya fórmula es  $ZnCl_2$ . Se conocen nueve formas cristalinas diferentes de cloruro de zinc y se utiliza en los procesos textiles, fabricación de decapantes y de catalizadores para síntesis orgánica. El sulfuro de zinc tiene varias aplicaciones debido a su propiedad luminiscente, mezclado con diferentes activadores se utilizan para la fabricación de materiales fosforescentes como señalizaciones en las rutas. También se emplea como pigmento, material óptico infrarrojo y para fabricar ventanas en aviones y lentes ópticas.

También se emplean las sales de zinc como insumo farmacéutico, suplemento dietético y otros usos medicinales, debido a la esencialidad de su ion. Y en la producción de baterías para computadores, misiles y cápsulas espaciales.

**Yttrium (inglés)**  
**Itrio (castellano)**  
**Yttrium (latín)**

<p><b>39</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Y</p>	<p>88,91 [Kr]4d<sup>1</sup>5s<sup>2</sup></p>
<b>ITRIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Se utiliza en forma de Y<sub>2</sub>O<sub>3</sub> para dar el color rojo en pantallas de televisores</li> <li>• Se emplea para filtros itrio-hierro en microondas</li> <li>• Se usa como catalizador para obtener etileno</li> </ul>	

El itrio fue descubierto por el Friederich Wöhler, quien lo aisló en 1828 a partir del mineral *yttria*, reconocido por Johan Gadolin 34 años antes, extraído de las minas de Ytterby, en Suecia. De este yacimiento se extrajeron otros minerales a partir de los cuales se lograron reconocer más elementos, como el escandio (Sc), el erbio (Er), el terbio (Tb) y el iterbio (Yb). Aunque el Y y el Sc pertenecen al grupo 3 (familia IIIB), se incluyen entre las “tierras raras” debido a que se encuentran de manera poco frecuente, en pequeñas cantidades y acompañando a aquellas en sus minerales.

Es un metal blando, plateado y brillante. Se pasiva naturalmente mediante una capa de Y<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Finamente dividido y a más de 400 °C se oxida enérgicamente al aire; por encima de 1000 °C reacciona con N<sub>2</sub> formando nitruro.

Se obtiene a partir de los minerales de tierras raras se obtienen los óxidos, se disuelven y se separan por cromatografía de intercambio iónico. El itrio se precipita como oxalato, este oxalato se convierte en óxido por calentamiento en presencia de O<sub>2</sub> y luego se lo transforma en su fluoruro. Por extracción con sales de amonio cuaternario (con diferentes contraiones), se separan otras sales de tierras raras y la sal de itrio permanece en fase acuosa.

Entre sus usos y aplicaciones industriales y tecnológicas se encuentran:

El Y<sub>2</sub>O<sub>3</sub> se emplea en la obtención de granates sintéticos, con importantes propiedades tecnológicas: obtención de láseres, diodos emisores de luz (LED). También en piedras semipreciosas.

La presencia de itrio en las aleaciones de aluminio y magnesio les aumenta las propiedades mecánicas.

El óxido de itrio combinado con el de zirconio se emplea para fabricar materiales semiconductores y membranas para celdas a combustible de óxido sólido.

Sales de itrio se usan para la obtención de electrodos de pilas de ion-litio.

El isótopo 7 de litio es empleado como aditivo refrigerante en reactores de fisión nuclear, con el fin de evitar la corrosión en los materiales estructurales; también se usa en la producción de reactivos químicos en la ingeniería de energía nuclear.

**Zirconium (inglés)**  
**Circonio (castellano)**  
**Zirconium (latín)**

40	91,22 [Kr]4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup>
Zr	
ZIRCONIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Revestimiento de elementos combustibles en reactores nucleares</li> <li>• Creación de crisoles de laboratorio</li> <li>• Confección de prótesis odontológicas</li> <li>• Aditivo de aceros para obtener materiales muy resistentes</li> </ul>	

En 1789 fue descubierto en Alemania por el químico prusiano Martin Heinrich Klaproth a partir de la piedra preciosa circón o zircón, ZrSiO<sub>4</sub>. Esta era conocida desde la antigüedad y su nombre proviene del persa *zargun*, “dorado”. En 1824 Jöns Jakob Berzelius lo aisló en estado impuro.

Es un metal de transición de color blanco grisáceo, lustroso, resistente a la corrosión, con una dureza similar a la del cobre. Es pesado (densidad 6,501 g/cm<sup>3</sup> a 25°C), aunque más ligero que el acero. En la naturaleza se encuentran los siguientes isótopos estables: 90, 91, 92 y 94, más uno radiactivo, el Zr-96, con una vida media extraordinariamente larga de 2,4 × 10<sup>19</sup> años. Su punto de fusión es 1855°C y el de ebullición vale 4371°C. No se pudo determinar con precisión su masa atómica sino hasta 1924, debido a la dificultad de separarlo de las impurezas de hafnio.

Es muy resistente a la corrosión por ácidos y álcalis del agua, por eso es usado ampliamente en la industria química en procesos que emplean agentes corrosivos.

Aunque el zirconio y sus sales generalmente tienen baja toxicidad sistémica y es improbable que el elemento presente un peligro para el medio ambiente, el Zr-95 es uno de los radioisótopos implicados en pruebas atmosféricas de armas nucleares. Está entre los radionúclidos que han producido y continuarán produciendo elevación de los riesgos de cáncer en los siglos venideros.

Para su obtención, se parte del ZrO<sub>2</sub> como subproducto de la minería del titanio o del estaño. Luego el dióxido se convierte en tetracloruro, que es reducible por magnesioterapia (proceso Kroll).

Entre sus usos y aplicaciones industriales y tecnológicas se encuentra que el 90% del metal se usa en la industria nuclear, como revestimiento del combustible de uranio, debido a su baja sección transversal de absorción de neutrones. El óxido de circonio se usa en joyería como una gema artificial (circonita). Asimismo, sirve para crear crisoles de laboratorio resistentes a choques térmicos.

La zirconia también se emplea en el revestimiento de hornos metalúrgicos y en las industrias del vidrio y la cerámica como material refractario. El  $ZrO_2$  estabilizado con itrio es usado en odontología para la confección de prótesis fijas, prótesis removibles y pilares de implantes. También se usa en el reemplazo de articulaciones, por ser un material bioinerte, al igual que el titanio.

**Niobium (inglés)**  
**Niobio (castellano)**  
**Niobium (latín)**

<b>41</b>	92,91 [Kr]4d <sup>3</sup> 5s <sup>2</sup>
<b>Nb</b>	
<b>NIOBIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Mejora la resistencia en aleaciones</li> <li>• Soldadura por arco</li> <li>• Aditivo para la estabilización de acero estructural de alta calidad</li> <li>• Imanes superconductores</li> <li>• Joyería</li> </ul>	

Debido a la similitud química del niobio y el tantalio, el establecimiento de las identidades individuales de los dos elementos fue muy difícil. Antes de la revolución norteamericana de 1776, el gobernador colonial había enviado a Londres un mineral encontrado en Connecticut. En 1801, un químico inglés, Charles Hatchett, analizó la muestra, decidió que contenía un nuevo metal y lo llamó columbio, por Columbia, el poético sobrenombre de la nueva nación de Estados Unidos. Años más tarde, el químico inglés William Hyde Wollaston al analizar otro fragmento concluyó que el columbio era el mismo elemento que el tantalio, que había sido descubierto en 1802 por el químico sueco Anders Gustaf Ekeberg, y que le había puesto el nombre por Tántalo, uno de los personajes de la mitología griega, por ser su preparación difícil. En 1846 el químico alemán Heinrich Rose probó que Hatchett tenía razón y que Wollaston estaba equivocado. El columbio era muy similar al tantalio y a causa de esa semejanza, Rose dio al columbio el nuevo nombre de niobio, por Níobe, la desdichada hija de Tántalo. Alrededor del año 1950 se adopta oficialmente el nombre de niobio, aunque el nombre columbio persiste en la industria metalúrgica estadounidense.

El niobio es un elemento raro que casi siempre se halla junto al tantalio en la naturaleza. Los minerales más importantes son la columbita y la tantalita, óxidos mixtos de ambos metales con hierro y manganeso. El compuesto más común de niobio es el pentóxido de niobio, sólido estable e inerte. El metal puro es blando y dúctil; parece acero o cuando se pule, platino. Tiene una densidad de 8.57gr./cm<sup>3</sup> y un alto punto de fusión de 2468°C.

Los procedimientos de producción de niobio son complejos y el principal problema es su separación del tantalio. Se efectúa mediante extracción con disolvente en un proceso líquido-líquido; el niobio se precipita y se obtiene pentóxido de niobio calentando en el aire el metal. También puede obtenerse mediante electrólisis de sales fundidas. Blomstrand lo preparó por primera vez en 1864 por reducción de su cloruro en una atmósfera de hidrógeno. La mayor producción

mundial de niobo procede de la compañía minera CBMM ubicada en Minas Gerais, Brasil.

El niobio se agrega en pequeñas cantidades a los aceros de baja aleación para aumentar su resistencia y hacerlos más ligeros. Esta aleación de acero niobio se utiliza en la industria automotriz, química y de energía eléctrica. En combinación con titanio se usa en imanes superconductores en equipos de resonancia magnética. El niobio-estaño es un superconductor por debajo de los 19 grados Kelvin y el propio metal niobio por debajo de 9 K. Por su compatibilidad con el uranio, resistencia a la corrosión por refrigerantes de metales alcalinos fundidos y baja sección transversal de neutrones térmicos, se ha utilizado en revestimientos para núcleos de reactores nucleares.

**Molybdenum (inglés)**  
**Molibdeno (castellano)**  
**Molybdaena (latín)**

<p><b>42</b></p> <p style="text-align: right;">95,94 [Kr]4d<sup>5</sup>5s<sup>1</sup></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold; text-align: center;">Mo</p>
<p>MOLIBDENO</p>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Aleaciones de alta resistencia</li> <li>• Catalizador en la industria petrolera</li> <li>• Isótopos nucleares</li> <li>• Pigmentos para pinturas, tintes, plásticos y compuestos de caucho</li> <li>• Aplicaciones electrónicas</li> </ul>

El molibdeno es un elemento químico de número atómico 42 que se encuentra en el grupo 6 de la tabla periódica de los elementos y se simboliza como Mo.

El molibdeno es un metal esencial desde el punto de vista biológico y se utiliza sobre todo en aceros aleados.

El molibdeno no se encuentra libre en la naturaleza y los compuestos que se pueden encontrar fueron confundidos con otros compuestos de otros elementos (carbono o plomo) hasta el siglo XVIII. En 1778 Carl Wilhelm Scheele hizo reaccionar el mineral molibdenita (MoS<sub>2</sub>) con ácido nítrico obteniendo un compuesto con propiedades ácidas al que llamó "acidum molibdenae" (la palabra molibdeno proviene del griego "molybdos" que quiere decir "como el plomo", puesto que era confundido con este elemento). En 1782 Hjelm aisló el metal impuro mediante la reducción del anterior compuesto con carbono. El molibdeno se usó muy poco, y sólo dentro del laboratorio, hasta finales del siglo XIX, cuando una empresa lo utilizó como agente aleante y observó las buenas propiedades de estas aleaciones con molibdeno.

En su forma pura, como metal blanco plateado es el molibdeno con una dureza de Mohs de 5,5. Tiene un punto de fusión de 2.623 °C. De los elementos naturales, sólo el tantalio, el osmio, el renio, el wolframio y el carbono tienen puntos de fusión más alto. El molibdeno sólo se oxida rápidamente a temperaturas superiores a 600°C (débil oxidación comienza a 300°C). Su coeficiente de dilatación es uno de los más bajos entre los metales utilizados comercialmente. Su resistencia a tracción hace que los cables de molibdeno aumenten de 10 a 30 GPa cuando disminuye su diámetro de 50-100 nm a 10 nm.

El molibdeno es un metal de transición con una electronegatividad de 1,8 en la escala de Pauling y una masa atómica de 95,94 g/mol. No reacciona con oxígeno o agua a temperatura ambiente. A temperaturas elevadas, se forma el óxido de molibdeno.  $2\text{Mo} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{MoO}_3$

El molibdeno tiene varios estados de oxidación. Un ejemplo es la inestabilidad del molibdeno y del wolframio en comparación con la estabilidad de cromo. El estado de oxidación es más común en el molibdeno ( $\text{MoO}_3$ ) mientras que el compuesto de óxido de azufre normal es el disulfuro de molibdeno ( $\text{MoS}_2$ ). Como el cromo y algunos otros metales de transición, el molibdeno es capaz de formar enlaces cuádruples, como en  $\text{Mo}_2(\text{CH}_3\text{COO})_4$ . Este compuesto se puede transformar en  $\text{Mo}_2\text{Cl}_8^{4-}$  que también tiene un enlace cuádruple.

Durante mucho tiempo no hubo un uso industrial para el molibdeno. La compañía francesa Schneider Electric hizo la primera armadura de placas de acero de molibdeno en 1894. Hasta la Primera Guerra Mundial, la mayoría de las fábricas de armaduras también utilizan aleaciones de molibdeno. En la Primera Guerra Mundial, algunos tanques británicos estaban protegidos por 75 mm de planchas de manganeso, pero esto resultó ser ineficaz. Las placas de manganeso fueron sustituidas por 25 mm de planchas de molibdeno. Este cambio permitió más velocidad, y maniobrabilidad. La alta demanda de molibdeno en las guerras mundiales y la fuerte disminución después de la guerra tuvo una gran influencia sobre los precios y la producción de molibdeno.

#### *Obtención*

La principal fuente de molibdeno es el mineral molibdenita ( $\text{MoS}_2$ ). También se puede encontrar en otros minerales, como la wulfenita ( $\text{PbMoO}_4$ ) y la powellita ( $\text{CaMoO}_4$ ). El molibdeno se obtiene de la minería de sus minerales y como subproducto de la minería del cobre, siendo esta última el principal modo de explotación comercial; el molibdeno está presente en las minas en un rango de entre un 0.01 y un 0.5%. Aproximadamente la mitad de la producción mundial de molibdeno se localiza en Estados Unidos. El molibdeno es el 54.º elemento más abundante en la corteza terrestre y el 25.º elemento más abundante en los océanos, con un promedio de 10 ppm.

El molibdeno se encuentra en el cofactor de molibdeno ( $\text{coMo}$ ) en distintas oxotransferasas, con la función de transferir átomos de oxígeno del agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Algunas de las enzimas que contienen este cofactor son la xantina oxidasa (que oxida la xantina a ácido úrico), la aldehído oxidasa (que oxida los aldehídos, así como las aminas y los sulfuros en el hígado), la sulfito oxidasa (que oxida sulfitos en el hígado), y la nitrato reductasa (importante en el ciclo del nitrógeno en las plantas).

El molibdeno es un metal de transición. Este metal puro es de color blanco plateado y muy duro; además, tiene uno de los puntos de fusión más altos de entre todos los elementos. En pequeñas cantidades, se emplea en distintas aleaciones de acero para endurecerlo o hacerlo más resistente a la corrosión. Por otra parte, el molibdeno es el único metal de la segunda serie de transición al que se le ha reconocido su esencialidad desde el punto de vista biológico. Es uno de los pocos metales que resisten adecuadamente el ácido clorhídrico, siendo el tantalio el más fuerte ante este medio corrosivo en específico. La adición de cantidades mínimas del metal afecta a la resistencia a las soluciones clorhídricas que normalmente afectan a los aceros (incluso a los inoxidable). A veces con un porcentaje mínimo de 2% de Mo en masa, los aceros adquieren la resistencia

necesaria para operar en ambientes marinos. El aumento del molibdeno en los aceros inoxidable aumenta su tenacidad y sobre todo su resistencia al ataque de los compuestos de cloro.

Aproximadamente las dos terceras partes del molibdeno consumido se emplean en aleaciones. El uso del molibdeno se remonta a la Primera Guerra Mundial, cuando hubo una fuerte demanda de wolframio, que lo hizo escasear, y se necesitaban aceros muy resistentes. El molibdeno se utiliza pues en aleaciones de alta resistencia y que soporten temperaturas y corrosiones sumamente altas. Estas aleaciones se usan en la construcción y en piezas de aviones y automóviles.

El molibdeno se usa como catalizador en la industria petrolera. En concreto, es útil para la eliminación de azufre. Es un componente importante de los catalizadores de alto rendimiento para la oxidación selectiva de propano, propileno o acroleína en ácido acrílico. El Mo se emplea en la industria de isótopos nucleares, en distintos pigmentos (con un color anaranjado), para pinturas, tintes, plásticos y compuestos de caucho; también en determinadas aplicaciones electrónicas, como en las capas de metal conductoras en los transistores TFT (Thin Film Transistor).

El disulfuro de molibdeno ( $\text{MoS}_2$ ) es un buen lubricante por sí mismo y brinda propiedades de tolerancia de presiones extremas a los lubricantes al reaccionar con el metal, de manera que se forma una capa cristalina en la superficie de éste. El contacto metal-metal, destructivo a largo plazo, se reduce al mínimo y se puede emplear a altas temperaturas.

El humo y el polvo del molibdeno pueden ser generados por la minería o la metalurgia, pueden ser tóxicos, especialmente si se ingieren. OSHA especifica la cantidad máxima admisible de exposición de molibdeno en una jornada de 8 horas de  $5 \text{ mg/m}^3$ .

**Technetium (inglés)**  
**Tecnecio (castellano)**  
**Technetium (latín)**

<p><b>43</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Tc</p>	<p>98,90 [Kr]4d<sup>5</sup>5s<sup>2</sup></p>
TECNECIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Anticorrosivo</li> <li>• Estudios de diagnóstico médico</li> <li>• Calibrador de detectores de partículas</li> </ul>	

Cuando el científico ruso Dmitri Mendeleiev propuso la Tabla Periódica de los Elementos en el siglo XIX, notó la existencia de una brecha entre el molibdeno y el rutenio, y asumió que debería existir un elemento, aún no descubierto, que ocupase dicha posición. Mendeleiev pudo predecir muchas de sus propiedades, y dado que aparecía justo debajo del manganeso y debería tener propiedades similares, lo denominó “ekamanganeso” (del sánscrito, eka = uno, por estar un período por debajo del manganeso). Desde ese entonces, se hicieron varios intentos fallidos por descubrir este elemento desconocido. Recién en el año 1937 en Sicilia, el mineralogista Carlo Perrier y el físico de partículas Emilio Segré, ambos italianos, pudieron aislar dos isótopos del elemento mientras trabajaban con una lámina deflectora del ciclotrón de Ernest Lawrence, hecha de molibdeno, que se había vuelto radioactiva. El nuevo elemento fue denominado en un principio como “panormium” que deriva de la denominación latina de la ciudad de Palermo, “Panormus”. En 1947 el elemento recibe su nombre definitivo, que deriva del vocablo griego “tecknetos” y significa “artificial” ya que, según se creyó en ese momento, era el primer elemento sintetizado por el hombre. Sin embargo, y gracias a los avances de la tecnología, alrededor de los años 1960 se descubrió que en la mayoría de los minerales de uranio se encontraban pequeñas trazas de tecnecio debido a la desintegración radiactiva que experimenta el uranio, por lo que, en verdad, debería ser considerado como natural. Más tarde, un grupo de geólogos descubrió un depósito natural de uranio en Gabón, África, que databa de alrededor de 1 millón de años y había comenzado allí un reactor nuclear natural. La alta concentración de uranio originó una reacción nuclear, y debido a ésta, se encontraron rastros de tecnecio bajo tierra. En 1952, el astrónomo Paul Merrill fue capaz de detectar la firma espectral del Tc en la luz emitida por gigantes rojas del tipo S, lo que reforzó la hipótesis de la formación elementos pesados por nucleosíntesis en las estrellas.

El tecnecio, que se identifica con la sigla Tc, pertenece al grupo 7 y período 5 de la tabla periódica, y se lo clasifica como un metal de transición. Es sólido a temperatura ambiente, con un aspecto gris-plateado, de apariencia similar al platino. Dicha apariencia se pierde en ambientes húmedos por formación de óxidos (TcO<sub>2</sub> y Tc<sub>2</sub>O<sub>7</sub>). Posee una densidad de 11,5 g/cm<sup>3</sup>, un punto de fusión y

ebullición de 2430 K (2157 °C) y 4535 K (4262 °C), respectivamente. Como ya se mencionó, es radioactivo y puede obtenerse por degradación natural del Uranio, si bien fue el primero en producirse en forma artificial. Existen reportados 22 isótopos del Tc, tres de ellos con largos tiempos de vida media:  $^{97}\text{Tc}$  ( $2,6 \cdot 10^6$ ),  $^{98}\text{Tc}$  ( $4,2 \cdot 10^6$ ) y  $^{99}\text{Tc}$  ( $2,1 \cdot 10^5$ ), no obstante, las cantidades de Tc natural son mínimas, ya que sus tiempos de vida media resultan cortos comparados con la edad del planeta.

El Tc actualmente se produce al bombardear  $^{98}\text{Mo}$  con neutrones. Cuando captura neutrones, este se convierte en  $^{99}\text{Mo}$ , que posee una vida media de casi 66 hs. Luego, este decae a  $^{99}\text{Tc}$  liberando radiación beta. También se obtiene en gran escala a partir de los productos de fisión del combustible nuclear de uranio, generalmente bajo la forma de un polvo gris.

Dada la reactividad del Tc, sus aplicaciones son limitadas y no tiene una función biológica conocida, ya que resulta tóxico, sin embargo, el decaimiento del Tc es, en algunos casos, su fuente de utilidad. El Tc es un notable inhibidor de la corrosión del acero, pero su uso se limita a sistemas cerrados debido a su reactividad. En el caso del  $^{99\text{m}}\text{Tc}$ , que es un isótopo metaestable con una vida media de alrededor de 6 horas, su decaimiento y emisión de rayos gamma lo hace adecuado para su empleo en diversos estudios de diagnóstico médico. La química del Tc permite que se una a una gran variedad de compuestos de origen biológico o bioquímico, cada uno de los cuales se metaboliza y se deposita en el cuerpo de formas diferentes, por lo que un único isótopo sirve para una gran cantidad de pruebas diagnósticas. Más de 50 radiofármacos están basados en el uso de Tc, y se utilizan para diagnóstico por imágenes y estudios funcionales de cerebro, músculo cardíaco, tiroides, pulmones, hígado, riñones, huesos y tumores, entre otros. Debido a que el tecnecio no se incorpora naturalmente en el organismo, no interfiere con ningún proceso bioquímico del cuerpo, por lo que se excreta de forma segura después del procedimiento y, dado que se necesita una concentración muy baja del isótopo, la dosis de radiación es realmente ínfima.

Debido también a su decaimiento, el Tc se utiliza como estándar para calibrar equipamiento.

**Ruthenium (inglés)**  
**Rutenio (castellano)**  
**Ruthenia (latín)**

<p><b>44</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Ru</p>	<p>101,07 [Kr]4d<sup>6</sup>5s<sup>2</sup></p>
RUTENIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Se emplea en aleaciones de platino y de paladio para endurecerlos</li> <li>• Aumenta la resistencia a la corrosión del titanio</li> <li>• Al igual que otros elementos del grupo del platino, se puede emplear como catalizador en distintos procesos</li> </ul>	

El rutenio (del latín medieval Ruthenia, que significa "Rusia") fue descubierto por Karl Ernst Claus (también llamado Klaus) en 1844. En 1827 Jöns Berzelius y Gottfried Osann examinaron los residuos de la disolución con agua regia de platino bruto procedente de los Montes Urales. En ese momento, Osann pensó que había descubierto tres nuevos metales, pero fue Claus quien demostró la presencia del rutenio, obteniéndolo a partir de la fracción insoluble en agua regia. Este elemento se encuentra generalmente junto con otros del grupo del Platino, en los Urales y en América, en los minerales laurita (RuS<sub>2</sub>), anduoita (RuOsAs<sub>2</sub>), platarsita y en pequeñas cantidades en la pentlandita [(FeNi)<sub>9</sub>S<sub>8</sub>].

El rutenio es un metal duro, blanco, manejable sólo a altas temperaturas y con dificultad.

Es un excelente catalizador y se utiliza en reacciones que incluyen hidrogenación, isomerización, oxidación y reformación. Los usos del rutenio metálico puro son mínimos. Es un endurecedor eficaz para el platino y el paladio. Sus aleaciones con grandes porcentajes (30-70%) de rutenio y con otros metales preciosos han sido utilizadas para contactos eléctricos y en aplicaciones donde se requiere resistencia al agua y a la corrosión extrema como en estilográficas y pivotes de instrumentos.

El rutenio es resistente a los ácidos comunes, entre ellos el agua regia, a temperaturas hasta de 100°C (212°F) y hasta de 300°C (570°F) en el caso del ácido fosfórico a 100°C (212°F). El rutenato de potasio, KRuO<sub>2</sub>·H<sub>2</sub>O, es soluble en agua y se utiliza en la purificación del rutenio. El tricloruro de rutenio, RuCl<sub>3</sub>, es soluble en agua, pero se descompone en agua caliente; el tetróxido de rutenio es muy volátil y venenoso.

Algunos compuestos del rutenio son el dióxido de rutenio (RuO<sub>2</sub>) que es un producto azul, el tetraóxido de rutenio (RuO<sub>4</sub>) que es de color naranja, el tricloruro de rutenio (RuCl<sub>3</sub>) y el tetracloruro de rutenio (RuCl<sub>4</sub>) dan los cloruros dobles cristalizados con los metales alcalinos y clorales, también otros derivados

amoniacaes o nitrosados. Existen también los nitritos dobles de rutenio y de metales alcalinos.

Se ha encontrado que algunos compuestos organometálicos de rutenio tienen actividad antitumoral similares al cisplatino con algunas ventajas. (Capacidad para imitar el comportamiento del hierro, múltiples estados de oxidación). Actualmente, existen dos complejos en fase de estudios clínicos, que son el NAMI-A y KP1019. Se están investigando compuestos derivados del Tris (2,2'-bipyridyl) diclororutenio (II) hexahidrato  $[\text{Ru}(\text{bpy})_3]^{2+}$  en aplicaciones de bio-diagnóstico, aplicaciones fotovoltaicas y de diodos emisores de luz (LED). Recientemente se ha utilizado como catalizador en reacciones de Acoplamiento Cruzado (Cross-Coupling).

**Rhodium (inglés)**  
**Rodio (castellano)**  
**Rhodium (latín)**

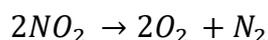
<p><b>45</b></p> <p style="font-size: 2em;"><b>Rh</b></p>	<p>102,90 [Kr]4d<sup>8</sup>5s<sup>1</sup></p>
<b>RODIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Catalizador en industrias automotriz y química</li> <li>• Espejos, equipos ópticos</li> <li>• Aleaciones en joyería</li> </ul>	

El rodio fue descubierto en 1803 por William Wollaston, en un mineral de platino bruto originario de Sudamérica, luego de haber encontrado el paladio. El proceso consistió en disolver el mineral en agua regia (ácido clorhídrico + ácido nítrico). Se obtuvo una solución y un residuo negro insoluble (aislando osmio e iridio). A partir de la solución obtenida, Wollaston eliminó los metales por precipitación y de la solución restante, de color rojo, obtuvo cristales de color rojo rosa, cuya composición era cloruro de sodio y rodio (Na<sub>3</sub>RhCl<sub>6</sub>) y con ellos produjo una muestra de rodio. Su nombre deriva de las palabras griegas "rodon" - rosa y "rodeos" - rosa-rojo.

El rodio está presente en la corteza terrestre con una abundancia de 10<sup>-3</sup> g ton<sup>-1</sup> aproximadamente. También se ha encontrado en meteoritos. Es uno de los metales menos abundantes en el planeta, de allí su costo elevado, incluso más que el del platino. En la naturaleza no se encuentra al estado puro, sino junto con otros metales de platino en las arenas de los ríos de América del Norte y del Sur. También está presente en ciertos minerales de sulfuro de cobre y níquel en Canadá. Comercialmente se obtiene como subproducto del refinado de cobre y níquel. Al estado puro es de color blanco-plateado y es bastante blando y dúctil. Si bien presenta varios estados de oxidación, los más importantes son el I y el III, siendo el trivalente el más común.

Entre los usos de este metal se pueden mencionar:

Como catalizador, es el principal uso de este elemento, se utiliza en convertidores catalíticos para automóviles, reduciendo, en los gases de escape, los óxidos de nitrógeno (tóxicos) a oxígeno y nitrógeno:



En la industria química catalizando reacciones de producción de ácidos nítrico y acético, así como reacciones de hidrogenación.

En joyería se utiliza para el recubrimiento de piezas de oro blanco, mejorando la apariencia de las mismas y otorgándole mayor resistencia.

Se emplea en aleaciones con platino y con paladio, resultando en materiales de mayor dureza. Estas aleaciones se utilizan en espirales calefactoras de hornos, termopares, contactos eléctricos, electrodos de bujías y crisoles de laboratorio, entre otros. Los contactos eléctricos presentan baja resistencia eléctrica, son muy estables y resistentes a la corrosión. Las aleaciones de platino-rodio se utilizan cuando se requieren propiedades mecánicas mejoradas a altas temperaturas, por ejemplo, en la industria del vidrio.

Se emplea para recubrir otros metales, mediante electrodeposición o evaporación, originando un material muy duro y útil para instrumentos ópticos. Además, debido a su resistencia al óxido y la intemperie, el Rodio se utiliza como galvanizado en algunos productos que deben ser resistentes a las condiciones climáticas y el desgaste.

Por su buena conductividad eléctrica se lo utiliza para la fabricación de marcapasos y cables de fibra óptica.

Por ser un material reflectante se utiliza en espejos, equipos ópticos, cámaras, reflectores y en sistemas de rayos X. Por su elevado punto de fusión y su resistencia a las altas temperaturas se utiliza para la fabricación de piezas de hornos, turbinas y otros productos que son sometidos regularmente a altas temperaturas.

**Palladium (inglés)**  
**Paladio (castellano)**  
**Palladium (latín)**

46	106,42 [Kr]4d <sup>10</sup>
Pd	
<b>PALADIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Purificación de gas hidrógeno</li> <li>• Se emplea en odontología, joyería, relojería y contactos eléctricos en computadoras, teléfonos móviles, catalizadores en vehículos, etc</li> <li>• No se oxida con el aire</li> </ul>	

El paladio fue descubierto por William Hyde Wollaston, un químico inglés, en 1803 mientras analizaba muestras de mineral de platino obtenidas en América del Sur. Es un elemento raro que aparece naturalmente junto con platino, níquel, cobre, plata y oro y se recupera como subproducto de la extracción de estos otros metales. Wollaston disolvió el mineral de platino en agua regia, luego neutralizó con NaOH, logrando la precipitación del platino con cloruro de amonio. Al añadir cianuro de mercurio, logró formar el compuesto cianuro de paladio. Calentándolo, obtuvo finalmente el paladio en estado metálico. Este método es la base de la obtención moderna del paladio. El paladio recibió su nombre del asteroide Pallas, que fue descubierto aproximadamente al mismo tiempo. Pallas era la diosa griega de la sabiduría.

El Pd es un metal de transición del grupo del platino, es blando, dúctil y maleable. Químicamente es muy similar al platino y se extrae de algunas minas de cobre y níquel. El paladio, junto con el platino, el rodio, el rutenio, el iridio y el osmio conforman el grupo de los metales preciosos, comparten propiedades químicas, pero el paladio tiene el punto de fusión más bajo y es el menos denso de estos metales.

La abundancia de paladio en la corteza terrestre es de aproximadamente 1 a 10 partes por billón. Eso lo convierte en uno de los diez elementos más raros que se encuentran en la corteza terrestre. Generalmente se presenta en forma nativa, en decir con estado de oxidación cero y no combinado con ningún otro elemento.

El paladio se encuentra como el metal libre asociado con el platino y otros metales del grupo del platino en Australia, Brasil, Rusia, Etiopía y América del Norte y del Sur, así como con depósitos de níquel y cobre en Canadá y el sur. África. La forma de obtención es similar a la desarrollada inicialmente por Wollaston. El paladio se elimina de los minerales de platino después de eliminar el platino y el oro. El metal se convierte en cloruro de paladio y finalmente es posible obtener paladio puro.

El mayor uso de paladio se encuentra en la industria automotriz, específicamente en los convertidores catalíticos. El paladio se comporta como un excelente catalizador y ayuda a convertir algunos de los compuestos contaminantes presentes en los motores de combustión, como hidrocarburos y nitrógeno, en compuestos menos dañinos. De este modo, es posible cumplir con las cada vez más exigentes regulaciones en cuanto a gases de escape en aplicaciones móviles. La gran cantidad de reacciones en las que los compuestos de paladio sirven como catalizadores se conocen como reacciones de acoplamiento de paladio.

Es el metal precioso de mayor valor actual por lo tanto es un activo de inversión muy valorado. Las monedas de paladio se emiten desde 1966 y, en la actualidad, varias casas de moneda y refinerías producen monedas y barras hechas de este metal extremadamente valioso.

Aunque el oro amarillo es tradicional para la joyería, el oro blanco también es una opción popular y el paladio es uno de los metales que se utiliza en las aleaciones de oro blanco. El paladio también se usa para joyería en formas más puras.

En la industria electrónica, el paladio se utiliza para contactos eléctricos, en condensadores cerámicos y para materiales de soldadura.

El Pd se emplea en amalgamas dentales, se utilizan pequeñas cantidades de paladio para ayudar a combatir la corrosión y aumentar el brillo del empaste. Esto se hace típicamente con menos del 0,5% de paladio; con mercurio, plata, estaño y cobre comúnmente componiendo el resto. Las aleaciones de paladio se utilizan comúnmente en instrumentos quirúrgicos, como los que se utilizan aquí en la cirugía a corazón abierto.

Este metal es empleado en instrumentos musicales, tales como flautas profesionales para conciertos, las cuales en general están hechas de metales preciosos. Aunque la plata esterlina es un material común, a veces se usa paladio para producir los tubos dentro de estas flautas.

De igual manera que la plata, las sales de paladio se utilizan a menudo como material sensible a la luz utilizado en la impresión. Las sales de paladio producen una calidad tonal única que se usó ampliamente a fines del siglo XIX, y hoy se usan de manera artística.

La capacidad del paladio para absorber hidrógeno se ha empleado para purificarlo y almacenarlo de manera segura, esto resulta extremadamente útil para pilas de combustible. El hidrógeno es una fuente de combustible altamente eficiente y encontrar formas de almacenar grandes cantidades de manera segura podría ayudar a impulsar tecnologías limpias. En particular, se ha descubierto que las nanopartículas de paladio son aún más eficientes para absorber hidrógeno, actualmente es un tópico que se encuentra bajo investigación.

Otro uso común del paladio es en condensadores cerámicos multicapa. Estos son una parte importante de los equipos electrónicos comunes, como teléfonos celulares, computadoras portátiles, máquinas de fax, etc. El paladio también se usa en el revestimiento de conectores para varios dispositivos electrónicos.

En cuanto a sus compuestos y aplicaciones, se destaca el cloruro de paladio el cual se emplea en artefactos destinados a la detección de monóxido de carbono.

**Silver (inglés)**  
**Plata (castellano)**  
**Argentum (latín)**

<b>47</b>	107,87 [Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup>
<b>Ag</b>	
<b>PLATA</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Recubrimiento de conductores de radiofrecuencias VHF</li> <li>• Catalizador en reacciones orgánicas</li> <li>• Complejos de acción antibacteriana</li> <li>• Nanopartículas antibacterianas en tejidos y filtros de agua</li> <li>• Fotografía tradicional (no digital)</li> </ul>	

La plata es un elemento químico con el símbolo Ag (del latín argentum, derivado del Proto-Indo-Europeo *h<sub>2</sub>erǵ*: "brillante" o "blanco") y su número atómico es el 47 situado en el grupo 11. Es un metal de transición suave, blanco y brillante, exhibe una conductividad eléctrica, térmica y reflectividad más altas que cualquier metal. El metal se encuentra en la corteza terrestre en forma elemental pura y libre (plata nativa), y como una aleación con el oro y otros metales, y en minerales como la argentita y la clorargirita. La mayor parte de la plata se produce como subproducto del refinado de cobre, oro, plomo y zinc.

La plata fue uno de los siete metales de la antigüedad que eran conocidos por los humanos prehistóricos y cuyo descubrimiento se pierde en la historia. En particular, los tres metales del grupo 11, cobre, plata y oro, se encuentran en la forma elemental en la naturaleza y probablemente se usaron como las primeras formas primitivas de dinero en oposición al simple trueque. Sin embargo, a diferencia del cobre, la plata no dio lugar al crecimiento de la metalurgia debido a su baja resistencia estructural y se usó con mayor frecuencia como ornamentación o como dinero. Dado que la plata es más reactiva que el oro, los suministros de plata nativa eran mucho más limitados que los de oro. Por ejemplo, la plata era más cara que el oro en Egipto hasta alrededor del siglo XV a. C. Se cree que los egipcios separaron el oro de la plata calentando los metales con sal y luego reduciendo el cloruro de plata producido el metal.

La plata se ha valorado durante mucho tiempo como un metal precioso. El metal plateado se usa en muchas monedas de lingotes, a veces junto con el oro: [4] si bien es más abundante que el oro, es mucho menos abundante como metal nativo. [5] Su pureza se mide típicamente por mil; una aleación pura al 94% se describe como "0,940 fina". Como uno de los siete metales de la antigüedad, la plata ha tenido un papel perdurable en la mayoría de las culturas humanas.

Aparte de la moneda y como medio de inversión (monedas y lingotes), la plata se utiliza en paneles solares, filtración de agua, joyería, adornos, vajillas y utensilios de alto valor (de ahí el término cubiertos), en contactos y conductores

eléctricos, en espejos, revestimientos de ventanas, en catálisis de reacciones químicas, como colorante en vidrieras y en repostería especializada. Sus compuestos se utilizan en películas fotográficas y de rayos X. Las soluciones diluidas de nitrato de plata y otros compuestos de plata se utilizan como desinfectantes y microbicidas (efecto oligodinámico), que se agregan a vendajes y apósitos para heridas, catéteres y otros instrumentos médicos.

**Cadmium (inglés)**  
**Cadmio (castellano)**  
**Cadmium (latín)**

<b>48</b>	<b>112,41</b> [Kr]4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup>
<b>Cd</b>	
<b>CADMIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Se emplea en revestimientos</li> <li>• Forma aleaciones con bajo punto de fusión</li> <li>• Se usa en barras de control en reactores nucleares</li> <li>• Como pigmento y en fotografía</li> </ul>	

Este elemento fue descubierto en 1817 por el químico alemán Fiedrich Strohmeyer como una impureza en óxido de zinc, por esto es su nombre, derivado del antiguo nombre de un mineral del zinc, "Calamina", en latín "*Cadmia*", que es carbonato de zinc (ZnCO<sub>3</sub>). La calamina era utilizada para tratar condiciones de la piel, como picazón o quemaduras. Strohmeyer inspeccionaba farmacias y, por alguna razón, en una de estas utilizaban carbonato de zinc en lugar del óxido. Strohmeyer observó que esas muestras no cambian de color al calentarlas como sí les pasaba a las de calamina que se ponían de un color amarillento. Esta observación inicial permitió a Strohmeyer, quien fue lo suficientemente persistente, aislar el cadmio mediante el tueste y posterior reducción del sulfuro.

El cadmio no se encuentra en estado libre en la naturaleza, puede ser encontrado mayoritariamente en la corteza terrestre en combinación con el zinc y la greenockita (sulfuro de cadmio), único mineral de cadmio, que no es una fuente comercial de metal. Prácticamente todo el cadmio se obtiene como subproducto de la metalurgia del zinc, y se separa por destilación fraccionada. También puede extraerse, aunque en menor proporción, de plomo y cobre.

El cadmio es un metal dúctil, de color blanco-azulado. Es más blando y maleable que el zinc, pero poco más duro que el estaño. Existen ocho isótopos estables en la naturaleza y se han descrito once radioisótopos inestables de tipo artificial. El cadmio presenta propiedades químicas intermedias entre las del zinc metálico en soluciones ácidas de sulfato. Este es divalente en todos sus compuestos estables y su ion es incoloro.

En cuanto a sus usos, el cadmio se deposita electrolíticamente sobre metales, principalmente hierro o acero, sobre los que forma un revestimiento químicamente resistente. Se utiliza en aleaciones con cobre para los cables del tendido eléctrico. El cadmio disminuye el punto de fusión de los metales con los que forma la aleación; se utiliza con plomo, estaño y bismuto en la fabricación de fusibles para sistemas automáticos, alarmas contra incendios y fusibles

eléctricos. Una aleación de cadmio con plomo y zinc se usa como soldadura para el hierro.

Se emplea también para las barras de control en plantas eléctricas nucleares por su capacidad de absorción de neutrones lentos y como blindaje contra neutrones en aparatos de medida.

Las sales de cadmio se usan en fotografía y en la fabricación de fuegos de artificio, pinturas fluorescentes, vidrios y porcelana. El sulfuro de cadmio es empleado en un tipo de célula fotovoltaica y se utiliza en las baterías recargables de níquel-cadmio (comúnmente abreviado como NiCd) que son baterías recargables de uso doméstico e industrial, actualmente se está disminuyendo su uso debido al efecto memoria y a que el cadmio es muy contaminante. El sulfato de cadmio se usaba en medicina como astringente. El sulfuro (CdS) y seleniuro (CdSe) sirven como pigmentos amarillos.

**Lanthanum (inglés)**  
**Lantano (castellano)**  
**Lanthanum (latín)**

<b>57</b>	138,91 [Xe]5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>
<b>La</b>	
<b>Lantano</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es utilizado para conferirle resistencia al vidrio</li> <li>• Se emplea en la producción de crisoles</li> <li>• Se destaca su uso para fabricar vidrios ópticos</li> </ul>	

Fue descubierto en el año 1839 por el químico sueco Carl Gustaf Mosander. Debe su nombre al verbo griego *lanthaneîn* (λανθανεῖν) que significa "escondido", ya que su sal se encontraba "oculta" como impureza en la obtención de nitrato de cerio, separado a partir de minerales en que aparecen juntos.

Es un metal blanco plateado, dúctil y muy blando. Su punto de fusión es el más bajo de todos los lantánidos (920 °C).

Se lo obtiene por tratamiento de sus minerales con H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentrado (por ejemplo, monazita, fosfato de lantano trivalente). El La<sup>3+</sup> queda en solución después de ser separado primero de óxidos y sulfatos insolubles (dióxido de titanio y sulfato de zirconio, por ej.) y luego de "barros" de torio.

Entre sus usos y aplicaciones industriales y tecnológicas principales están, el agregado al acero en pequeñas concentraciones, lo hace más dúctil y maleable. Varios compuestos de lantano se emplean como catalizadores del craqueo en la industria del petróleo. El fluoruro de lantano en cristales junto con fluoruro de europio se emplea en electrodos ion selectivo para F<sup>-</sup>. El óxido se usa en la fabricación de vidrios especiales, como los que absorben radiación infrarroja o en la fabricación de lentes de telescopios (por su alto índice de refracción). Las bentonitas modificadas con lantano se emplean para absorber fosfato del agua (especialmente en el tratamiento de eutrofización de lagos). En aleaciones con otros metales se emplea como "esponja" de hidrógeno, formando hidruros intersticiales con gran capacidad de absorción (hasta 400 veces el volumen del gas a dadas condiciones de T y P); estos materiales son aptos para almacenar hidrógeno en condiciones próximas a las del ambiente.

**Hafnium (inglés)**  
**Hafnio (castellano)**  
**Hafnium (latín)**

72	178,49
[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>	
<b>Hf</b>	
<b>HAFNIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Aleaciones en industria aeroespacial</li> <li>• Compuestos aislantes en microelectrónica</li> <li>• Datación de tiempo geológico (<sup>175</sup>Hf)</li> <li>• Eliminación de trazas de O<sub>2</sub> y N<sub>2</sub> (lámparas de incandescentes)</li> </ul>	

El descubrimiento del hafnio se remonta a 1911, cuando el químico Georges Urbain anunció que había descubierto el elemento que debía ir debajo del circonio dentro de la tabla periódica. No obstante, se comprobó que se había equivocado en su investigación, por lo cual el elemento siguió desconocido hasta 1923, cuando los químicos daneses Dirk Coster y George Charles de Hevesy lo descubrieron tras realizar una ardua investigación y dar con que el hafnio en un mineral de circonio, un elemento del cual era muy difícil separarlo. Los estudios de Hevesy determinaron que las muestras de circonio obtenidas hasta el momento tenían hasta un 5% de hafnio, por lo cual se produjeron muestras más puras para determinar su verdadero peso atómico. La primera muestra de alta pureza de hafnio no se consiguió sino hasta 1925.

El hafnio es un metal blanco plateado, dúctil y resistente a la corrosión. Se conocen 35 isótopos del hafnio, con números másicos entre 153 y 186. Este elemento no se puede encontrar de forma nativa en la naturaleza, sino combinado con el circonio en varios minerales como el circón (ZrSiO<sub>4</sub>) y el hafnón (HfSiO<sub>4</sub>).

Es resistente a la acción de ácidos y bases concentrados. Sin embargo, puede oxidarse al aire e inflamarse si se encuentra finamente dividido. También reacciona fácilmente con el dinitrógeno.

Se obtiene convirtiendo sus minerales en haluros (por ejemplo, en HfCl<sub>4</sub>) y posterior reducción con magnesio a 110°C (magnesioterapia).

Las aleaciones de Hf con Fe, Ti, Ta y Nb tienen aplicaciones especiales, por ejemplo, en inyectores de motores empleados en la industria aeroespacial. Los compuestos de hafnio se emplean en aisladores de microelectrónica, por efecto en microprocesadores. El isótopo 175 del hafnio se usa en datación de tiempos geológicos (su vida media es de 3,7\*10<sup>10</sup> años). Se emplea para eliminar dióxido de carbono y dinitrógeno en ambientes que requieran bajísimo nivel de esos gases (lámparas incandescentes). También se lo usa en sopletes de corte por plasma debido a su facilidad para aportar electrones al medio. Gran parte de las aplicaciones de este elemento son compartidas con el circonio, lo cual hace que pueda ser fácilmente reemplazado por este en la mayoría de los casos.

**Tantalum (inglés)**  
**Tantalo (castellano)**  
**Tántalo (latín)**

<b>73</b>  <span style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Ta</span>	<b>180,95</b> [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>
TANTALIO o TÁNTALO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Fabricación de condensadores electrolíticos</li> <li>• Producción de superaleaciones</li> <li>• Se utiliza como filamento para la vaporización de metales</li> <li>• Producción de TaC usado para las herramientas de corte</li> </ul>	

El tantalio fue descubierto en 1802 por Anders G. Ekeberg en minas provenientes de Suecia (Ytterby) y de Finlandia (Kimito) y aislado en 1820 por Jons Berzelius.

Hasta 1844 muchos químicos creían que el niobio y el tantalio eran el mismo elemento. Los investigadores Rowe 1944 y Jean Charles Galissard de Marignac 1866 demostraron que los ácidos nióbico y tantálico eran compuestos diferentes. Posteriormente los investigadores pudieron aislar solamente el metal impuro, y el primer metal dúctil relativamente puro fue producido por Werner von Bolton en 1903. En 1922, un ingeniero de una fábrica de Chicago (Estados Unidos) consiguió obtener industrialmente el tantalio con 99,9% de pureza. Los filamentos hechos con el metal eran usados en lámparas incandescentes hasta ser sustituidos por el tungsteno.

El Tantalio se emplea en la fabricación de condensadores para equipos electrónicos de todo tipo, tales como: Teléfonos móviles, GPS, Satélites artificiales, armas teledirigidas, televisores de plasma, videoconsolas, ordenadores portátiles, PDAs, MP3, MP4, etc. Se utiliza también en las superficies para transferencia de calor en equipos de producción en la industria química, en especial cuando se tienen condiciones extraordinarias corrosivas. Su inercia química ha hecho que se le hayan encontrado aplicaciones dentales y quirúrgicas, a su vez forma aleaciones con un gran número de metales. Tiene una importancia especial el ferrotantalio, el cual se agrega a los aceros austeníticos con el fin de reducir la corrosión intergranular.

El metal es bastante inerte al ataque con ácidos, excepto al ácido fluorhídrico. Se oxida con mucha lentitud en soluciones alcalinas. Los halógenos (halógenos) y el oxígeno reaccionan con él en caliente, para formar haluros y óxido correspondientes, con estado de oxidación V (cinco). A temperatura elevada absorbe hidrógeno y se combina con el nitrógeno, el fósforo, el arsénico, el antimonio, el silicio, el carbono y el boro. El Tantalio forma también compuestos por reacción directa con el azufre, el selenio y el telurio, a temperaturas elevadas.

En la naturaleza lo más corriente es encontrar términos de la serie columbita-tantalita y microlitas. Estas fases minerales aparecen en pegmatitas de metales raros que incluyen Ta, Be y Li, y en leucogranitos albiticos de metales raros altamente evolucionados generalmente asociados a Sn, como es el caso de las pegmatitas del Permiso de Investigación Alberta II y el leucogranito albitico bajo en fósforo de Penouta, respectivamente.

El tantalio es altamente resistente a la corrosión debido a una fina capa de óxido, que se forma en su superficie. El óxido de tántalo ( $Ta_2O_5$ ) tiene un elevado índice de refracción y se emplea en la fabricación de vidrios especiales para lentes de cámaras. El índice de refracción negativa ofrece la posibilidad de superlentes, dispositivo de invisibilidad y otros fenómenos exóticos.

El tantalio es suave cuando es puro y libre de elementos extraños y puede ser puesto en alambre fino. El alambre fino hecho de tantalio puro se utiliza como un filamento para la vaporización de metales como el aluminio.

Se ha obtenido un material composite (híbrido) de grafito y carburo de tántalo que es uno de los materiales más duros que se conocen y con un punto de fusión de  $3738\text{ }^{\circ}\text{C}$ . El tántalo de carbono, un tipo de carbeto muy duro, es usado para producir herramientas de corte, perforación y máquinas trefiladoras. El 10% del tántalo se emplea en la producción de TaC (carburo de tántalo) usado para las herramientas de corte.

Tantalio pertenece al grupo de metales refractarios, que se utilizan ampliamente en la fabricación de superaleaciones. Del mismo modo, que la mayoría de los otros metales refractarios, las formas duras de tántalo son carburos y nitruros estables, tales como carburo de tántalo y nitruro de tántalo.

El carburo de tántalo se utiliza como cerámicas refractarias extremadamente duras y quebradizas con una conductividad similar al metal. Este es un componente importante de los materiales cermet que se utilizan comercialmente en diversas herramientas usadas en el corte y metales a veces se añaden a las aleaciones de carburo de wolframio.

El nitruro de tantalio tiene un uso bien conocido y es la protección del filo y el aumento de la resistencia a la corrosión en la máquina de herramientas, tales como brocas y fresas, a menudo la mejora de su vida útil en un factor de tres o más.

Tantalio se utiliza en la fabricación de diferentes tipos de superaleaciones con propiedades que son determinadas, para la alta tecnología de ultraresistencia, con alto punto de ebullición y alto punto de fusión.

Propiedad Salazón: Tántalo ha sido sugerido para la tecnología de armas nucleares por su especial "propiedad salazón." Aumenta significativamente la radiactividad de la nube radioactiva del arma durante muchos meses.

Ni el tántalo ni sus combinaciones son tóxicos. El tantalio es un elemento muy biocompatible, sin embargo, debido a sus pobres propiedades mecánicas y a su alta densidad ( $16.6\text{ gr/cm}^3$ ), su utilización está muy limitada a suturas en cirugía plástica y neurología.

**Wolfram (inglés)**  
**Wolframio o tungsteno**  
**(castellano)**  
**Wolfram (latín)**

<p><b>74</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">W</p>	<p>183,84</p> <p>[Xe]4f<sup>14</sup>5d<sup>4</sup>6s<sup>2</sup></p>
<p><b>WOLFRAMIO o TUNGSTENO</b></p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Componente esencial en herramientas de corte</li> <li>• Producción de aleaciones de acero</li> <li>• Componente termorresistente en aparatos electrónicos y como punto de contacto en circuitos eléctricos</li> <li>• Peso o contrapeso en aplicaciones de maquinaria</li> </ul>	

El wolframio es un metal muy poco común en la corteza terrestre. Además, posee puntos de fusión y ebullición sumamente altos, convirtiéndose en uno de los metales con valores más altos en ambos aspectos.

El Wolframio o Tungsteno, se descubrió en 1783 en la localidad vasca de Bergara. Los descubridores fueron los hermanos Fausto y Juan José Elhuyar, quienes se pusieron a trabajar en un método para aislar un posible elemento nuevo partiendo de la wolframita, una mezcla de FeWO<sub>4</sub> y MnWO<sub>4</sub>, de la que deriva su nombre.

No obstante, no fue sino hasta 1820, cuando el científico sueco Jöns Berzelius logró aislarlo por primera vez.

La palabra «Tungsteno» procede del sueco; *tung* se traduce como «pesado» y *sten*, «piedra», es decir, «piedra pesada». El vocablo se debe al mineralogista sueco Axel Fredrik Cronstedt, descubridor del Níquel, quien incluyó una descripción de este mineral desconocido en su libro *Ensayos de Mineralogía* de 1758. En la versión inglesa, de renombrado prestigio académico en la época, se mantuvo la palabra tungsten, lo que explica su popularidad en el mundo anglosajón.

La palabra «wolframio» procede de las alemanas *wolf* y *rahm*, pudiendo significar “poco valor”. También se traduce como «Baba de Lobo» en referencia a las supersticiones de los mineros medievales sajones que creían que el diablo se aparecía en forma de lobo y habitaba las profundidades de las minas corroyendo la casiterita con sus fauces babeantes.

El wolframio o tungsteno, es un elemento químico de símbolo W, de número atómico 74 y peso atómico 183,85. Este metal tiene una estructura cúbica centrada en el cuerpo y brillo metálico gris plateado. Su punto de fusión de 3410°C y su punto de ebullición de 5930°C. Exhibe una baja presión de vapor, alta densidad, gran fuerza a temperaturas elevadas en ausencia de aire y es extremadamente duro.

Reacciona con una mezcla de ácido nítrico y fluorhídrico. Las sales oxidantes fundidas, como el nitrito de Sodio, lo atacan fácilmente. El cloro, el bromo, el yodo, el dióxido de carbono, el monóxido de carbono y el azufre gaseosos reaccionan con tungsteno sólo a altas temperaturas; con hidrógeno no reacciona. La química acuosa del tungsteno es complicada por su tendencia a formar iones complejos.

No se encuentra nunca libre en la naturaleza, sino en forma de sales, principalmente como la scheelita ( $\text{CaWO}_4$ ) y la wolframita.

Dada su dureza y capacidad para soportar el calor, el wolframio se emplea en la producción de aleaciones de acero para herramientas de corte utilizadas para perforar, prensar o cortar otros metales, hormigón o roca (P.ej.: brocas para bricolaje, herramientas metalúrgicas o instrumental odontológico, etc.).

Desde la Segunda Guerra Mundial se usó para blindar la punta de los proyectiles antitanque y en la coraza de los blindados. La adquisición de wolframio se convirtió en un elemento vital e indispensable para la Alemania nazi, que lo adquiría vía España o Portugal. El suministro de wolframio a los nazis llegó a ser tan importante que provocó una seria crisis diplomática con las potencias aliadas, dado que era elemental para la maquinaria de guerra alemana.

También, sus aleaciones son idóneas para componentes críticos de maquinaria, termosensibles y resistentes al desgaste (P.ej.: válvulas de motor, palas de turbinas, puntas de bolígrafo o tacos de neumáticos de nieve, etc.). Además, dada su conductividad eléctrica, el wolframio es ideal como componente termorresistente en aparatos electrónicos y como punto de contacto en circuitos eléctricos (P.ej.: pantallas LCD, tubos de TV, impresoras láser, lunetas térmicas, bocinas de vehículos o conmutadores eléctricos, etc.).

Se usa en la fabricación de aparejos para pesca, en los filamentos de las lámparas incandescentes, en electrodos no consumibles de soldaduras, en resistencias eléctricas, y aleado con el acero, en la fabricación de aceros especiales.

Los wolframatos de calcio y magnesio se utilizan en la fabricación de tubos fluorescentes. El gas hexafluoruro de wolframio se emplea en la fabricación de circuitos integrados.

Por su elevada densidad también se usa como peso o contrapeso en aplicaciones específicas de maquinaria (aleros en aeronáutica, sistemas de vibración de teléfonos móviles, contrapesos del cárter, palos de golf, etc.).

El wolframio y el carburo de wolframio son excelentes reflectores de neutrones debido a su gran densidad y estabilidad atómica, por lo cual son eficaces escudos contra la radiación (incluso de partículas gamma y rayos de neutrones). Su presencia mejora las propiedades catalíticas de los óxidos mixtos.

El metal suele trabajarse por sinterización. El método consiste en aglomerarlo en forma de polvo de diminutos granos en una matriz metálica. Aunque la mejor opción es el cobalto, se puede encontrar también el Níquel e incluso el Hierro en estos casos. Todas sus aleaciones se distinguen por su enorme dureza y su resistencia. El metal se comporta excelentemente incluso a altas

temperaturas, cosa que el renio no, por ejemplo, pese a que ambos metales comparten un punto de fusión similar. El Wolframio es el metal más abundante de los metales de transición del grupo 6 de la tabla periódica. En caso de escasear, el Molibdeno suele sustituirle. Una de sus características es que al exponerse a luz ultravioleta este tiene un brillo azulado muy brillante.

En los últimos años se ha utilizado para la fabricación de joyas como brazaletes, anillos y relojes, y también para las herraduras de los caballos como pequeños tacos y así evitar que se resbalen.

Aunque los datos relativos a la toxicidad del wolframio son limitados, se tiene conocimiento de casos de intoxicación donde la dosis letal para los seres humanos se estima entre 500 mg/kg y 5 g/kg. En altas dosis, se sabe que genera convulsiones e insuficiencia renal con necrosis tubular aguda.

**Rhenium (inglés)**  
**Renio (castellano)**  
**Rhenus (latín)**

<b>75</b>	<b>186,20</b>
	<b>[Xe]4f<sup>14</sup>5d<sup>5</sup>6s<sup>2</sup></b>
<b>Re</b>	
<b>RENIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Se utiliza en aleaciones para mejorar la resistencia y ductilidad</li> <li>• Se usa en procesos de quimioterapia</li> <li>• Se emplea como catalizador en procesos de la nafta de petróleo</li> </ul>	

Su descubrimiento se atribuye a Ida Tacke, Walter Friedich Noddack y Otto Berg, quienes en 1925 publicaron que lo habían detectado en minerales de tantalita, wolframita y columbita mediante análisis espectrográficos con rayos X, en las cercanías del Rin. Mendeleev estuvo cerca de descuirlo bastante antes, pues al tratar de deducir las propiedades de un mineral de alto contenido en renio, pensó que era un derivado del manganeso, por lo que lo denominó como «div-manganeso». En 1928 se consiguió extraer 1 g del elemento a partir de 660 kg de molibdenita. El renio pertenece a los elementos de transición (metales relacionados). Es blanco plateado, denso, con un elevado punto de fusión (3186 °C). Los dos isótopos principales son los de número másico 185 y 187.

Se lo obtiene a partir de las emisiones sólidas de polvos de minerales de molibdeno, durante la tostación de sulfuro de cobre. El óxido y las sales de renio (VII) son solubles en soluciones acuosas por lo que se lixivian y luego se precipitan como perrenato de amonio (NH<sub>4</sub>) ReO<sub>4</sub>. El metal se obtiene por reducción de esta sal con dihidrógeno.

El 70 % de la producción mundial de renio se emplea para producir superaleaciones de gran resistencia para motores de la industria aeronáutica. Se usan catalizadores de renio y platino para producir naftas de alto octanaje, en reemplazo de los aditivos de plomo. Se lo utiliza en datación (método del renio-187 a osmio-187). Los isótopos 186 y 188 se emplean en el tratamiento del cáncer de hígado (se prefiere el 188 por su mayor tiempo de vida mitad).

**Osmium (inglés)**  
**Osmio (castellano)**  
**Osmium (latín)**

<b>76</b>	190,23 [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>
<b>Os</b>	
<b>OSMIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Aditivo en aleaciones para la fabricación de Bolígrafos, agujas de tocadiscos y de brújulas.</li> <li>• Catalizador para la síntesis de amoníaco</li> <li>• Contactos eléctricos de gran resistencia (filamentos de lámparas eléctricas)</li> </ul>	

En 1803 el osmio fue descubierto por el químico Smithson Tennant, en Inglaterra, mientras disolvía una muestra impura de platino en agua regia (solución de ácido clorhídrico y ácido nítrico concentrados). Se pudo determinar que el polvo negro obtenido tras la disolución del platino, era una mezcla de dos nuevos elementos: el indio y el osmio. Su nombre deriva del griego *osme*, que significa "olor". Esto se debe al olor que percibió Tennant mientras trabajaba con el tetraóxido de Osmio (OsO<sub>4</sub>).

Es un metal brillante de color blanco azulado. Es muy duro y quebradizo, incluso a altas temperaturas. El osmio es el elemento más denso conocido (22,587 g/cm<sup>3</sup>). Es un elemento de transición y miembro del grupo de los metales del platino. Tiene la menor presión de vapor y el más alto punto de fusión (3033°C) de los metales de este grupo. Su punto de ebullición es de 5012°C. Sólo puede ser disuelto en ácidos o agua regia, si es expuesto a ellos por largos períodos de tiempo. Reacciona fácilmente con álcalis fundidos y se combina en caliente con el oxígeno del aire para dar óxido de osmio (VIII), que es el único compuesto comercial de este elemento.

El osmio posee seis isótopos naturales estables y un séptimo, Os-186, que tiene una vida media de 2×10<sup>15</sup> años, haciéndolo en la práctica estable para cualquier aplicación. También existen varios isótopos radioactivos más, sin aplicaciones.

Es muy raro y difícil de encontrar en la corteza terrestre. Los minerales ricos en osmio incluyen el osmiridio y el iridiosmio, de los cuales el primero es el más común. Además, se lo encuentra en todos los minerales de platino. Sus principales reservas incluyen el complejo de ingenios Bushveld en Sudáfrica, los enormes depósitos de Cu y Ni cerca de Norilsk, Rusia, y la cuenca canadiense de Sudbury.

Algunos de los compuestos del osmio son muy tóxicos y causan irritación en garganta, pulmones, piel y ojos. Se necesita cuidado extremo al manipular dichos compuestos, en particular el tetraóxido de osmio.

Los concentrados de osmio se obtienen como subproducto de la minería del níquel y el cobre; o bien, alternativamente, a partir de la separación del platino de sus minerales. Luego, se separa al osmio de los otros metales de la aleación (de grupos distintos al del platino) por destilación o por extracción con solventes orgánicos del  $\text{OsO}_4$ , que es volátil.

El osmio metálico proporciona mayor dureza a las aleaciones de Pt e In, usadas en puntas de bolígrafos, agujas de tocadiscos y agujas de brújulas.

Las aleaciones de Pt y Os se emplean en la fabricación de equipo específico de laboratorio (como las pesas patrón), material quirúrgico y marcapasos. También se usó el metal en la fabricación de filamentos incandescentes (posteriormente fue reemplazado por el wolframio o tungsteno).

El osmio en polvo, finamente dividido, puede usarse como catalizador en la síntesis de amoníaco.

El tetróxido de osmio, fuertemente oxidante, se usa como reactivo específico en síntesis orgánica, en la detección de huellas dactilares y en la tinción de preparados biológicos para microscopía electrónica.

También está siendo probado como base anticancerígena, aunque esto aún se encuentra en proceso de investigación.

**Iridium (inglés)**  
**Iridio (castellano)**  
**Iridium (latín)**

<p><b>77</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Ir</p>	<p>192,22</p> <p>[Xe]4f<sup>14</sup>5d<sup>7</sup>6s<sup>2</sup></p>
IRIDIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Ir-192 fuentes de rayos gamma</li> <li>• Marcador radioeléctrico en la industria petrolera.</li> <li>• Aleaciones de Ir-Os son usadas en brújulas y balanzas, como son resistentes a la corrosión y al desgaste se usan en boquillas para extrusión</li> </ul>	

El químico inglés Smithson Tennant en 1803 encontró dos metales en el mineral de platino más nobles que el platino y no solubles en agua regia. Los llamó osmio e iridio. El osmio, del griego osme, que significa olor, dado que uno de los compuestos del elemento tenía un aroma desagradable. El iridio fue denominado así en honor a Iris, diosa del arco iris en la mitología griega, por el gran colorido de sus compuestos.

El iridio es un metal de color blanco plateado, muy duro y quebradizo. Es una de las sustancias más densas; su densidad es de 22.56gr/cm<sup>3</sup> y su punto de fusión 2447°C. El iridio natural consiste en una mezcla de dos isótopos estables, iridio-191 e iridio-193. Es un elemento muy inerte, siendo el metal conocido más resistente a la corrosión. Su abundancia en la naturaleza es muy baja encontrándose en aleaciones naturales con otros metales nobles. Se utiliza principalmente para comunicar mayor dureza al platino.

Los minerales que contienen iridio se encuentran en Sudáfrica y Alaska, así como en Birmania, Brasil, Rusia y Australia. Es muy escaso en la corteza terrestre; para obtener una barra de 1kg es necesario procesar entre 170 y 200 toneladas de mineral. Es más abundante en los meteoritos. El iridio se produce junto con otros metales de platino como subproducto de la electrorrefinación del níquel o cobre encontrándose en los barros anódicos. Luego se disuelve con agua regia separándolo por precipitación o extracción.

Debido a las dificultades de preparación y fabricación, el metal puro tiene pocas aplicaciones. Las aleaciones de platino-iridio son más duras y rígidas que el platino puro. Se utilizan en joyería y puntas de bolígrafo. Otros usos incluyen contactos eléctricos, ánodos de bujías, absorción de neutrones, generador de rayos gamma y transistores. En 1889 se utilizó una aleación de platino iridio para definir el metro patrón internacional.

**Platinum (inglés)**  
**Platino (castellano)**  
**Platinum (latín)**

<p><b>78</b></p> <p style="text-align: right;">195,08</p> <p style="text-align: right;">[Xe]4f<sup>14</sup>5d<sup>9</sup>6s<sup>1</sup></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold; text-align: center;">Pt</p>
<p>PLATINO</p>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Catalizador: control de emisión de gases, refinado de petróleo</li> <li>• Fabricación de componentes eléctricos y electrónicos</li> <li>• Sensores de oxígeno, puntas de bujías, turborreactores y células de combustible</li> </ul>

Descubierto por el naturalista español Antonio de Ulloa en la provincia de Esmeraldas, actual Ecuador y llevado a Europa en 1735.

Se puede encontrar como un metal blanco, maleable y dúctil, en minas de rocas ígneas en gránulos muy pequeños. Normalmente se encuentra en estado metálico aleado, en forma de pepitas y de escamas, con otros metales de todo tipo como el Hierro (Fe), Oro (Au), Cobre (Cu), Níquel (Ni) o metales de su grupo siendo estos el Paladio (Pd), Rodio (Rh), Rutenio (Ru), Iridio (Ir) y Osmio (Os). De los metales preciosos principales, se lo considera el más raro.

Entre sus compuestos más importante puede encontrarse el ácido cloro-platínico o  $H_2PtCl_6$ , el cual al descomponerlo a una alta temperatura se obtiene cloruro de platino (II) o  $PtCl_2$ , su fusión con el nitrato de sodio o  $NaNO_3$  se usa en la producción del dióxido de platino o  $PtO_2$ , también llamado catalizador de Adams, que se activa como catalizador propiamente dicho o “negro de platino” al exponerse al hidrógeno.

Es un metal de transición muy resistente a la corrosión, a las altas temperaturas, buen conductor de electricidad y agente catalizador, utilizado en todo tipo de industrias.

Dentro del marco de la ingeniería sus principales usos se dan:

Desde automóviles hasta naves espaciales; en la producción de catalizadores que controlan las emisiones de gases convirtiéndolos en gases menos dañinos, sensores de oxígeno, puntas de bujías, turborreactores y células de combustible, estas últimas también usadas por los astronautas como reactor entre hidrógeno y oxígeno para generar agua. A todo esto, se destina la mayor parte de la producción del platino.

En la fabricación de componentes eléctricos y electrónicos; su conductibilidad y resistencia a la corrosión lo hace óptimo para su uso en contactos eléctricos, fabricación de discos duros, cables de fibra óptica, sensores de temperatura, detectores infrarrojos y condensadores eléctricos.

Como catalizador, una de sus principales funciones, en el proceso de refinado del petróleo donde su mayor aplicación es reformando catalíticamente la nafta de petróleo en combustible de alto octanaje, también en la producción de fertilizantes y explosivos, ya que permite catalizar el amoníaco en ácido nítrico.

Materializando estándares de medida: tanto el Prototipo Internacional del Kilogramo o “Gran K” utilizado hasta el año 2019 (cuando el kilogramo pasó a definirse por la constante de Planck), así como el Prototipo Internacional del Metro, una barra utilizada hasta que el metro fue redefinido en el año 1960, estaban hechos de una aleación 90-10 de platino e iridio.

Como refuerzo en la producción de fibra de vidrio y manejo del vidrio, en especial los que son destinados a instrumentos de laboratorio.

Sus usos fuera de la ingeniería se dan en:

Medicina: implantes óseos, empastes dentales, instrumentos quirúrgicos y en el tratamiento contra el cáncer ya sea en la producción de drogas como en la quimioterapia.

Joyería: es donde se le da el segundo mayor uso al ser un metal precioso muy valorado por su pureza, belleza, maleabilidad y resistencia.

**Gold (inglés)**  
**Oro (castellano)**  
**Aurum (latín)**

<b>79</b>	<b>197,97</b> [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup>
<b>Au</b>	
<b>ORO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Fabricación de aparatos electrónicos</li> <li>• Catalizador</li> <li>• La nanotecnología del oro aplicada a las ciencias de la salud</li> <li>• Industria espacial</li> </ul>	

El oro es el elemento de número atómico 79. Se ubica en el período 6, grupo 11 y pertenece a los llamados metales de transición. Se designa con la sigla Au, que deriva de su nombre latino “aurum” y presenta un único isótopo natural, el <sup>197</sup>Au. Su nombre en castellano deriva del vocablo latino, que a su vez tiene su raíz en el indoeuropeo “aus”, que significa “brillar” o “iluminar”. En cuanto a su denominación inglesa, proviene de protogermánico “gulthan”, que también significa “brillar”.

Dado que el oro puede encontrarse en forma “nativa” y siendo extremadamente maleable y dúctil, probablemente haya sido uno de los primeros metales en ser procesado por el hombre, principalmente porque se encontró como pepitas o pequeñas partículas en los lechos de los ríos y terrenos aluviales. Si bien no existe mucho acuerdo sobre la primera vez en que empezó a usarse, se han encontrado trozos de oro natural en cuevas habitadas por hombres paleolíticos en España, por lo que su uso podría remontarse a 40000 años antes de Cristo. Los primeros hallazgos datables de forma realista se remontan a los 4000 años AC, en Egipto y Mesopotamia. Los humanos se han visto cautivados por este metal desde hace milenios, y la atracción continúa hasta nuestros días. La civilización egipcia consumió grandes cantidades de oro, pero no lo utilizaron como moneda de cambio, sino para adornar sus templos y consagrarlo a los dioses, en enterramientos y prácticas mortuorias y joyería personal. Tan sólo la máscara mortuoria de Tutankamón, quien murió en 1323 a.C., contenía 100 kg del metal. Tal fue la demanda que para el año 2000 a.C. los egipcios comenzaron la extracción de oro en Nubia y en las costas del mar Rojo. También se han encontrado artefactos de oro en las tumbas reales de la antigua Ur (Irak moderno), que florecieron entre 3800 y 2000 a.C, de hecho, se han encontrado objetos de oro provenientes de numerosas civilizaciones (tanto en Europa como en Asia y América), en forma de estatuillas, adornos, joyería, monedas, etc.

La acuñación de monedas de oro comenzó alrededor del año 640 a.C. en el Reino de Lidia (situada en lo que hoy es la Turquía moderna) utilizando electro,

una aleación nativa de oro y plata. Las primeras monedas de oro puro se acuñaron en el reinado del rey Croesus, que gobernó Lidia desde 561 hasta 547 a.C. El uso del oro como respaldo del papel moneda se generalizó en el siglo XIX, y el patrón oro fue la base de las monedas del mundo desde 1870 hasta la primera guerra mundial. Aunque el papel de oro en el sistema monetario internacional ha finalizado, la posesión de este metal sigue siendo muy apreciada por los gobiernos del mundo.

Los minerales que contienen oro generalmente lo contienen en su estado nativo, sin combinar. Pueden ser exogenéticos (formados en la superficie de la tierra) o endogenéticos (formados en su interior). El más conocido de los minerales exogenéticos, es el oro aluvial, y se encuentra en lechos de ríos y arroyos, y llanuras aluviales, que derivan de la meteorización de las rocas auríferas. El oro exogenético también puede aparecer luego del lixiviado de sulfuros de otros elementos. Los minerales de oro endogenéticos incluyen depósitos de oro en forma de vetas y filones de oro elemental en cuarcitas o mezclas de cuarcitas y sulfuros de hierro, como la pirita, también llamado, el oro de los tontos.

Si bien existe gran cantidad de oro en el agua de mar, su concentración es tan escasa que los esfuerzos para obtener este metal han sido infructuosos hasta el momento.

El oro puede ser batido en láminas muy delgadas, que son usadas en arte, arquitectura, decoración y hasta en pastelería. Si bien la mayor parte del oro producido en el mundo está destinada a la joyería y las inversiones, el oro también está presente en aplicaciones industriales y tecnológicas. Debido a su alta conductividad eléctrica y su inercia, el uso más frecuente es la electrónica, en enchapado de contactos, terminales, en circuitos impresos y electroplatinados. Las películas delgadas de oro reflejan hasta un 98 % de la radiación incidente, por lo que se utilizan en los visores de los trajes espaciales para brindar protección. En la industria aeroespacial, los vehículos que se ponen en marcha no tienen posibilidad de lubricación, mantenimiento y reparación, por lo que el oro también se utiliza como un lubricante entre las piezas mecánicas, debido a que, en el vacío del espacio, los lubricantes orgánicos se volatilizarían y serían descompuestos por la intensa radiación, más allá de la atmósfera terrestre.

Al no sufrir oxidación por exposición al aire y ser relativamente inerte desde el punto de vista químico, el potencial catalítico del oro fue prácticamente ignorado durante muchos años. No fue sino hasta los años 80, en el ámbito de la catálisis heterogénea, cuando se descubrió que es un excelente catalizador para la hidroclicación del acetileno para formar el cloruro de vinilo, materia prima para la obtención del PVC.

Más recientemente, los químicos han centrado su atención en las nanopartículas de oro (AuNPs) ya que resultan excelentes catalizadores para muchas reacciones, a menudo con menos subproductos, por ejemplo, en la oxidación de alcoholes a aldehídos y cetonas. Son particularmente buenas para oxidar CO a CO<sub>2</sub>, y se las utilizan para eliminar trazas de CO en algunos gases, como, por ejemplo, en el H<sub>2</sub> utilizado en las pilas de combustible, evitando que esta impureza arruine los electrodos. Las nanopartículas de oro pueden ser producidas con

distintos tamaños y formas y ser fácilmente funcionalizadas con un amplio abanico de ligandos (anticuerpos, polímeros, sondas de diagnóstico, fármacos, etc). Estas nanopartículas (bajo diferentes formas) despiertan un gran interés en el campo de la biomedicina. Si bien el oro ya es utilizado en el tratamiento de la artritis reumatoidea, las AuNPs presentan un extraordinario potencial como agentes fototerapéuticos en el tratamiento del cáncer, así como para la elaboración de nanoestructuras útiles para el transporte y la vectorización selectiva de fármacos y macromoléculas terapéuticas. Así, por ejemplo, las nanovarillas de oro pueden incorporarse a algunos anticuerpos monoclonales que se unen preferentemente a células cancerosas, que cuando se exponen a radiaciones del infrarrojo cercano permiten la destrucción de las células afectadas.

**Mercury (inglés)**  
**Mercurio (castellano)**  
**Hydrargyrum (latín)**

<b>80</b>	<b>200,59</b>
	[Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>
<b>Hg</b>	
<b>MERCURIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Termómetros, barómetros, manómetros, lámparas fluorescentes</li> <li>• Industria de explosivos</li> <li>• Extracción de oro y plata en minas</li> <li>• Producción de químicos de cloro-álcali</li> <li>• Amalgamas dentales, entre otros</li> </ul>	

El mercurio era conocido por los antiguos chinos e hindúes, antes del 2000 a.C.; encontrado en tumbas egipcias datadas del 1500 a.C. Se usaba para formar amalgamas con otros metales sobre el año 500 a.C. los griegos usaban el mercurio para fabricar pomadas y los romanos para fabricar cosméticos. Su nombre proviene del griego *hydrargyros* (Υδραργυρος) «agua de plata» o «plata líquida» por ese aspecto de gotas o líquido plateado que tiene. En latín, los romanos lo nombraban y de ahí proviene el símbolo Hg. Su actual nombre alemán es *quicksilber* e incluso en inglés acepta el nombre alternativo de *quicksilver*; estos términos significan “plata viva”, y que de nuevo hacen alusión a su movilidad. El nombre mercurio hace alusión al dios de la mitología romana, alado e inquieto mensajero. Este dios se asocia al comercio; al discurso elocuente, la poesía y la escritura; a la comunicación y los mensajes (comunicación social, diríamos ahora); a los viajes, incluso de almas después de la muerte, o en sueños. El temperamento mercurial es volátil, errático.

Las primeras noticias sobre la mina de cinabrio de Almadén (Ciudad Real en España) se encuentran en la Geografía del griego Estrabón (siglo I a.C.) y en la Historia Natural de Plinio el Viejo (siglo I), esta mina constituye la mayor reserva mundial de mercurio.

El cinabrio es un sulfuro de mercurio compuesto en un 85% por mercurio y en un 15% por azufre, suele aparecer en forma masiva, granular o terrosa, con un color que va del rojo brillante al rojo ladrillo. Es común que precipite impregnando ampliamente las superficies de las rocas y rellenando las fracturas. Los minerales asociados con el cinabrio son numerosos: mercurio nativo, pirita, marcasita, calcopirita, estibina, cuarzo, calomelanos, dolomita, baritina, crisocola y betún. Cuando el cinabrio es puro presenta un color rojo bermellón y un brillo adamantino, y forma cristales de una belleza extraordinaria. Inicialmente el uso del cinabrio era meramente decorativo y se utilizaba para fabricar el bermellón, un pigmento de un color rojo muy potente, que se empleaba en las pinturas murales, en cerámica, como tinte, en productos de tocador, en la escritura de los libros,

para hacer más nítidas las letras grabadas en oro en mármol, etc. Aunque en la antigüedad se utilizaba en medicina, pronto se reconoció que era un veneno, debido a la elevada toxicidad del mercurio.

Los niveles naturales de mercurio en la corteza terrestre varían de un lugar a otro, pero la media es de 50 mg por tonelada de roca, aunque el mineral de cinabrio, generalmente contiene alrededor de 10 kg por tonelada de roca. La forma de obtención es triturando y calentando el cinabrio en un horno a 700 °C bajo una corriente de aire. Otras fuentes actuales de obtención de mercurio son la recuperación como subproducto durante la extracción o refinamiento de otros metales, minerales, gas natural o antiguos residuos de minería junto al reciclado de productos ya utilizados y de residuos de procesos industriales. Hacia el año 2000, la producción minera de mercurio había caído hasta alcanzar un tercio de lo que era a principios de los años 80. A pesar de la baja demanda, los bajos precios y las fuentes alternativas disponibles, se sigue extrayendo mercurio en algunos países como España, China, Kirguistán y Argelia.

El mercurio es el único elemento metálico que es líquido en condiciones estándar de laboratorio. Es un buen conductor de la electricidad y un metal noble, químicamente inerte por lo que no reacciona o reacciona levemente con otros compuestos químicos. Es soluble únicamente en soluciones oxidantes, como el ácido nítrico. Si es calentado por encima de los 40°C produce vapores corrosivos y tóxicos. Sus aleaciones con otros metales como oro y plata son muy fáciles de obtener y se las denomina amalgamas.

Se utiliza termómetros, barómetros, lámparas fluorescentes y otros dispositivos. Así como también se emplea en manómetros, esfigmómetros y algunos tipos de válvulas como las de las bombas de vacío. También se lo utiliza para la extracción de oro y plata en minas, la producción de sustancias químicas de cloro-álcali, amalgamas dentales y en los telescopios de espejo líquido.

Los compuestos de mercurio tienen, entre otras, las siguientes aplicaciones:

El cloruro mercurioso se emplea en medicina, como insecticida. El fulminato de mercurio se utiliza como detonador en explosivos. El sulfuro mercúrico se emplea en pigmentos rojos.

Diferentes sales de mercurio se emplean como biocidas, para controlar o destruir microorganismos, por ejemplo, en la industria del papel, en pinturas o en semillas, también como antisépticos en productos farmacéuticos. Para análisis químicos y como catalizadores, para hacer más eficaz la fabricación de otras sustancias químicas, en pigmentos y tintes, detergentes y explosivos.

El mercurio es altamente tóxico. En el año 1956 en Minamata (Japón) hubo una intoxicación masiva de los pobladores debida a la ingestión de pescado contaminado con metil-Hg. 1200 personas resultaron afectadas y la aparición de consecuencias tuvo un período de latencia que llevó algunos años. Las principales afecciones fueron derivadas del sistema nervioso central y en el caso de embarazadas expuestas sus niños nacieron en término, aparentemente normales, pero pronto mostraron signos de retardo psicomotor.

El 16 de agosto de 2017, entró en vigencia el Convenio de Minamata sobre el Mercurio que es un tratado mundial para proteger la salud humana y el ambiente de los efectos adversos del mercurio. Los aspectos más destacados incluyen la prohibición de nuevas minas de mercurio, la eliminación gradual de las existentes, la reducción del uso del mercurio en una serie de productos y procesos, la promoción de medidas de control de las emisiones a la atmósfera y de las emisiones a la tierra y al agua, así como la regulación inexistente del sector de la minería artesanal y a pequeña escala. El Convenio también se encarga del almacenamiento provisional de mercurio y su eliminación una vez que se convierte en residuo, los puntos contaminados de mercurio y temas sanitarios.

**Actinium (inglés)**  
**Actinio (castellano)**  
**Actinium (latín)**

<p><b>89</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Ac</p>	<p><b>227</b></p> <p>[Rn]6d<sup>1</sup>7s<sup>2</sup></p>
ACTINIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Utilizado para la obtención de partículas alpha y neutrones</li> <li>• Usos relacionados a la medicina</li> </ul>	

El actinio fue descubierto en el año 1899 por André Louis Debierne. Su nombre proviene del griego “actinos”, que significa rayo luminoso. Esto se debe a que, a pesar de ser un metal de color plateado, su radiactividad excita al aire a su alrededor y brilla con un color azul.

El actinio encabeza el grupo de “actínidos”, en el grupo 3 y periodo 7 de la tabla periódica y al igual que muchos lantánidos y actínidos, en casi todos los compuestos aparece con el estado de oxidación 3+. Existen pocos compuestos con actinio encontrados hasta la fecha como, por ejemplo: AcF<sub>3</sub>, AcCl<sub>3</sub>, AcBr<sub>3</sub>, AcOF, AcOCl, AcOBr y Ac<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

Puede ser hallado en yacimientos naturales de uranio mezclado con minerales como la uraninita y es parte de la cadena de desintegración radiactiva de algunos isótopos de uranio, torio y plutonio.

Debido a su intensa radiación, 150 veces mayor a la del radio, es nocivo para los seres humanos y no tiene muchos usos prácticos fuera de la investigación.

El actinio es una gran fuente de partículas alpha y neutrones que pueden ser aprovechados en otros experimentos.

Además, se conoce una forma de obtenerlo en laboratorios especializados. Se bombardea <sup>226</sup>Ra con un neutrón para obtener <sup>227</sup>Ra y luego se espera el decaimiento *Beta-* para obtener <sup>227</sup>Ac. Este isótopo no tiene aplicaciones industriales más allá de su utilización para las “neutron probes” o sondas de neutrones. Estos dispositivos son utilizados para medir la cantidad de agua presente en reservorios bajo la tierra.

Por otro lado, el isótopo <sup>225</sup>Ac se estudia actualmente para su uso en tratamiento de células cancerígenas por medio de una técnica de ataque con partículas alpha en forma localizada.

Sin embargo, a pesar de que la terapia puede ser efectiva, se acumula actinio dentro de los huesos y puede causar nuevas mutaciones.

**Rutherfordium (inglés)**  
**Rutherfordio (castellano)**  
**Rutherfordium (latín)**

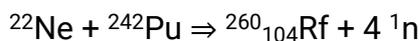
<b>104</b>	<b>261</b> [Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Rf</b>	
<b>RUTHERFORDIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1964</li> <li>• Su nombre es en honor a Ernest Rutherford</li> <li>• Tiempo de vida media: 70 s</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

Este elemento fue descubierto en el año 1964 por Georgy Flerov junto con otros colegas del Instituto Conjunto de Investigación Nuclear, en Dubna, Moscú.

Su nombre "Rutherfordio" (anteriormente llamado kurchatovio) se debe en honor al científico neozelandés Ernest Rutherford, ganador del Premio Nobel de Química en 1908, por su contribución al conocimiento de la desintegración de los elementos y su aporte a la química de las sustancias radioactivas.

El Rutherfordio es un elemento sintético del que se dispone de muy poca información acerca de su naturaleza química.

Dicho compuesto es un elemento de transición, cuya vida media del isótopo más estable, el <sup>261</sup>Rf, es de 70 segundos. Aun así, la cantidad producida de este elemento es ínfima, lo cual dificulta sustancialmente su aislación, y por consiguiente, imposibilita su estudio en profundidad. A continuación, se muestra una de varias reacciones de fusión nuclear para la obtención de isótopos de Rf.



Entonces, ante esta situación de desconocimiento sobre este elemento, solo nos queda seguir el lema bajo el cual juró el Barón de Nelson, "*Primordia Quaerere Rerum*", cuyo significado es "Buscar el Principio de las Cosas", indicándonos así, un camino para la generación continua de conocimiento, con el fin de comprender, aunque sea un poco más, el mundo que nos rodea.

**Dubnium (inglés)**  
**Dubnio (castellano)**  
**Dubnium (latín)**

<b>105</b>	<b>268</b> [Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>3</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Db</b>	
<b>DUBNIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1970</li> <li>• Su nombre es en honor a la ciudad rusa de Dubna</li> <li>• Tiempo de vida media: 32 s</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

El dubnio es el elemento número 105 y se representa con la sigla Db. No se encuentra en la tierra de forma natural y solo se sintetiza en grandes aceleradores mediante el bombardeo y la colisión de átomos más livianos. El Instituto Soviético de Investigación Nuclear (JINR) anunció por primera vez la creación del elemento en el año 1968, seguido por el Laboratorio Lawrence Berkeley de Estados Unidos en 1970. El crédito por el descubrimiento es compartido oficialmente entre ambos equipos. Luego de una larga disputa por el derecho a asignarle el nombre, el elemento fue nombrado formalmente como dubnio en 1997 en honor a la ciudad de Dubna, lugar donde se encuentra el JINR. Al igual que todos los elementos superpesados, el dubnio es un elemento sumamente inestable y muy difícil de obtener, aunque se ha logrado realizar algunos ensayos experimentales con muestras muy pequeñas que revelan que su estado de oxidación más estable es +5. El isótopo de dubnio más duradero conocido es el 268-Db, que tiene una vida media de alrededor de un día.

Debido a su escasez, al coste de su producción, a la corta vida media de sus isótopos y a su radiactividad, el dubnio no tiene aún aplicaciones más allá de la investigación científica.

**Seaborgium (inglés)**  
**Seaborgio (castellano)**  
**Seaborgium (latín)**

<b>106</b>	<b>269</b> [Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>4</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Sg</b>	
<b>SEABORGIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1974</li> <li>• Su nombre es en honor a Glenn Seaborg</li> <li>• Tiempo de vida media: 2,4 m</li> <li>• Su naturaleza química es similar a la del wolframio</li> </ul>	

El elemento 106 fue descubierto casi simultáneamente por dos laboratorios. En junio de 1974, un grupo de investigadores estadounidenses del laboratorio Lawrence Berkeley de la Universidad de California, reportó la creación de un isótopo de número de masa 263 y una vida media de 1,0 s. En septiembre de 1974, un equipo soviético del Instituto Conjunto para la Investigación Nuclear en Dubna reportó que había producido un isótopo de número de masa 259 y una vida media de 0,48 s.

En 1992 se reconoció el descubrimiento conjunto de ambos centros de investigación. En 1997 fue reconocido internacionalmente el nombre Seaborgio en honor al químico físico estadounidense Glenn Seaborg, conocido por la investigación de los elementos transuránicos. Anteriormente dicho nombre fue controversial, debido a que la IUPAC adoptó el nombre unnilhexio (símbolo Unh) de manera temporal, según la denominación sistemática de elementos.

El seaborgio es el decimocuarto de los elementos transuránicos sintéticos. Su naturaleza química es similar a la del wolframio.

Es un metal superpesado y radiactivo que no se puede encontrar en la naturaleza debido a la corta vida media de sus isótopos, por lo cual sólo puede obtenerse sintéticamente al bombardear otro elemento con partículas alfa. En la actualidad se conocen 12 radioisótopos del seaborgio, de los cuales el seaborgio-271 es el más estable de todos con una vida media de 2,4 minutos. Por su parte, el seaborgio-258 es que tiene la vida media más corta, de tan sólo 2,9 milisegundos, sufriendo fisión espontánea y desintegración alfa. El seaborgio no tiene una función biológica determinada y es tóxico para el cuerpo humano por su radiactividad.

No se encuentra en la naturaleza. Al ser tan inestable, cualquier cantidad formada se descompondrá en otros elementos con tanta rapidez que no existe razón para estudiar sus efectos en la salud humana o el medio ambiente. No tiene aplicaciones importantes, más allá de la investigación científica.

**Bohrium (inglés)**  
**Bohrio (castellano)**  
**Bohrium (latín)**

<b>107</b>	<b>270</b>
	[Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>5</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Bh</b>	
<b>BOHRIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"><li>• Es sintético y radiactivo</li><li>• Fue descubierto en el año 1981</li><li>• Su nombre es en honor a Niels Bohr</li><li>• Tiempo de vida media: 61 s</li><li>• Se utiliza en investigación</li></ul>	

Es un elemento químico sintético radiactivo y que no se encuentra en la naturaleza.

Fue sintetizado e identificado sin ambigüedad en 1981 por un equipo de Darmstadt, Alemania, dirigido por P. Armbruster y G. Müzenberg. La reacción usada para producir el elemento fue propuesta y aplicada en 1976 por un grupo de Dubna (cerca de Moscú), que estaba bajo la guía de Yuri Oganesián. Las primeras evidencias de su existencia fueron reportadas por Yuri Oganessian, físico nuclear ruso, quien bombardeó bismuto-209 y plomo-208 con núcleos de cromo-54 y manganeso-55.

Su nombre fue puesto es en honor al físico danés Niels Bohr. Su tiempo de vida media es de 61 s y se usa en investigación.

Su isótopo más estable es el bohrio-270 cuyo tiempo de vida media es de 61 segundos, mientras que sus isótopos más livianos presentan menores tiempos.

Todos sus isótopos presentan decaimientos del tipo alfa dando como productos distintos isótopos del Dubnio.

Se espera que tenga propiedades químicas semejantes a las del elemento renio.

**Hassium (inglés)**  
**Hasio (castellano)**  
**Hassium (latín)**

<b>108</b>	<b>269</b> [Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Hs</b>	
<b>HASIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1984</li> <li>• Su nombre es en honor a la ciudad alemana de Hesse</li> <li>• Tiempo de vida media: 11 s</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

El descubrimiento del hasio se remonta a 1978, cuando en el Instituto Ruso de Investigación Nuclear en Dubna, un grupo de científicos liderados por Yuri Oganessián y Vladimir Utyonkov obtuvieron el isótopo hasio-270 al bombardear un objetivo de radio con partículas de calcio. Para 1983, este mismo instituto había logrado sintetizar los isótopos hasio-263 al bombardear bismuto con magnesio; hasio-270 al bombardear californio con neón; y hasio-264 al bombardear plomo con hierro. Por su parte, en el Gessellschaft für Schwerionenforschung (GSI), un instituto de investigación nuclear alemán, un grupo de científicos liderados por Gottfried Münzenberg y Peter Armbruster consiguieron sintetizar hasio-265 al bombardear plomo con hierro. Dado que los datos de este último instituto se consideraron más confiables que los del instituto ruso, la IUPAC determinó que los alemanes habían descubierto el elemento primero, por lo cual se les permitió que lo nombraran como hasio, en honor al estado de Hesse, donde está el GSI.

El hasio es un metal superpesado y radiactivo que no se puede encontrar en la naturaleza debido a la corta vida media de sus isótopos, por lo cual sólo puede obtenerse sintéticamente al bombardear otro elemento con partículas alfa. Este elemento tiene 8 estados de oxidación y probablemente sea sólido al estar en temperatura ambiente (20 °C). En la actualidad se conocen 4 isómeros y 12 isótopos del hasio, los cuales tienen números atómicos que van desde el 263 hasta el 277, con la excepción de los números 272, 274 y 276. De todos estos, el más estable es el hasio-269, con una vida media de hasta 16 segundos y un periodo de semidesintegración de tan sólo 9,7 segundos.

Se cree que el hasio es un metal sólido denso a temperatura y presión ambiente. Si se produjera una cantidad suficiente del elemento, se esperaría que tenga un aspecto brillante y metálico.

Es posible que el hasio sea aún más denso que el osmio. La densidad prevista del hasio es de 41 g/cm<sup>3</sup>.

El hasio no tiene una función biológica determinada y es tóxico para el cuerpo humano por su radiactividad.

Debido a su escasez, al coste de su producción, a la corta vida media de sus isótopos y a su radiactividad, el hasio no tiene aún aplicaciones más allá de la investigación científica.

**Meitnerium (inglés)**  
**Meitnerio (castellano)**  
**Meitnerium (latín)**

109	266 [Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>
Mt	
MEITNERIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1982</li> <li>• Su nombre es en honor a la física Sueca Lise Meitner</li> <li>• Tiempo de vida media: 7,6 s</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

Fue descubierto en 1982 por Peter Armbruster, Gottfried Münzenberg y sus colegas del GSI Centro Helmholtz para la Investigación de Iones Pesados (*Gesellschaft für Schwerionenforschung*) en Darmstadt, Alemania. Su nombre fue propuesto en homenaje a la matemática y física, de origen austríaco y nacionalizada sueca, Lise Meitner, co-descubridora de la fisión nuclear. Este nombre fue decidido oficialmente en 1997. Sin embargo, anteriormente fue llamado unnilennium (1-0-9), con símbolo provisional Une, o wolschakio, con símbolo no oficial Wl.

Es un transactínido del bloque *d* de la tabla periódica y se encuentra en el grupo del platino. Se conocen 9 isótopos radiactivos de este elemento, de los cuales el más estable es el Mt-278 con una vida media de 7,6 s. Como sólo unos pocos núcleos de vida muy exigua fueron creados, se desconocen sus propiedades físicas y químicas. Debido a su radiactividad, es tóxico para el organismo humano.

Se obtuvo sintéticamente Mt-266 al bombardear <sup>209</sup>Bi con <sup>58</sup>Fe. Transcurrieron solamente 5 milisegundos antes de que su núcleo sufriera una desintegración radioactiva.

En la actualidad sólo se utiliza en investigación. No es posible determinar en forma experimental sus propiedades.

**Darmstadtium (inglés)**  
**Darmstadtio (castellano)**  
**Darmstadtium (latín)**

<b>110</b>	<b>281</b> [Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>9</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Ds</b>	
<b>DARMSTATIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1994</li> <li>• Su nombre es en honor a ciudad alemana de Darmstadt</li> <li>• Tiempo de vida media: 11 s</li> <li>• Se utiliza en investigación no tiene, al menos aún, aplicaciones industriales</li> </ul>	

El darmstadtium también conocido como ununnilium es un elemento químico de número atómico 110. Se ubica como el miembro más pesado del grupo 10 pero no se dispone aún de un isótopo estable que permita confirmar dicha posición. Se estima que tiene propiedades similares a los otros elementos del grupo 10, níquel, paladio y platino. Fue creado en 1994 en el Centro GSI Helmholtz de Investigación de Iones Pesados en Darmstadt, Alemania por Peter Ambruster and Gottfried Münzenberg. El elemento fue detectado al bombardear un blanco de plomo 208 con níquel 62. Se conocen varios isótopos del darmstadtio, el más duradero es el darmstadtio 281 que tiene una vida media de 11 segundos. Todos los isótopos son inestables y radiactivos. Las propiedades del darmstadtio son estimadas debido a la corta vida media de los isótopos del mismo. Se espera un metal duro con una densidad de 27.4 gr./cm<sup>3</sup> y estados de oxidación de +6, +4 y +2.

**Roentgenium (inglés)**  
**Roetgenio (castellano)**  
**Roentgenium (latín)**

<b>111</b>	<b>272</b>
	[Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>9</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Rg</b>	
<b>ROENTGENIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1994</li> <li>• Su nombre es en honor a Wilhelm Roentgen, descubridor de los rayos X</li> <li>• Tiempo de vida media: 15 ms</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

Fue descubierto en 1994 por científicos alemanes en Darmstadt. Originalmente se lo llamó Ununumio (Uuu) y Plutrio (Pl), pero finalmente recibió su nombre oficial en 2004 en honor a W.C. Roentgen, ganador del premio Nobel de la Física y descubridor de los rayos X.

Este elemento químico no existe en la naturaleza. La obtención en laboratorio se basa en fusión nuclear mediante el bombardeo de hojas de Bi con iones de Ni. Es un elemento extremadamente radioactivo. Todos sus isótopos son muy inestables, con sus vidas medias en un rango de apenas minutos a milisegundos, decayendo espontáneamente por fisión. Su aspecto es desconocido, y se predice puede lucir similar a la Ag y aún más denso que el Os. Además, se pronostica que pueda ser un ácido fuerte de Lewis y más blando que el Au. Es uno de los “elementos superpesados” llamados así por ser los núcleos de sus átomos enormes.

Su uso es exclusivamente en la investigación científica, por lo que la producción es muy poca y por ende se desconoce su utilidad fuera de los laboratorios de investigación. A pesar de su vida media que impide el estudio empírico frente al teórico, se supone que, como en todos los metales de su grupo, se caracteriza por tener una elevada dureza, ser buen conductor de electricidad y calor, además de poseer punto de fusión y ebullición, bastante elevados. Su estado natural es desconocido, pero se cree que es sólido. Su descomposición es tan rápida que se desestiman los efectos que pueda tener sobre la salud y el ambiente.

**Copernicium (inglés)**  
**Copernicio (castellano)**  
**Copernicium (latín)**

<b>112</b>	<b>285</b>
	[Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Cn</b>	
<b>COPERNICIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1996</li> <li>• Su nombre es en honor a Nicolás Copérnico</li> <li>• Tiempo de vida media: 29 s</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

El descubrimiento del copernicio se remonta a 1996, cuando en el Gesellschaft für Schwerionenforschung, un instituto de investigación nuclear alemán conocido por sus siglas como GSI, un equipo de científicos dirigido por Sigurd Hofmann sintetizaron el isótopo 277 del copernicio al bombardear plomo con partículas de zinc a lo largo de dos semanas y con una velocidad de 30.000 kilómetros por segundo (10% de la velocidad de la luz). El isótopo producido tenía una vida media de tan solo 0,24 milisegundos, pero fueron suficientes para confirmar que se trataba del elemento número 112 de la tabla periódica. Luego de este primer experimento, se han producido otros isótopos, como el copernicio 285, el cual fue sintetizado por el Instituto Conjunto de Investigación Nuclear, conocido como JINR por sus siglas, como parte de la desintegración del flerovio, el elemento número 114 de la tabla. De igual forma, se descubrió que el copernicio 284 se podía obtener a partir de la desintegración del livermorio, el elemento 116.

A principios de 2009, la IUPAC confirmó oficialmente el descubrimiento por el laboratorio GSI. En julio de 2009 el grupo del profesor Sigurd Hofmann propuso el nombre Copernicio y el símbolo Cp en honor del científico y astrónomo Nicolás Copérnico (1473-1543).

A diferencia de los otros elementos superpesados que le preceden, se cree que el copernicio podría encontrarse en estado gaseoso dentro de temperatura ambiente (20 °C). De igual forma, se cree que sus propiedades son más parecidas a los de los gases nobles que a los de un metal, pues se sospecha que no es reactivo.

El copernicio es un metal superpesado y radiactivo que no se puede encontrar en la naturaleza debido a la corta vida media de sus isótopos, por lo cual sólo puede obtenerse sintéticamente al bombardear otro elemento con partículas alfa.

En la actualidad se conocen siete isótopos del copernicio, los cuales tienen números atómicos de 277, 281, 282, 283, 284, 285 y 286. De todos estos, el

radioisótopo más estable es el copernicio-285, el cual tiene una vida media de 28 segundos.

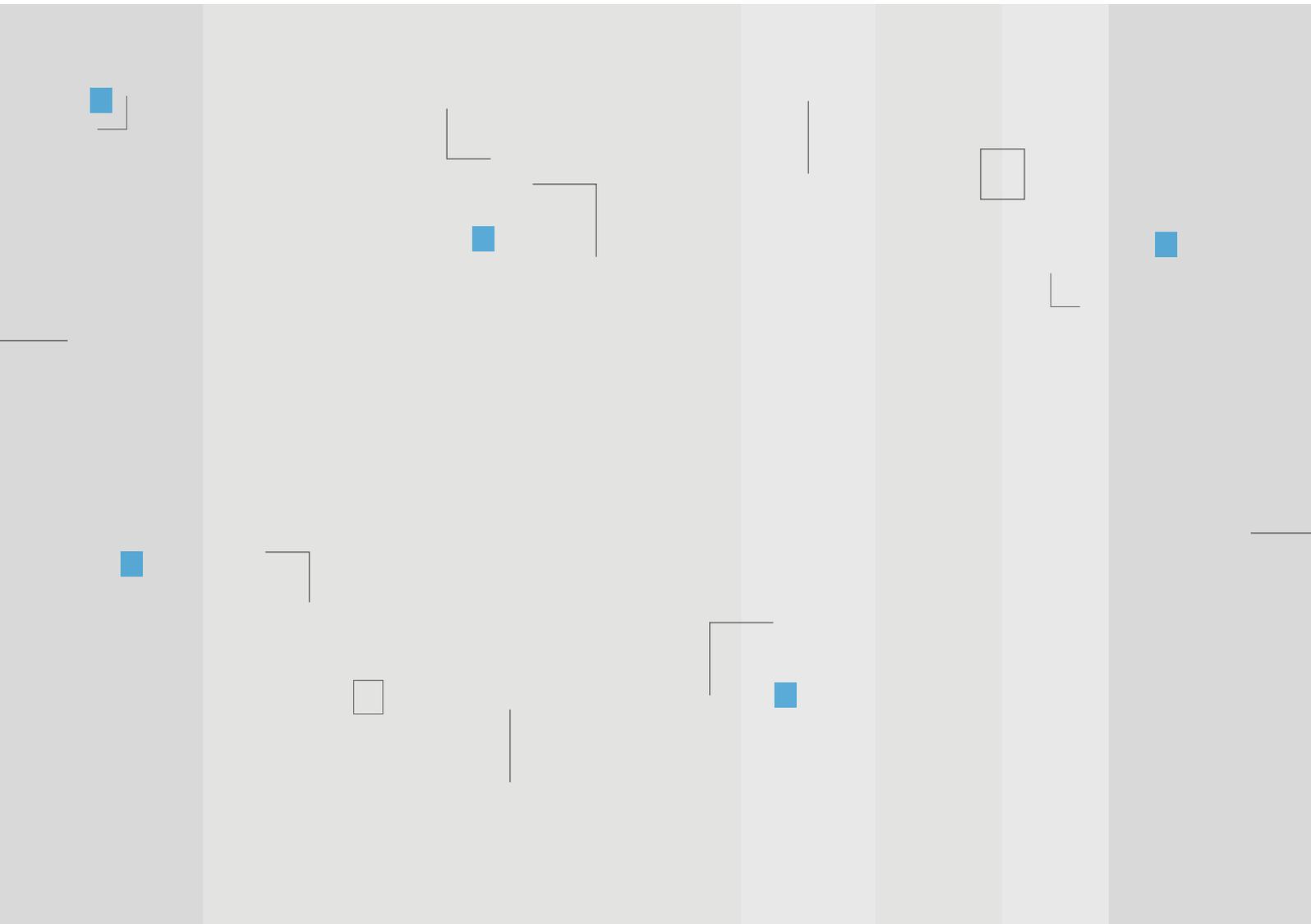
El copernicio no tiene una función biológica determinada y es tóxico para el cuerpo humano por su radiactividad.

Debido a su escasez, al coste de su producción, a la corta vida media de sus isótopos y a su radiactividad, el copernicio no tiene aplicaciones más allá de la investigación científica.



# Capítulo 10.

## Elementos de Transición Interna.



## Elementos de Transición Interna

Formalmente son las dos series de catorce elementos cada una que van desde  ${}_{58}\text{Ce}$  al  ${}_{71}\text{Lu}$  y desde  ${}_{90}\text{Th}$  al  ${}_{103}\text{Lr}$ . Nos referimos a esas dos filas que se muestran “desprendidas” de la Tabla Periódica y que se señalan con asteriscos en el  ${}_{57}\text{La}$  y  ${}_{89}\text{Ac}$ , y que a veces se indican con una flecha que sale de una línea gruesa vertical que separa a  ${}_{57}\text{La}$ - ${}_{89}\text{Ac}$  de  ${}_{72}\text{Hf}$ - ${}_{104}\text{Rf}$ . Las controversias no son pocas: se los llama *tierras raras*, pero no son tan raras como se dice (el cerio es tan abundante como el cobre); hasta hace no mucho se denominaban *lantánidos* y *actínidos*, pero ahora se sugiere llamarlos *lantanoideos* (parecidos al lantano) y *actinoideos*, respectivamente. En las tablas periódicas aparecen con una denominación poco clara si no se dan más detalles: *elementos de transición interna*.

Las similitudes que son sorprendentes en los lantánidos son algo menos significativas en los actínidos (pero no debe olvidarse que se trata de dos largas series de 14 elementos cada una).

Los argumentos para justificar las similitudes son esencialmente químicos, es decir los mismos que motivaron a Mendeléyev a ordenar su tabla según el criterio de formación de compuestos binarios, por valencias y propiedades de las sustancias simples: todos tienen números de oxidación +3; el potencial iónico relativamente bajo (relación carga radio) permite que algunos de ellos sean de los pocos elementos trivalentes que forman compuestos iónicos. Tienen electro-negatividad electroquímica (potenciales de electrodo) muy similar y son tan parecidos químicamente que se acompañan en la naturaleza, hasta el punto de que los minerales compuestos por más de uno se confundieron con el de un único elemento: el “didimio”, que fue descubierto en 1841, resultó ser una mezcla de neodimio, praseodimio y algo de lantano.

Hay una razón estructural (físicoquímica) para esto: la configuración electrónica de estos elementos va completando orbitales  $f$ , muy poco apantallantes, lo que produce un aumento significativo de la carga nuclear efectiva y, por lo tanto, una reducción notable en los radios atómicos.

Esta contracción lantánida es tan significativa que hace que el radio del hafnio, que debería ser mayor que el del zirconio, sea prácticamente idéntico al de aquel, y sean casi idénticas también sus propiedades.

Para ser justos, la contracción lantánida justificaría utilizar la tabla de 32 columnas. Por otro lado, esa misma contracción lantánida aumenta el parecido entre los elementos de los períodos 5 y 6, lo que fortalece la idea que los átomos del “bloque  $d$ ” conformen un gran grupo con relaciones no sólo verticales sino también horizontales (por eso la denominación “química” de metales relacionados).

La serie de los actínidos o actinoideos posee al elemento 92, el uranio (U), último elemento natural conocido; los siguientes (comenzando por el neptunio  ${}_{93}\text{Np}$  y el plutonio  ${}_{94}\text{Pu}$ ) son sintéticos, hasta el último elemento obtenido hasta hoy.

Digamos finalmente que Mendeléyev en 1871 predijo la existencia de un elemento entre el torio (Th, descubierto en 1828) y el uranio (U, en 1781). El protactinio (Pa) fue confirmado recién en 1913, cuando se aisló el isótopo 234, de vida media de 1,17 minutos. En 1918 se aisló el Pa-231, isótopo cuya vida es de casi 33.000 años. Si Crookes hubiera acertado en identificar al protactinio cuando encontró en 1900 un nuevo material radiactivo formado a partir del uranio, Mendeléyev hubiera sumado a su merecida gloria un nuevo elemento descubierto estando él aún con vida.

**Cerium (inglés)**  
**Cerio (castellano)**  
**Cerium (latín)**

<b>58</b>	140,12 [Xe]4f <sup>1</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>
<b>Ce</b>	
<b>CERIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Convertidores catalíticos para motores de combustión interna</li> <li>• Como catalizador del proceso de cracking en la industria del petróleo</li> <li>• El óxido de cerio para el pulido de lentes e instrumentos ópticos</li> </ul>	

Descubierto en 1803 independientemente por Jöns Jakob Berzelius y Martin Wilhelm von Hisinger, en Suecia, y Martin Heinrich Klaproth, en Alemania. Su nombre proviene del planeta enano Ceres, hallado dos años antes (y denominado así por la diosa romana de la agricultura).

Es el más abundante de los lantánidos o tierras raras, que son elementos escasos en la corteza terrestre. (El término "tierra" es un vocablo arcaico que se refiere a algo que se puede disolver en ácido. "Tierras" es una denominación antigua de los óxidos.) En la naturaleza está constituido por una mezcla de los isótopos: 136, 138 y 140, estables, y el Ce-142 que tiene una vida media de  $5 \times 10^{15}$  años. El cerio se encuentra mezclado con otros lantánidos en muchos minerales, en particular en monacita y bastnasita, y también se halla entre los productos de fisión del torio, uranio y plutonio.

Su punto de fusión es 798°C y el de ebullición vale 3426°C. Es el único lantánido que además del estado de oxidación +3 de los compuestos cerosos (común a todas las tierras raras), presenta también especies estables con el estado de oxidación +4 (compuestos céricos).

Por el método de metalotermia se reduce el CeF<sub>3</sub> en caliente con calcio o magnesio en atmósfera inerte. Como alternativa se puede realizar la electrólisis del CeCl<sub>3</sub> fundido.

Entre sus usos y aplicaciones industriales y tecnológicas se encuentran, el óxido de cerio es usado como abrasivo en el pulido de piedras preciosas, semi-preciosas, lentes y espejos. Se lo emplea para un acabado fino y también en la reparación de arañazos en dichas superficies. También es un ingrediente clave en la producción de cerámica de alta calidad de todo tipo, semiconductores y cerámicas dentales, mejorando la estabilidad y la resistencia al desgaste y a la temperatura. Tiene incluso aplicaciones de alta precisión, tales como componentes para la industria aeroespacial y fabricación de células de combustible. Asimismo, se usa como catalizador para reducir las emisiones de gas de automóviles y en el cracking de la industria del petróleo. Al escasear el oxígeno, el óxido

de cerio (IV) se reduce por el monóxido de carbono del escape del vehículo a óxido de cerio (III). Cuando hay exceso de oxígeno el proceso se invierte y el  $\text{Ce}_2\text{O}_3$  se convierte en  $\text{CeO}_2$ . También se halla en el “mischmetal” (mezcla de las diferentes tierras raras), en donde sus propiedades físicas lo hacen muy útil en los procesos de ignición. Por ello es ampliamente empleado en dispositivos como el encendedor de bolsillo común, en el cual el cerio compone un 50% de la aleación. Últimamente se han desarrollado nuevos imanes permanentes que contienen cerio como uno de sus componentes, por ser más abundante y barato que otros materiales.

**Praseodymium (inglés)**  
**Praseodimio (castellano)**  
**Praseodymium (latín)**

<p><b>59</b></p> <p style="font-size: 2em;"><b>Pr</b></p>	<p>141,91 [Xe]4f<sup>3</sup>6s<sup>2</sup></p>
<b>PRASEODIMIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Componente de las luces de arco de carbón</li> <li>• Aditivo en aleaciones de alta dureza, utilizadas en motores de aeronaves</li> <li>• Componente para la fabricación de soldaduras y vidrio soplado</li> </ul>	

El praseodimio se descubrió en 1841 en el didimio (del griego didymos, gemelos, por su parecido al lantano), una mezcla de varios óxidos de tierras raras, que Carl Mosander ayudante de Berzelius creyó que era un elemento químico único. Incluso se le asignó un símbolo propio Di. El químico austríaco Carl Auer von Welsbach en 1885 logró separar del didimio los elementos praseodimio (gemelo verde) y neodimio (nuevo gemelo).

El praseodimio es un metal blanco plateado moderadamente blando, dúctil y maleable. Su densidad es de 6.78 gr./cm<sup>3</sup> y su punto de fusión de 935°C. Se oxida en el aire desarrollando una capa de óxido de color verde amarillento. Se almacena al vacío o en una atmósfera inerte. El praseodimio natural es el isótopo estable praseodimio 141 y se han informado 38 isótopos radiactivos. Existe en dos formas alotrópicas, hexagonal compacta y cúbica centrada en el cuerpo.

El praseodimio se encuentra en los minerales monacita y bastnasita. Debido a la gran semejanza en sus propiedades químicas, resulta muy difícil aislar uno de los elementos de las tierras raras sin que quede contaminado por otros. El metal se puede preparar por electrólisis de sus sales fundidas o reducción con calcio. El praseodimio se separa y purifica mediante técnicas de extracción líquido-líquido o intercambio iónico.

El praseodimio es un componente del mischmetal, una aleación de tierras raras que se utiliza para hacer pedernales. También se lo utiliza en aleaciones ferrosas y no ferrosas en imanes permanentes para mejorar sus propiedades y disminuir la cantidad de neodimio requerida. Una mezcla de praseodimio y neodimio es el componente activo del vidrio de didimio que se utiliza en las gafas para proteger los ojos de los sopladores de vidrio y soldadores. También se lo usa en las luces de arco de carbón y los compuestos de praseodimio son empleados en joyería, cerámica y vidrios para producir colores verdes amarillos.

**Neodymium (inglés)**  
**Neodimio (castellano)**  
**Neos-dydmos (latín)**

60	144,24 [Xe]4f <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>
<b>Nd</b>	
<b>NEODIMIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"><li>• Imanes (en discos duros, celulares, micrófonos y puertas de emergencia)</li><li>• Fabricación de cerámicas, mecheros, cristales, componentes electrónicos</li><li>• Generación de energía en motores</li></ul>	

El neodimio fue descubierto por Carl Auer von Welsbach, un químico austriaco, en Viena en el año 1885. Separó el neodimio, así como el praseodimio, de un material denominado didimio por medio de análisis espectroscópicos.

*Forma en la naturaleza:*

- Como elemento libre
- Arena de monacita
- Bastnasita

*Compuestos:*

- Fluoruros - NdF<sub>3</sub>
- Cloruros - NdCl<sub>2</sub>, NdCl<sub>3</sub>
- Bromuros - NdBr<sub>2</sub>, NdBr<sub>3</sub>
- Ioduros - NdI<sub>2</sub>, NdI<sub>3</sub>
- Óxidos - Nd<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- Sulfuros - NdS, Nd<sub>2</sub>S<sub>3</sub>
- Seleniuros – NdSe
- Teluros – NdTe, Nd<sub>2</sub>Te<sub>3</sub>
- Nitruros – NdN

Usos y aplicaciones en Ingeniería en Informática/Licenciatura en Sistemas: sus imanes se utilizan para la elaboración de discos duros para computadoras. Se pudo reducir el tamaño de las computadoras portátiles por la cantidad de memoria y almacenamiento que pueden tener gracias a este elemento. Sus imanes se utilizan en celulares, para sus micrófonos y altavoces.

En Ingeniería Civil es utilizado como colorante para vidrios, con tonos desde el violeta hasta el gris claro. También se usan para vidrios infrarrojos. También

se utiliza en cerámicas y en barnices. Los imanes pueden utilizarse para cerrar puertas en espacios públicos (como las de incendio).

En Ingeniería Ambiental, los imanes se pueden utilizar en la elaboración de generadores eólicos, para ayudar con la rotación de las turbinas.

También se utiliza en motores de autos eléctricos.

En Ingeniería Química se utiliza para fabricar piedras de mecheros, ya que compone un 18% del metal Misch (con el que se fabrican). También se puede utilizar en la producción de catalizadores.

En Ingeniería Mecánica, para la fabricación de cristales didimios (junto al praseodimio), que protege al ser humano de la luz amarilla producida en las soldaduras. También se utiliza en sopladores de vidrio. Se utiliza para generar energía en vehículos eléctricos, en generadores y motores eléctricos y en Ingeniería en Electrónica para la fabricación de componentes electrónicos, como condensadores.

Los imanes del neodimio se utilizan en varios campos de la Biomedicina, especialidad de la Electrónica: las prótesis dentales son un buen ejemplo, para que queden fijas en una misma posición. También se puede utilizar en escáneres MRI, que producen imágenes muy detalladas del cuerpo humano.

**Promethium (inglés)**  
**Prometio (castellano)**  
**Promethium (latín)**

<p><b>61</b></p> <p><b>Pm</b></p> <p><b>PROMETIO</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Baterías para dispositivos nucleares</li> <li>• Fuente de rayos X</li> </ul>	<p>146,92 [Xe]4f<sup>5</sup>6s<sup>2</sup></p>
--	--

En el año 1092, el químico checo Bohuslav Banner, predijo la existencia de un nuevo elemento entre el neodimio y el samario, lo cual fue confirmado por el físico inglés Henry Moseley en 1914, luego de haber medido los números atómicos de todos los elementos conocidos hasta ese momento y verificar que faltaba el elemento 61. No fue hasta 1945 que Jacob A. Marinsky, Lawrence E. Glendenin y Charles D. Coryell, lograron aislarlo como subproducto de la fisión del uranio, generado en un reactor nuclear situado en los laboratorios Clinton (actualmente Oak Ridge National Laboratory), Tennessee, sin embargo, su descubrimiento no se dio a conocer hasta 1947 debido a la implicación de los científicos con investigaciones en defensa.

Su nombre deriva de "*Prometheus*", personaje de la mitología griega, quien robó fuego del cielo para el uso de la humanidad y por su audacia, fue encadenado a una montaña por los dioses y atacado por buitres. Este nombre no sólo simboliza la forma dramática en la que el elemento puede producirse en cantidad como resultado del aprovechamiento de la energía de la fisión nuclear por parte del hombre, sino que también advierte al hombre del peligro inminente de castigo por parte del buitre de la guerra.

Este elemento se simboliza como Pm y se lo ubica dentro de la familia de los lantánidos. A temperatura ambiente se encuentra en estado sólido y presenta un color blanco-plateado, siendo sus temperaturas de fusión y ebullición 1315 K (1042°C) y 3273 K (3000°C), respectivamente. Se conocen 38 isótopos del Pm, todos ellos radioactivos. El de más estable de todos es el <sup>145</sup>Pm, cuya vida media es de aproximadamente 18 años, y por esta razón, no se encuentra naturalmente en la corteza terrestre.

El estado de valencia más común para el Pm es el +3, y entre sus compuestos conocidos se encuentran el óxido de prometio (Pm<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) y el cloruro de prometio (PmCl<sub>3</sub>). Al ser un elemento radiactivo, sus sales emiten un brillo característico en la oscuridad. El único isótopo del Pm con aplicaciones industrial es el

$^{147}\text{Pm}$ , y se genera por fisión del uranio, o por irradiación del neodimio con neutrones.

Los usos del Pm se deben, principalmente, a su radioactividad. El intercalado del PM entre obleas de un semiconductor, como el silicio, permite construir baterías en miniatura que convierten su radiación beta en electricidad. Estas baterías pueden funcionar aún en temperaturas extremas y son sumamente pequeñas, por lo que son usadas para marcapasos, misiles guiados, satélites y sondas espaciales. El decaimiento radioactivo del Pm se usa también para generar luz visible por su interacción con fósforo. Como emisor de radiación beta se utiliza en medidores de espesor. También se pueden convertir en una fuente portátil de rayos X para generadores termoeléctricos de radioisótopos.

**Samarium (inglés)**  
**Samario (castellano)**  
**Samarium (latín)**

<p><b>62</b></p> <p><b>Sm</b></p>	<p>150,36 [Xe]4f<sup>6</sup>s<sup>2</sup></p>
<p><b>SAMARIO</b></p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• El óxido de samario se utiliza en óptica para absorber la luz infrarroja</li> <li>• Es utilizado como catalizador en la deshidratación y en la deshidrogenación de etanol</li> <li>• Se usa como parte de una aleación en los imanes de samario-cobalto</li> </ul>	

El samario fue descubierto en 1853 por el químico suizo Jean Charles Galissard de Marignac y aislado en 1879 por el químico Francés Paul Emile Lecoq de Boisbaudran a partir del mineral samarskita. El mineral se encontró inicialmente en los montes Urales y el nombre del mineral y el del elemento se eligió en honor a un funcionario de la mina rusa, el Coronel Samarski.

El óxido de samario se utiliza en óptica para absorber la luz infrarroja. Además, se utiliza como catalizador en la deshidratación y en la deshidrogenación de etanol y como parte de la aleación en los imanes de samario-cobalto.

El samario, junto con el resto de las tierras raras, se utiliza en el arco de carbono para la proyección de películas, en vidrios que absorben el infrarrojo y como absorbente de neutrones en reactores nucleares.

La aleación SmCo5 se ha empleado para construir un nuevo material magnético con la mayor resistencia a la desmagnetización conocida. Además, se ha utilizado para dopar cristales de fluoruro de calcio para la construcción de láseres y másers.

Un reciente estudio de la Universidad de Míchigan en EE. UU. ha descubierto que la aleación SmB6, el hexabórido de samario, tiene fuertes propiedades como aislante topológico. Los aislantes topológicos conducen corrientes eléctricas a través de su superficie y las neutralizan en su interior. Esta propiedad permite la aparición de electrones de Dirac y podría ser útil en el desarrollo de un transistor cuántico permitiendo un nuevo avance en el campo de la computación cuántica.

Actualmente el samario se obtiene principalmente a través de un proceso de intercambio iónico de la arena de monacita ((Ce, La, Th, Nd, Y) PO4), un material rico en tierras raras que contiene hasta un 2,8 % de Sm.

El samario es un elemento químico raro que puede ser encontrado en equipos como televisores en color, lámparas fluorescentes y cristales. Raramente se encuentra en la naturaleza, ya que se da en cantidades muy pequeñas.

El uso del samario sigue aumentando debido a que es útil para producir catalizadores y para pulir cristales. Es más peligroso en el ambiente de trabajo, debido a que puede ser inhalados con el aire. El samario es vertido al ambiente en muchos lugares diferentes, principalmente por industrias productoras de petróleo. También puede entrar en el ambiente cuando se tiran los equipos domésticos. Se acumulará gradualmente en suelos y agua, llegando finalmente a la exposición de los seres humanos y animales. En animales acuáticos produce daños en las membranas celulares, con influencia negativa en la reproducción y en las funciones del sistema nervioso.

**Europium (inglés)**  
**Europio (castellano)**  
**Europium (latín)**

<p><b>63</b></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Eu</p>	<p>151,96 [Xe]4f<sup>7</sup>6s<sup>2</sup></p>
<p><b>EUROPIO</b></p>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Barras de control de reactores nucleares</li> <li>• Agente dopante de plásticos para la fabricación de láseres</li> <li>• Causante del color rojo en los televisores de tubo de rayos catódicos (CRT)</li> </ul>	

El europio, que debe su nombre al viejo continente, fue descubierto por Paul Émile Lecoq de Boisbaudran, químico francés considerado uno de los padres de la espectroscopia, cuando analizaba el espectro de una mezcla de samario y gadolinio.

El europio, al igual que otros lantánidos, se encuentra principalmente en los minerales monacita y bastnasita, pudiéndose preparar a partir de estos minerales. Sin embargo, habitualmente se lo obtiene calentando óxido de europio (III) con un exceso de lantano al vacío. Es un metal de aspecto blanco plateado muy dúctil, duro como el plomo, pero puede ser moldeado con mucha facilidad. Por ser de gran reactividad química (es el más reactivo de los lantánidos) se lo debe almacenar en una atmósfera inerte (baño de aceite mineral). Aunque se sabe que el europio forma más de 30 isótopos, solo dos de estos son de origen natural: Eu-151 (tiene un tiempo de vida media de  $5 \times 10^{18}$  años decayendo al prometio) y Eu-153 el cual es observacionalmente estable. El europio en la naturaleza tiende a presentarse en su forma trivalente, Eu (III), formando óxidos, cloruros, sulfatos y nitratos. También existe en su estado divalente, Eu (II).

Se obtiene calcinando minerales ricos en tierras raras, seguido de una descomposición ácida y básica a través de la cual se concentran los lantánidos presentes. Posteriormente, estos son separados por extracción selectiva o cromatografía de intercambio iónico para obtener una mezcla rica en europio. Luego, esta mezcla es reducida a una solución de Eu (II) el cual se precipita como carbonato. Por último, el europio metálico se obtiene mediante electrólisis de la sal fundida.

Entre los usos de este elemento se pueden mencionar:

**Reactores nucleares:** Debido a su buena capacidad para absorber neutrones, se lo utiliza como veneno nuclear y en barras de control para equilibrar el exceso de reactividad con el fin de controlar la reacción en cadena. Los venenos nucleares se eligen de tal manera que sean consumidos a la misma velocidad con que disminuye el exceso de actividad.

*Desarrollo de láseres:* Como dopante (contaminación provocada con el fin de cambiar una propiedad óptica o eléctrica de un material) en vidrios y plásticos usados en la fabricación de algunos tipos de rayos láser.

*Tecnología CRT (Cathode Ray Tube):* El óxido de europio ( $\text{Eu}_2\text{O}_3$ ), uno de los componentes del europio, es ampliamente usado como fósforo rojo en los aparatos de televisión. Se utiliza como activador de los ortovanadatos de itrio que proporcionan un color rojo brillante.

*Papel moneda:* El europio se utiliza en la impresión de billetes de euros. Sirve para la detección de falsificaciones ya que se ilumina en rojo bajo la luz ultravioleta y la ausencia de dicho brillo indica que el billete no es válido.

*Lámparas bajo consumo:* La presencia de europio en las lámparas equilibra la luz azul (fría) con un poco de luz (roja), dando una luz más natural.

*Otros usos,* plástico dopado con europio como material láser, fabricación de aleaciones superconductoras delgadas. Se ha observado ferromagnetismo a temperatura ambiente en nanopartículas de óxido de europio dopadas con Fe. Escáneres de detección de drogas.

**Gadolinium (inglés)**  
**Gadolinio (castellano)**  
**Gadolinium (latín)**

64	157,25 [Xe]4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>
Gd	
<b>GADOLINIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Tubos para las televisiones a color</li> <li>• Barra de control para reactores nucleares</li> <li>• Medicina</li> <li>• Amplificadores de Microondas</li> </ul>	

El gadolinio fue descubierto en 1880 por el químico suizo Jean Charles Galissard de Marignac en Ginebra, quien detectó su óxido usando espectroscopía. Luego fue aislado por el químico francés Paul Émile Lecoq de Boisbaudran en 1886 en París. Su nombre proviene del mineral Gadolinita descubierta por el químico y geólogo Johan Gadolin, mineral que fue también nombrado en su honor.

El Gd es un sólido metálico que pertenece al grupo de las tierras raras, se encuentran presentes ocho isótopos de este elemento. Es un metal paramagnético que se vuelve ferromagnético a temperaturas menores a los 293 K, que corresponde con su temperatura de Curie.

El gadolinio en la naturaleza se encuentra combinado con otros elementos formando minerales como la monacita (Ce, La, Th, Nd, Y) PO<sub>4</sub>, la bastnasita ((Ce,La,Y)CO<sub>3</sub>F) y la gadolinita ((Ce, La, Nd, Y)<sub>2</sub>FeBe<sub>2</sub>Si<sub>2</sub>O<sub>10</sub>). También se obtiene a partir de la reducción con calcio del fluoruro de gadolinio anhidro.

Este elemento no presenta aplicaciones a gran escala, sin embargo, posee una gran variedad de usos especializados, en aplicaciones tecnológicas como usos relacionados con medicina.

Asociada a la alta sección transversal de neutrones que posee el Gd, se usa para atacar tumores en la técnica conocida como terapia de neutrones. El gadolinio es muy muy empleado en radiografía de neutrones, así como también en el blindaje de reactores nucleares. Es utilizado como medida secundaria de parada de emergencia en reactores nucleares.

Presenta propiedades metalúrgicas inusuales, agregando solamente un 1% de gadolinio al hierro mejora la trabajabilidad y resistencia, ocurre lo mismo cuando se añade al cromo y en aleaciones que deban soportar altas temperaturas y ser resistentes a la oxidación.

El gadolinio, debido a sus iones paramagnéticos, mejoran las tasas de relajación nuclear, característica que lo convierte en un componente clave en los materiales de contraste usados más a menudo en los exámenes por resonancia

magnética (RM). Cuando esta sustancia está presente en el cuerpo, altera las propiedades magnéticas de las moléculas de agua cercanas, aumentando la calidad de las imágenes por RM. Pero en los últimos tiempos se comenzó a creer que es perjudicial para la salud. Se sabe que los pacientes de RM con insuficiencias renales pueden desarrollar una rara afección cutánea que provoca un doloroso engrosamiento de la piel.

El gadolinio-153 se produce en un reactor nuclear a partir de objetivos de europio elemental o gadolinio enriquecido y tiene una vida media de  $240 \pm 10$  días. Se usa en muchas aplicaciones de garantía de calidad, como fuentes de línea y maniqués de calibración, para garantizar que los sistemas de imágenes de medicina nuclear funcionen correctamente y produzcan imágenes útiles de la distribución de radioisótopos dentro del paciente. También se utiliza como fuente de rayos gamma en mediciones de absorción de rayos X o en medidores de densidad ósea para detección de osteoporosis, así como en sistemas de imágenes de rayos X portátiles.

El gadolinio puede ser combinado con itrio para formar compuestos que tienen aplicaciones en la tecnología de microondas. Los compuestos de gadolinio también se utilizan en los tubos de los televisores a color.

Este metal presenta una gran habilidad para capturar neutrones térmicos de todos los elementos conocidos y puede ser usado como barra de control para reactores nucleares. Desafortunadamente, los dos isótopos más idóneos para la captura electrónica, el gadolinio-155 y el gadolinio-157, están presentes en el gadolinio en pequeñas cantidades. Como resultado, las barras de control de gadolinio pierden su efectividad con rapidez.

El sulfato de etilo y gadolinio presenta una característica de bajo ruido y se puede emplear para duplicar el rendimiento de amplificadores como el MASER (Amplificación de Microondas por Emisión Estimulada de Radiaciones).

El gadolinio también se emplea como electrolito en pilas de combustible de óxido sólido (SOFC). El uso de gadolinio como dopante para materiales como el óxido de cerio conforma un electrolito con alta conductividad iónica y bajas temperaturas de funcionamiento, condiciones deseadas para la producción rentable de pilas de combustible.

Actualmente se desarrollan investigaciones sobre refrigeración magnética cerca de la temperatura ambiente, lo que proporcionaría una alta eficiencia y ventajas ambientales sobre los métodos de refrigeración convencionales. También se analiza la utilización del óxido de gadolinio, bario y cobre (GdBCO) por sus destacadas propiedades superconductoras con aplicaciones en motores y generadores superconductores.

**Terbium (inglés)**  
**Terbio (castellano)**  
**Terbium (latín)**

65	158,93 [Xe]4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup>
<b>Tb</b>	
<b>TERBIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Dispositivos transistorizados</li> <li>• Produce el color verde de los tubos de imagen de los televisores</li> <li>• Electrolito de celdas a combustible de óxido sólido (que operan a temperaturas elevadas)</li> </ul>	

El terbio es un elemento químico con el símbolo Tb y número atómico 65. Es un metal de tierras raras de color blanco plateado que es maleable, dúctil y lo suficientemente suave como para cortarlo con un cuchillo. El noveno miembro de la serie de los lantánidos, el terbio es un metal bastante electropositivo que reacciona con el agua y genera gas hidrógeno. El terbio nunca se encuentra en la naturaleza como un elemento libre, pero está contenido en muchos minerales, como cerita, gadolinita, monacita, xenotima y euxenita.

El químico sueco Carl Gustaf Mosander descubrió el terbio como elemento químico en 1843. Lo detectó como una impureza en el óxido de itrio, Y<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. El itrio y el terbio, así como el erbio y el iterbio, llevan el nombre del pueblo de Ytterby en Suecia. El terbio no se aisló en forma pura hasta el advenimiento de las técnicas de intercambio iónico.

El terbio se utiliza como dopante en fluoruro de calcio, tungstato de calcio y molibdato de estroncio, materiales que se utilizan en dispositivos de estado sólido, y como estabilizador de cristal de pilas de combustible que funcionan a temperaturas elevadas, junto con ZrO<sub>2</sub>.

El terbio también se utiliza en aleaciones y en la producción de dispositivos electrónicos. Como componente de Terfenol-D, el terbio se utiliza en sistemas de sonar navales, sensores, en el dispositivo SoundBug (su primera aplicación comercial) y otros dispositivos magnetomecánicos. El terfenol-D es una aleación de terbio que se expande o contrae en presencia de un campo magnético. Tiene la magnetoestricción más alta de todas las aleaciones.

El óxido de terbio se utiliza en fósforos verdes en lámparas fluorescentes y tubos de televisión en color. El borato de terbio de sodio se usa en dispositivos de estado sólido. La fluorescencia brillante permite que el terbio se utilice como sonda en bioquímica, donde se parece un poco al calcio en su comportamiento. Los fósforos "verdes" de terbio (que emiten fluorescencia con un amarillo limón brillante) se combinan con fósforos de azul europeo divalente y fósforo rojo europeo trivalente para proporcionar la tecnología de iluminación tricromática que

es, con mucho, el mayor consumidor del suministro mundial de terbio. La iluminación tricromática proporciona una salida de luz mucho más alta para una cantidad determinada de energía eléctrica que la iluminación incandescente.

El terbio también se utiliza para detectar endosporas, ya que actúa como un ensayo de ácido dipicolínico basado en fotoluminiscencia.

**Dysprosium (inglés)**  
**Disproσιο (castellano)**  
**Dysprosium (latín)**

66	162,50 [Xe]4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>
Dy	
<b>DISPROSIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Se utiliza en las barras de control en reactores nucleares</li> <li>• Como componente para láseres y en sistemas de sonar</li> <li>• Se usa en catalizadores en la industria de refinación de petróleo</li> </ul>	

Del griego "disprositos", lo que significa difícil de conseguir. El disprosio fue descubierto por Paul-Émile Lecoq de Boisbaudran, un químico francés, en 1886 como una impureza de la erbia, el óxido de erbio. El metal fue aislado por Georges Urbain, químico francés, en 1906. Muestras de disprosio puro fueron producidas por primera vez en los años 50 con el método de intercambio iónico por Frank Spedding, químico canadiense-estadounidense. El disprosio es principalmente obtenido a través de un proceso de intercambio iónico con la arena monacita un material rico en elementos de tierras raras.

Forma parte del grupo de los lantánidos, también llamados tierras raras puestos que se presentan de forma habitual como óxidos. El disprosio se encuentra en minerales monacita y bastnasita. También se halla, en pequeñas cantidades, en varios minerales como la xenotima y fergusonita. El elemento natural está compuesto por siete isótopos estables, <sup>156</sup>Dy, <sup>158</sup>Dy, <sup>160</sup>Dy, <sup>161</sup>Dy, <sup>162</sup>Dy, <sup>163</sup>Dy y <sup>164</sup>Dy, a pesar de que <sup>156</sup>Dy decae por desintegración alfa con una vida media de más de 1.10<sup>18</sup> años. De los isótopos naturales, el <sup>164</sup>Dy es el más abundante seguido por <sup>162</sup>Dy y el menos abundante es el <sup>162</sup>Dy. Veintinueve radioisótopos han sido sintetizados siendo el <sup>154</sup>Dy el más estable y el menos estable el <sup>138</sup>Dy. El punto de fusión del disprosio es de 1680 K (1406,85 °C) y el punto de ebullición es de 2840 K (2566,85 °C.). Es el elemento de la Tabla Periódica con mayor fuerza magnética después del holmio. Por debajo de 85 K (-188.2 °C) se comporta como un material magnético (imán) y por arriba de esta temperatura pierde esta propiedad.

El disprosio metálico reacciona vigorosamente con todos los halógenos sobre los 200 °C.

De aspecto blanco plateado y su estado habitual en la naturaleza es sólido. Se mantiene estable a temperatura ambiente y puede disolverse con facilidad en ácidos minerales diluidos. Es tan suave que puede ser cortado con un cuchillo y procesarse en máquinas sin que produzca chispas si se evita el

sobrecalentamiento. Es atacado con facilidad por el aire a elevadas temperaturas, por eso, como metal puro se utiliza poco.

Su facilidad para la absorción de neutrones y su alto punto de fusión sugieren usos del elemento en dispositivos de control del flujo de neutrones y para aleaciones con aceros inoxidable especiales. Un óxido mixto de disprosio y níquel combinado con un material cerámico que no se contraen ni dilata bajo un bombardeo de neutrones prolongado se utiliza en barras de control en reactores nucleares.

El disprosio también se usa en la fabricación de discos compactos y en la tecnología de teléfonos móviles. En combinación con el vanadio y otras tierras raras, se utiliza en la fabricación de materiales para láseres, para tubos de imagen en los televisores en color ( $Dy_2O_3$ ) y para lámparas fluorescentes. El ioduro de disprosio permite que las lámparas emitan una luz blanca muy intensa. Algunos compuestos mixtos de disprosio-cadmio se han utilizado como fuentes de radiación infrarroja para estudiar algunas reacciones químicas. Es útil para producir catalizadores y para pulir cristales. Algunos calcogenuros de disprosio y cadmio son fuentes de radiación infrarroja para el estudio de reacciones químicas. Los compuestos de disprosio son buenos catalizadores en la industria de refinación de petróleo. El disprosio se utiliza en aleación para imanes a base de neodimio, ya que es resistente a la desmagnetización a altas temperaturas. Esta propiedad es importante para imanes usados en motores y generadores. Estos imanes son empleados en turbinas eólicas y vehículos eléctricos por lo que la demanda del disprosio ha aumentado rápidamente. Se puede destacar su uso en la aleación Terfenol-D. Es un material magnetostrictivo, es decir, que cambia de forma reversiblemente al aplicarle un campo magnético. El Terfenol-D tiene aplicaciones en los sistemas de sonar de los barcos y en todo tipo de sensores y transductores.

**Holmium (inglés)**  
**Holmio (castellano)**  
**Holmium (latín)**

<p><b>67</b></p> <p style="font-size: 2em;"><b>Ho</b></p>	<p>164,93 [Xe]4f<sup>11</sup>6s<sup>2</sup></p>
<b>HOLMIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Catalizador en reacciones químicas industriales</li> <li>• Fabricación de algunos dispositivos electrónicos</li> <li>• Pulido de cristales</li> </ul>	

El holmio es un elemento químico cuyo nombre deriva del nombre en latín de la ciudad de Estocolmo, Holmia. Fue descubierto por Marc Delafontaine y Jacques-Louis Soret, quienes en 1878 observaron las inusuales bandas de absorción espectrográficas de un elemento entonces desconocido.

Se simboliza Ho y su peso atómico es de 164.930; es un elemento metálico colocado en el grupo de las tierras raras y en su forma natural es sólido. Sus estados de oxidación son 3, 2, 1. El isótopo estable <sup>165</sup>Ho constituye el 100% del elemento en la naturaleza. El metal es paramagnético, pero a medida que la temperatura disminuye se convierte en antiferromagnético y luego al sistema ferromagnético.

Este elemento de transición interna es un metaloide del grupo de los lantánidos, presenta un característico color plata brillante. Es un metal bastante suave y considerablemente maleable que es estable al aire seco y a temperatura ambiente, aunque pierde estabilidad con facilidad al hacer contacto con la humedad y temperaturas muy elevadas.

Actualmente se obtiene principalmente a través de un proceso de intercambio iónico con la arena monacita, un material rico en metales de tierras raras que puede contener hasta un 0,05% de Holmio.

Algunos de los compuestos más comunes del holmio son: óxido de holmio (Ho<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), fluoruro de holmio (HoF<sub>3</sub>) y yoduro de holmio (HoI<sub>3</sub>).

Este elemento químico es utilizado mayormente en la construcción de pantallas para televisores al igual que los otros elementos de los lantánidos, comenzando su utilización en la época del desarrollo de los televisores a color, al igual que es aplicado en la fabricación de lámparas y cristales que irradian luces de colores fluorescentes, y en la actualidad se ha incrementado su implementación por que posee un papel importante en la elaboración de agentes catalizadores para los agentes pulidores de vidrio. Además, se ha utilizado como catalizador

en reacciones químicas industriales y en el campo de la medicina se utiliza en el láser de Holmio.

Se utiliza el filtro de vidrio de Óxido de Holmio como Material de Referencia Certificado para evaluación de la precisión de longitud de onda en las regiones UV y visibles en equipos de espectroscopía.

Se cree que el holmio al igual que otros elementos de su grupo, no tiene una alta toxicidad, pero en concentraciones elevadas debe ser manejado con cuidado. Representa mayor peligro dentro del ambiente de trabajo por el riesgo de inhalación de gases y humedades. En caso de ocurrir una exposición prolongada, puede ocasionar embolias pulmonares o problemas hepáticos al acumularse en el cuerpo humano.

Últimas investigaciones han revelado que la conexión de este elemento con el agua y los ecosistemas es sumamente peligrosa, ya que es altamente tóxico para la vida acuática debido a que provoca daños a las membranas celulares, lo que tiene varias influencias negativas en la reproducción y en las funciones del sistema nervioso.

**Erbium (inglés)**  
**Erbio (castellano)**  
**Erbium (latín)**

<b>68</b>	<b>167,26</b> [Xe]4f <sup>12</sup> 6s <sup>2</sup>
<b>Er</b>	
<b>ERBIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Amortiguador de neutrones en equipamiento de tecnología nuclear</li> <li>• Dopante en la fabricación de amplificadores de fibra óptica</li> <li>• Colorante de vidrio y esmaltes para porcelanas</li> </ul>	

El Erbium fue descubierto y aislado por primera vez por Carl Gustaf Mosander en 1843, a partir de un mineral extraído en una cantera cerca del pueblo sueco Ytterby por Carl Axel Arrhenius. Mosander trabajaba con un mineral que se pensaba era óxido de ytrio, pero al analizarlo detenidamente descubrió que la muestra contenía al menos dos óxidos metálicos más, a los que llamó "erbia" y "terbia" (en honor a Ytterby). En estos dos óxidos pudo reconocer dos nuevos elementos, que llamó Erbium y Terbium. En ese momento, Mosander no estaba seguro de la pureza de los óxidos aislados y las pruebas posteriores confirmaron su incertidumbre. El mineral de la cantera de Ytterby no solo contenía itrio, erbio y terbio; En los años siguientes, los químicos, geólogos y espectroscopistas descubrieron cinco elementos adicionales: iterbio, escandio, tulio, holmio y gadolinio.

El símbolo químico del Erbium es Er y su número atómico es 68. El punto de fusión es de 1795 grados Kelvin (1522,85 °C) y el punto de ebullición del erbio es de 3136 grados Kelvin (2863,85 °C). El erbio tiene una masa atómica de 167,259 u. Su radio atómico o radio de Bohr es de 226 pm. El erbio tiene un total de 68 electrones cuya distribución es la siguiente: En la primera capa tiene 2 electrones, en la segunda tiene 8 electrones, en su tercera capa tiene 18 electrones, en la cuarta, 30 electrones, en la quinta capa tiene 8 electrones y en la sexta, 2 electrones. Es uno de los elementos químicos que pertenece al grupo de tierras raras, y puede ser encontrado en equipos tales como televisiones en color, lámparas fluorescentes y cristales. Todos los compuestos químicos de este grupo tienen propiedades comparables. El erbio forma parte del grupo de los lantánidos. Los lantánidos también son llamados tierras raras puesto que se presentan de forma habitual como óxidos. Junto a los actínidos, los lantánidos forman los elementos de transición interna. En estado elemental es un metal blando, maleable y con un característico color plateado. Se presenta estable en contacto con el aire y dentro de su grupo, es uno de los que tarda más en oxidarse. El erbio está constituido por seis isótopos estables en su estado natural y también se conocen al menos nueve isótopos radiactivos. Puede ser encontrado en minerales como la gandoanita, la xenotima y la euxenita. En la actualidad, el erbio es obtenido a partir del intercambio iónico entre la euxenita y la xenotima.

El erbio puede ser una amenaza para el hígado cuando se acumula en el cuerpo humano. También es vertido al medio ambiente en muchos lugares diferentes, principalmente por industrias productoras de petróleo. También puede entrar en el medio ambiente cuando se tiran los equipos domésticos. El erbio se acumulará gradualmente en los suelos y en el agua de los suelos y esto llevará finalmente a incrementar la concentración en humanos, animales y partículas del suelo. En los animales acuáticos provoca daños a las membranas celulares, lo que tiene influencias negativas en la reproducción y en las funciones del sistema nervioso.

Las aplicaciones del erbio son variadas; es utilizado habitualmente como filtro fotográfico y debido a su resistencia es útil como aditivo metalúrgico. Otros usos del erbio son en tecnología nuclear como amortiguador de neutrones. Utilizado como dopante en amplificadores de fibra óptica. Cuando se adiciona al vanadio como elemento de aleación el erbio rebaja la dureza y mejora el mecanizado. El óxido de erbio tiene un color rosa y se utiliza a veces como colorante para vidrios y esmaltes para porcelanas. Ese mismo vidrio se utiliza a menudo en gafas de sol y joyería barata. Las fibras ópticas de silicio dopadas con erbio son el elemento activo en los amplificadores de fibra dopados con erbio (EDFA), los cuales son ampliamente utilizados en comunicaciones ópticas. Las mismas fibras se pueden usar para crear fibras láser. La fibra dopada conjuntamente con erbio e iterbio se utiliza en fibras láser de gran potencia, las cuales están reemplazando gradualmente las fibras láser de CO<sub>2</sub> en aplicaciones de soldadura y corte.

**Thulium (inglés)**  
**Tulio (castellano)**  
**Thule (latín)**

<p><b>69</b></p> <p><b>Tm</b></p>	<p>169,93  [Xe]4f<sup>13</sup>6s<sup>2</sup></p>
<b>TULIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Uso potencial en materiales cerámicos magnéticos (ferritas) (<sup>169</sup>Tm)</li> <li>• Fuente de rayos X en unidades portátiles (<sup>170</sup>Tm)</li> <li>• Preparación de superconductores</li> <li>• Televisores, lámparas fluorescentes y laser para cirugías de próstata.</li> </ul>	

El tulio es el elemento número 69 y se representa con la sigla Tm. Fue aislado por primera vez por el químico sueco Per Teodor Cleve en 1879 mientras analizaba impurezas en óxidos de tierras raras en minerales de Escandinavia, y su nombre procede de la antigua denominación en latín de esta región, *Thule*. El elemento aislado por Cleve no era totalmente puro, y no se consiguió purificar de forma completa hasta 1910 por el químico estadounidense Charles James.

El tulio es el menos abundante de todos los metales lantánidos. Es un metal blando, con lustre gris plateado brillante, maleable y dúctil. Es medianamente estable al aire, aunque debe ser protegido de la humedad ya que es bastante electropositivo y puede reaccionar con agua y oxígeno para formar el hidróxido. El tulio no se encuentra en la naturaleza en su forma pura, sino en pequeñas cantidades en minerales con otras tierras raras. Se extrae por intercambio iónico de la monacita, término que se usa para designar a una agrupación de varios minerales que son fuente importante de tierras raras. El tulio que se encuentra en la naturaleza está compuesto por un único isótopo estable, el 169-Tm. El óxido de tulio o Tulia, Tm<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, es un polvo blanco con matiz verdoso, ligeramente higroscópico, que absorbe agua y dióxido de carbono. Se disuelve en ácidos diluidos dando lugar a soluciones de color verde pálido, y reacciona con varios elementos metálicos y no metálicos formando un conjunto de compuestos binarios donde puede presentar estados de oxidación (II) y (III), siendo este último el más común. Las sales solubles de tulio son ligeramente tóxicas, pero no así las sales insolubles. El polvo de tulio y en partículas finas es peligroso cuando se inhala o se ingiere, pudiendo causar embolias pulmonares, especialmente durante exposiciones largas.

Con respecto a las aplicaciones, el 169-Tm se utiliza en materiales cerámicos magnéticos que son empleados en equipamientos de microondas. También se utiliza en la preparación de superconductores de alta temperatura. El 170-Tm radiactivo se usa frecuentemente como fuente de rayos X en unidades portátiles.

**Ytterbium (inglés)**  
**Iterbio (castellano)**  
**Ytterbium (latín)**

70	173,04 [Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup>
Yb	
ITERBIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Mejora las propiedades mecánicas en aleación con aceros inoxidable</li> <li>• Construcción de láseres sintonizables</li> <li>• Se aplica como agente dopante en cables de fibra óptica</li> </ul>	

El iterbio o ytterbio es el elemento número 70 y se representa con la sigla Yb. Fue aislado a partir de minerales extraídos de una cantera en Ytterby, Suecia, por Jean Charles Galissard de Marignac, de la Universidad de Ginebra. Del mineral original se logró aislar el itrio en el año 1794, aunque contaminado con otras tierras raras aún sin identificar. En 1843 se logró aislar el erbio y el terbio, y en 1878 Marignac logró separar el iterbio del erbio calentando el nitrato hasta su descomposición y extrayendo el residuo para obtener dos óxidos distintos: el óxido de erbio (rojo) y un óxido blanco que consideró perteneciente a un elemento. Posteriormente, en 1907, el químico francés George Urbain pudo separar dos componentes a partir del iterbio de Marignac, a los que nombró como “neoiterbia” y “lutecia”, los cuales posteriormente devinieron en iterbio y lutecio. El iterbio se puede extraer de la “*tierra erbia*”, la cual contiene óxido Yb<sub>2</sub>O<sub>2</sub> y procede del mineral gadolinita. Al igual que otros elementos pertenecientes a los lantánidos, el iterbio también se encuentra en el mineral conocido como monazita, y se puede extraer por intercambio iónico y extracción con solventes.

El iterbio es un elemento blando, maleable y bastante dúctil. Exhibe un lustre plateado brillante, que se oscurece en contacto con el aire por oxidación. Reacciona lentamente con el agua y es fácilmente atacable por ácidos. Las sales no dan espectro de emisión y son incoloras. Presenta tres alótropos, alpha, beta y gamma, siendo la forma beta, de estructura cúbica centrada en las caras, el alótropo estable a temperatura ambiente.

El iterbio cuenta con pocos usos y aplicaciones conocidas. En su forma metálica se puede usar

para mejorar la resistencia y otras propiedades mecánicas del acero inoxidable. Algunas aleaciones de iterbio se usan en odontología. También se utiliza en la fabricación de algunos láseres.

**Lutetium (inglés)**  
**Lutecio (castellano)**  
**Lutetium (latín)**

<b>71</b>	<b>174,97</b> [Xe]4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>
<b>Lu</b>	
<b>LUTECIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"><li>• Cracking de petróleo</li><li>• Tomografía por emisión de positrones</li><li>• Geocronología</li></ul>	

Su descubridor fue George Urbain en el año 1907.

Se encuentra en la naturaleza como impurezas de minerales que contienen tierras raras como monacitas, o como impurezas del itrio. No se conocen minerales con concentraciones dominantes de lutecio.

Sus compuestos más comunes son el óxido de lutecio (III) (Lu<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), Granate de aluminio lutecio (Al<sub>5</sub>Lu<sub>3</sub>O<sub>12</sub>), Ortosilicato de lutecio dopado con cerio (Lu<sub>2</sub>(SiO<sub>4</sub>)O:Ce) y tantalato de lutecio (LuTaO<sub>4</sub>)

En la industria petrolera, más específicamente en el downstring de la obtención de compuestos de petróleo, se utiliza el lutecio como catalizador para el cracking del petróleo (proceso en el cual se descomponen hidrocarburos de elevado peso molecular, en compuestos de menor peso molecular, de punto de ebullición más bajo).

El ortosilicato de lutecio dopado con cerio (abreviado como LSO) se utiliza en la tomografía por emisión de positrones, una técnica no invasiva para medir la actividad metabólica del cuerpo humano.

Se utiliza el <sup>176</sup>Lu por su desintegración radioactiva en un método llamado datación de lutecio-hafnio con un período de vida media de 37.1 mil millones de años es de gran utilidad para la geocronología.

**Thorium (inglés)**  
**Torio (castellano)**  
**Thorium (latín)**

<b>90</b>	<b>232,04</b> [Rn]5f <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Th</b>	
<b>TORIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Combustible para reactores nucleares</li> <li>• Lámparas electrónicas</li> <li>• Lentes de alta calidad para instrumentos de precisión</li> <li>• Electrodo especiales para soldadura TIG</li> </ul>	

El descubrimiento del torio ocurrió en 1829, cuando el químico sueco Jöns Jacob Berzelius estudiando un mineral que le habían enviado. El mineralogista aficionado que se lo mandó aseguró que la roca no había sido clasificada antes, así que Berzelius la examinó y se dio cuenta de que era un silicato de un nuevo elemento (torita, como se conoce hoy en día). Tras extraer fluoruro de torio y calentarlo con potasio, obtuvo una muestra metálica de torio, con lo cual anunció su descubrimiento. Su nombre fue elegido en honor al dios nórdico Thor. Para 1898, el químico alemán Gerhard Schmidt descubrió que este elemento era radiactivo; lo cual fue confirmado después por Marie Curie.

El torio en estado puro es un metal blando de color blanco-plata que se oxida lentamente. Si se tritura finamente y se calienta, arde y emite luz blanca.

El torio pertenece a la familia de las sustancias radiactivas, si bien su periodo de semidesintegración es extremadamente largo, algunos de sus isótopos, como el torio-232, tienen una vida media de 14 mil millones de años.

Se ha estimado que la energía atómica que se puede obtener de las reservas mundiales de torio es tan grande como la energía combinada que pueden proporcionar todo el uranio, el carbón y el petróleo del mundo.

Se encuentra en estado natural en los minerales monacita, torita y torianita. Hay más torio en la corteza terrestre que estaño o uranio. La monacita se obtiene principalmente como una arena, que se separa de otras arenas por medios físicos o mecánicos.

Los compuestos de óxido de torio se utilizan en la producción de mantas de gas incandescentes. El óxido de torio se ha empleado también incorporado al tungsteno metálico, y sirve para producir filamentos para lámparas eléctricas. También se emplea en catalizadores para facilitar ciertas reacciones de química orgánica y tiene aplicaciones especiales como material cerámico de alta temperatura. El metal o sus óxidos se utilizan en algunas lámparas electrónicas, fotoceldas y electrodos especiales para soldadura. El torio tiene aplicaciones

importantes como agente de aleación en algunas estructuras metálicas y se puede usar como una fuente de energía nuclear. Este elemento puede reemplazar la energía producida por los combustibles fósiles y los actuales reactores nucleares. Aun así, todavía no se ha desarrollado del todo esta tecnología.

**Protactinium (inglés)**  
**Protoactinio (castellano)**  
**Protactinium (latín)**

<p><b>91</b></p> <p style="text-align: right;"><b>231,03</b> [Rn]5f<sup>2</sup>6d<sup>1</sup>7s<sup>2</sup></p> <p style="font-size: 2em;"><b>Pa</b></p>
<p><b>PROTACTINIO</b></p>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Se intentó el uso del Pa-231 para la fabricación de armas nucleares. Investigaciones recientes mostraron que existe una posibilidad de criticidad, por tal motivo fue descartado por completo.</li> <li>• Actualmente se utiliza investigación científica básica</li> </ul>

Protactinio fue identificado por primera vez en 1913 cuando Kasimir Fajans y O.H. Göhring, durante sus estudios de la cadena de decaimiento del <sup>238</sup>U, encontraron el isótopo de corta vida <sup>234m</sup>Pa, con una vida media de 1,17 minutos, dieron al nuevo elemento el nombre de *Brevium* (breve en latín). El nombre se cambió a *Protoactinium* en 1918 cuando dos grupos de científicos (Otto Hahn y Lise Meitner de Alemania, y Frederick Soddy y John Cranston del Reino Unido) descubrieron de manera independiente el <sup>231</sup>Pa, y acordaron el nombre a *protactinium* (en español, protoactinio) en 1949.

El protactinio está presente en la naturaleza en el suelo, las rocas, las aguas superficiales, subterráneas, plantas y animales en muy bajas concentraciones, del orden de una parte por trillón. Mayores niveles están presentes en los minerales de uranio y otros materiales geológicos, como por ejemplo en la uraninita (mineral radiactivo) que se halla en una cantidad de aproximadamente 0,1 ppm. Algunas minas de la República Democrática del Congo llegan a tener en torno a 3 ppm.

Debido a su escasez, alta radioactividad y toxicidad, actualmente no existen usos para el protactinio fuera de la investigación científica básica, la razón de esto es que es un elemento muy escaso de forma natural, es muy costoso de extraer, tiene una muy elevada radioactividad y altísima toxicidad.

**Uranium (inglés)**  
**Uranio (castellano)**  
**Uranium (latín)**

<p><b>92</b></p> <p style="text-align: right;">238,02 [Rn]5f<sup>3</sup>6d<sup>1</sup>7s<sup>2</sup></p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold; text-align: center;">U</p>
<p><b>URANIO</b></p>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Combustible para reactores nucleares</li> <li>• Estabilizadores para aviones, satélites artificiales y veleros</li> <li>• Blindaje contra las radiaciones de alta penetración</li> <li>• Se convierte en plutonio, para armas nucleares</li> </ul>

El Uranio es un elemento químico metálico de color plateado-grisáceo de la serie de los actínidos, su símbolo químico es U y su número atómico es 92. Tiene 92 protones en su núcleo puede contener entre 142 y 146 neutrones, sus isótopos más abundantes son el <sup>238</sup>U que posee 146 neutrones y el <sup>235</sup>U con 143 neutrones. El Uranio tiene el mayor peso atómico de entre todos los elementos que se encuentran en la naturaleza. Es aproximadamente un 70 % más denso que el plomo, aunque menos denso que el Oro o el Wolframio. Es levemente radiactivo. Fue descubierto como óxido en 1789 por M. H. Klaproth que lo llamó así en el honor del planeta Urano que acababa de ser descubierto en 1781.

Su principal uso, en la actualidad, es como combustible para los reactores nucleares que producen el 3% de la energía generada por el ser humano en el mundo. Para ello el Uranio es enriquecido aumentando la proporción del isótopo U235 desde el 0,71 % que presenta en la naturaleza hasta valores en el rango 3-5 %. El uranio empobrecido (con una proporción de U-235 inferior a la natural), producido como producto de desecho tras la utilización del uranio en centrales nucleares, es usado en la producción de municiones perforadoras y blindajes de alta resistencia; debido principalmente a su elevada densidad (unos 19 g/cm<sup>3</sup>), su fragmentación en trozos afilados y sobre todo a que es pirofórico, pues entra en combustión de forma espontánea al entrar en contacto con el aire a 600 °C aproximadamente.

Por su alta densidad, se utiliza el uranio en la construcción de estabilizadores para aviones, satélites artificiales y veleros (balastos/quillas).

Se ha utilizado Uranio como agregado para la creación de cristales de tonos fluorescentes verdes o amarillos.

El largo periodo de semi-desintegración del isótopo <sup>238</sup>U se utiliza para estimar la edad de la Tierra.

El <sup>238</sup>U se convierte en Plutonio en los reactores reproductores. El Plutonio puede ser usado en reactores o en armas nucleares.

Algunos accesorios luminosos utilizan Uranio, del mismo modo que lo hacen algunos químicos fotográficos (nitrato de Uranio).

Su alto peso atómico hace que el  $^{238}\text{U}$  pueda ser utilizado como un eficaz blindaje contra las radiaciones de alta penetración.

El Uranio en estado metálico es usado para obtener rayos X de alta energía.

El Uranio empobrecido se usa como blindaje en los carros de combate modernos, también los misiles llevan uranio empobrecido en su espólón.

Fertilizantes de fosfato a menudo contienen altos contenidos de Uranio natural, debido al mineral del que proceden.

#### *El accidente de Chernóbil:*

Fue un accidente nuclear sucedido el 26 de abril de 1986 en la central nuclear Vladímir Ilich Lenin, ubicada en el norte de Ucrania, que en ese momento pertenecía a la Unión de Repúblicas Socialistas Soviéticas, a 3 km de la ciudad de Prípiat, a 18 km de la ciudad de Chernóbil y a 17 km de la frontera con Bielorrusia. Considerado, junto con el accidente nuclear de Fukushima I en Japón en 2011, como el más grave en la Escala Internacional de Accidentes Nucleares (accidente mayor, nivel 7), y suele ser incluido entre los grandes desastres medioambientales de la historia. Las causas y desarrollo del accidente son objeto de controversias. Existe un consenso general en que desde el día anterior se venía realizando una prueba que requería reducir la potencia, durante la cual se produjeron una serie de desequilibrios en el reactor 4 de esta central nuclear, que desembocaron en el sobrecalentamiento descontrolado del núcleo del reactor nuclear y en una o dos explosiones sucesivas, seguidas de un incendio generalizado, que volaron la tapa del reactor de 1200 toneladas y expulsaron grandes cantidades de materiales radiactivos a la atmósfera, formando una nube radiactiva que se extendió por Europa y América del Norte.

La cantidad de dióxido de Uranio, carburo de Boro, óxido de Europio, Erbio, aleaciones de Circonio y grafito expulsados, 6 materiales radiactivos y/o tóxicos, que se estimó fue unas 500 veces mayor que el liberado por la bomba atómica arrojada en Hiroshima en 1945, causó la muerte de 31 personas en las siguientes dos semanas, y llevó al Gobierno de la Unión Soviética a la evacuación de urgencia de 116 000 personas, provocando una alarma internacional al detectarse radiactividad en al menos 13 países de Europa central y oriental.

Después del accidente, se inició un proceso masivo de descontaminación, contención y mitigación que desempeñaron aproximadamente 600 000 personas denominadas liquidadores en las zonas circundantes al lugar del accidente y se aisló un área de 30 km de radio alrededor de la central nuclear conocida como zona de alienación, que sigue aún vigente. Solo una pequeña parte de los liquidadores se vieron expuestos a altos índices de radiactividad.

Dos empleados de la planta murieron como consecuencia directa de la explosión y otros 29 fallecieron en los tres meses siguientes. Unas 1000 personas recibieron grandes dosis de radiación durante el primer día después del

accidente, 200 000 personas recibieron alrededor de 100 mSv (Sievert: unidad de equivalencia de dosis de radiación, SI), 20 000 cerca de 250 mSv y algunos 500 mSv. En total, 600 000 personas recibieron dosis de radiación por los trabajos de descontaminación posteriores al accidente. 5 000 000 de personas vivieron en áreas contaminadas y 400 000 en áreas gravemente contaminadas. Hasta hoy no existen trabajos concluyentes sobre la incidencia real de este accidente en la mortalidad de la población.

Tras prolongadas negociaciones con el Gobierno ucraniano, la comunidad internacional financió los costes del cierre definitivo de la central, completado el 15 de diciembre de 2000. Inmediatamente después del accidente se construyó un «sarcófago», para cubrir el reactor y aislar el interior del exterior, que se vio degradado con el paso del tiempo por diversos fenómenos naturales, y por las dificultades de construirlo en un ambiente de alta radiación, por lo que corría riesgo de degradarse seriamente. En 2004, se inició la construcción de un nuevo sarcófago para el reactor. El resto de reactores de la central están inactivos.

En noviembre de 2016, treinta años después de la tragedia, se inauguró un nuevo sarcófago, al que se denominó «nuevo sarcófago seguro» (NSC, por sus siglas en inglés), una estructura móvil, la mayor construida hasta la fecha en el mundo, en forma de arco de 110 metros de alto, 150 de ancho y 256 de largo y más de 30 000 toneladas de peso. Se construyó a 180 metros del reactor y luego se ubicó sobre él, desplazándolo mediante un sofisticado sistema de raíles. Se construyó con características que le dieron una durabilidad estimada de más de cien años. El coste final de la estructura fue de 1500 millones de euros, financiado por el Banco Europeo para la Reconstrucción y el Desarrollo (BERD), junto a la colaboración de 28 países que aportaron 1417 millones de euros, y construido por la empresa francesa Novarka. La estructura está equipada con grúas controladas a distancia con el objetivo de ir desmontando la antigua estructura.

**Neptunium (inglés)**  
**Neptunio (castellano)**  
**Neptunus (latín)**

<b>93</b>	<b>237</b>
	<b>[Rn]5f<sup>6</sup>d<sup>1</sup>7s<sup>2</sup></b>
<b>Np</b>	
<b>NEPTUNIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"><li>• Aplicaciones en la industria militar y la espacial</li><li>• Se lo utiliza para estudios científicos en el campo de la química y la física</li><li>• Por ser fisionable, es usado como combustible para reactores nucleares</li></ul>	

Fue el primer elemento preparado artificialmente cuando, en 1940, Edwing McMillan y Phillip Abelson lo obtuvieron en Berkeley, por bombardeo neutrónico del uranio. De forma natural se produce en minerales de uranio por transmutación inducida por neutrones.

Es un metal plateado que existe en tres modificaciones cristalinas (ortorrómbico a temperatura ambiente). Es bastante reactivo, con estados de oxidación comunes +3 a +7. Sus iones en solución tienen colores característicos (Np<sup>3+</sup> púrpura claro, Np<sup>4+</sup> verde amarillento, Np<sup>VII</sup> verde oscuro, etc.). Químicamente es más parecido al plutonio que al uranio, comparando el mismo estado de oxidación.

En cantidades medibles se lo obtiene como subproducto de la preparación de plutonio a partir de uranio-238. Todos sus isótopos son radiactivos (el más estable es el 237, con tiempo vida mitad de 2.144.000 años). El metal puede obtenerse por reducción de NpF<sub>3</sub> con bario o litio.

El neptunio-237 se emplea para obtener plutonio-238, un emisor de partículas  $\alpha$  que se usa con fines militares. Como su núcleo es fisionable, podría emplearse para construir armas nucleares a partir de Np-237.

Np-237 se emplea en detectores de neutrones de alta energía.

**Plutonium (inglés)**  
**Plutonio (castellano)**  
**Plutonium (latín)**

<b>94</b>	<b>244</b> [Rn]5f <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Pu</b>	
<b>PLUTONIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Obtención de energía eléctrica en naves espaciales</li> <li>• Componente de armas de destrucción masiva</li> <li>• Tiene gran capacidad para generar calor por lo que se lo usa en generadores termoeléctricos</li> </ul>	

Fue sintetizado y aislado en 1940 por el equipo de Glenn T. Seaborg, Edwin McMillan, Emilio Segré, Joseph W. Kennedy y Arthur Wahl en el Laboratorio de Radiación de Berkeley, Universidad de California. Previamente, en 1934 se informó su supuesto descubrimiento, en una mezcla junto con varios otros elementos, por Enrico Fermi y un equipo de científicos de la Universidad de Roma, quienes lo denominaron “hesperio”. Se le dio su nombre por el planeta (actualmente planeta enano) Plutón. Fue utilizado en las bombas atómicas “Trinity”, detonada en el primer ensayo nuclear en New Mexico, y “Fat Man”, esta última lanzada sobre Nagasaki, Japón, el 9 de agosto de 1945. Por razones estratégicas su descubrimiento no se informó públicamente hasta 1946.

El plutonio es un metal plateado, del grupo de los actínidos, que presenta 6 variedades alotrópicas distintas. Es un elemento muy reactivo, que reacciona fácilmente con carbono, silicio, nitrógeno, los halógenos y, en general, con todos los no metales, excepto los gases nobles. Se le conocen 4 estados de oxidación diferentes. También reacciona con el aire húmedo, produciendo una mezcla de óxidos e hidruros.

Tiene 20 isótopos caracterizados, todos radioactivos. El más estable es el Pu-244, con una semivida de 80,8 millones de años. Los isótopos Pu-239 y Pu-241 son fisibles, es decir que los núcleos de sus átomos se pueden dividir cuando son bombardeados con neutrones térmicos, liberando más neutrones y una gran cantidad de energía en forma de radiación gamma. Por ello pueden mantener una reacción nuclear en cadena, característica que los hace utilizable en armas nucleares. La separación de los isótopos del plutonio es costosa y tecnológicamente muy difícil.

El estudio de sus propiedades estructurales, termodinámicas y mecánicas es sumamente complicado, debido tanto al calentamiento interno por la autoirradiación como a las transiciones entre sus numerosas fases alotrópicas. Su conductividad eléctrica es inusualmente baja para un metal y disminuye marcadamente al descender la temperatura. Es uno de los pocos elementos cuya fase

sólida es menos densa que la líquida. El punto de fusión del plutonio es de 640°C y el punto de ebullición, 3228°C.

Este elemento no sólo es nocivo por los efectos ionizantes, carcinógenos y mutagénicos de la radiación que emite, sino que además tiene una dosis letal notablemente baja. El plutonio absorbido se acumula en la médula ósea, los huesos y el hígado. Por ello la síntesis, purificación y manipulación del elemento sean extremadamente riesgosas.

Actualmente el Pu-239 se produce mediante la absorción de neutrones por núcleos del isótopo 238 de uranio. Luego, se lo hace reaccionar con flúor para obtener  $\text{PuF}_4$ , que se purifica por destilación y, finalmente, se reduce a metal con bario, calcio o litio en atmósfera inerte.

Se lo sintetizó en cantidades importantes por primera vez durante la Segunda Guerra Mundial para desarrollar las primeras armas atómicas en el Proyecto Manhattan.

Entre los usos y aplicaciones industriales y tecnológicas se encuentra: Material combustible en reactores nucleares. - Combustible crítico en armas nucleares. - Obtención de energía mediante generadores termoeléctricos con Pu-238. La desintegración alfa de este isótopo produce suficiente energía como para mantener en funcionamiento las misiones espaciales a grandes distancias del Sol, como por ejemplo las del programa Voyager o la sonda Galileo.

**Americium (inglés)**  
**Americio (castellano)**  
**Americium (latín)**

95	243 [Rn]5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>
Am	
AMERICIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1944</li> <li>• Su nombre proviene de América</li> <li>• Tiempo de vida media: 433 años</li> <li>• Se utiliza en detectores de humo</li> <li>• Se utiliza en fuentes portátiles de rayos gamma para radiografías</li> </ul>	

El americio, el elemento 95 de la tabla periódica, fue producido artificialmente a partir de plutonio-239, elemento 94, en 1944 por los químicos estadounidenses Glenn T. Seaborg, Ralph A. James, Leon O. Morgan y Albert Ghiorso en el laboratorio de metalúrgica de la Universidad de Chicago. Fue el cuarto elemento transuránico (el curio, elemento 96, fue descubierto unos meses antes) y recibió su nombre por América.

El metal es de color blanco plateado, dúctil, no magnético y muy maleable. Su estructura cristalina es hexagonal doble y cúbica centrada en las caras. Tiene una densidad de 13.67gr/cm<sup>3</sup> y su punto de fusión es de 990°C. Todos los isótopos del americio son radiactivos, siendo los más estables el americio-241 (vida media 433 años) y el americio-243 (vida media 7370 años).

Se obtiene a partir del plutonio 239 por bombardeo de neutrones, transformándose en plutonio 240, luego plutonio 241 y finalmente en americio 241 por desintegración beta. Esta reacción es la mejor fuente de americio puro disponible. Tradicionalmente la recuperación y la purificación del americio ha utilizado el proceso de intercambio iónico acuoso, extracción por solvente y precipitación a partir de varios kilogramos de plutonio metálico en el cual el americio 241 se ha formado por el decaimiento del plutonio 241. El metal ha sido preparado también por reducción de AmF<sub>3</sub> con bario o litio; reducción de AmO<sub>2</sub> con lantano o descomposición térmica de Pt<sub>5</sub>Am.

El americio 241 se utiliza como fuente de radiación alfa y gamma. Se utiliza ampliamente para calibrar espesores y densidades en mediciones radiográficas, medidores de combustible en aeronaves y dispositivos de detección a distancia. Se lo usa en detectores de humo aprovechando la emisión de partículas alfa que ionizan el aire.

**Curium (inglés)**  
**Curio (castellano)**  
**Curium (latín)**

<b>96</b> <b>Cm</b>	<b>247</b> [Rn]5f <sup>7</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>CURIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1944</li> <li>• Su nombre es en honor al matrimonio Curie (Marie y Pierre)</li> <li>• El isótopo <sup>244</sup>Cm tiene potencial uso como una fuente compacta de fuerza termoeléctrica</li> </ul>	

Su nombre es en homenaje a Marie Curie y a su marido Pierre Curie, por su trabajo realizado en radioactividad.

Fue aislado e identificado por primera vez por Glenn T. Seaborg, Ralph A. James, and Albert Ghiorso en 1944 en la Universidad de Berkeley, California. Fue el tercer elemento transuránico descubierto, luego del neptunio y el plutonio.

Es un metal duro y denso con un aspecto blanco plateado y propiedades físicas y químicas que se asemejan a las del gadolinio. Su punto de fusión de 1340 ° C es significativamente más alto que el de los elementos transuránicos anteriores neptunio (637 ° C), plutonio (639 ° C).

Los iones de curio en solución asumen casi exclusivamente el estado de oxidación de +3, que es el estado de oxidación más estable. El estado de oxidación +4 se observa principalmente en algunas fases sólidas, como CmO<sub>2</sub> y CmF<sub>4</sub>. El curio acuoso (IV) solo se conoce en presencia de oxidantes fuertes como el persulfato de potasio, y se reduce fácilmente al curio (III) por radiólisis e incluso por el agua misma. En solución acuosa, el ion Cm<sup>3+</sup> es incoloro a verde pálido, y el ion Cm<sup>4+</sup> es amarillo pálido.

Los iones de curio son ácidos de Lewis fuertes y, por lo tanto, forman la mayoría de los complejos estables con bases fuertes. La unión es principalmente iónica, con un pequeño componente covalente.

Se conocen alrededor de 19 radioisótopos y 7 isómeros nucleares entre <sup>233</sup>Cm y <sup>251</sup>Cm para el curio, ninguno de los cuales es estable. Todos los isótopos entre <sup>242</sup>Cm y <sup>248</sup>Cm, así como <sup>250</sup>Cm, sufren una reacción en cadena nuclear autosostenible y, por lo tanto, en principio pueden actuar como combustible nuclear en un reactor. Como en la mayoría de los elementos transuránicos, la sección transversal de la fisión nuclear es especialmente alta para los isótopos de curio de masas impares <sup>243</sup>Cm, <sup>245</sup>Cm y <sup>247</sup>Cm. Estos pueden usarse en reactores de neutrones térmicos, mientras que una mezcla de isótopos de curio solo es adecuada para reactores reproductores rápidos, ya que los isótopos de masa

uniforme no son fisibles en un reactor térmico y se acumulan a medida que aumenta la combustión. Actualmente, el curio no se utiliza como combustible nuclear debido a su baja disponibilidad y alto precio.  $^{245}\text{Cm}$  y  $^{247}\text{Cm}$  tienen una masa crítica muy pequeña y, por lo tanto, podrían usarse en armas nucleares portátiles, pero hasta ahora no se ha informado de ninguna.  $^{243}\text{Cm}$  no es adecuado para este propósito debido a su corta vida media y fuerte emisión de  $\alpha$ , lo que resultaría en un calor excesivo.

El curio se produce artificialmente en pequeñas cantidades para fines de investigación. Además, ocurre en el combustible nuclear gastado. El curio está presente en la naturaleza en ciertas áreas utilizadas para las pruebas de armas nucleares atmosféricas, que se llevaron a cabo entre 1945 y 1980. El curio es uno de los elementos aislantes más radiactivos. Se puede usar en su forma de óxido común en generadores termoeléctricos de radioisótopos como los de las naves espaciales. Esta aplicación ha sido estudiada para el isótopo de  $^{244}\text{Cm}$ , mientras que  $^{242}\text{Cm}$  fue abandonada debido a su precio prohibitivo de alrededor de 2000 USD/g. La aplicación más práctica de  $^{244}\text{Cm}$ , aunque bastante limitada en volumen total, es como fuente de partículas  $\alpha$  en los espectrómetros de rayos X de partículas alfa (APXS). Debido a su alta radiactividad, el curio y sus compuestos deben manipularse en laboratorios apropiados bajo arreglos especiales. Mientras que el curio mismo emite principalmente partículas  $\alpha$  que son absorbidas por capas delgadas de materiales comunes, algunos de sus productos de descomposición emiten fracciones significativas de radiación beta y gamma, que requieren una protección más elaborada. Si se consume, el curio se excreta en unos pocos días y solo el 0.05% se absorbe en la sangre. A partir de ahí, aproximadamente el 45% va al hígado, el 45% a los huesos y el 10% restante se excreta.

**Berkelium (inglés)**  
**Berkelio (castellano)**  
**Berkelium (latín)**

<b>97</b>	<b>247</b> [Rn]5f <sup>9</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Bk</b>	
<b>BERKELIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1949</li> <li>• Su nombre es en honor a la ciudad de Berkeley donde fue descubierto</li> <li>• Tiempo de vida media: 330 d</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

El Berkelio se lo simboliza con la sigla Bk, y ocupa la posición 97 en la Tabla Periódica, por lo tanto, es un elemento transuránido (o transuránico) y forma parte de los actínidos. Es un elemento sintético y radioactivo que se ubica directamente por debajo del Terbio, con el cual comparte algunas de sus características físicas y químicas.

Su nombre es un homenaje a la ciudad de Berkeley, California y fue descubierto en 1949 por S. G. Thompson, A. Ghiorso y G. T. Seaborg en el Laboratorio de Radiación de la Universidad de California (Lawrence Berkeley National Laboratory). El berkelio fue el quinto elemento descubierto luego del neptunio, plutonio, curio y americio. Para su obtención, sus descubridores partieron de <sup>241</sup>Am en disolución como nitrato. Este fue convertido en AmO<sub>2</sub>, el que a su vez fue irradiado en un ciclotrón con partículas α por espacio de 6 horas, obteniéndose trazas <sup>243</sup>Bk (en muy escasa cantidad).

Se conocen 14 isótopos del Bk, que van entre <sup>238</sup>Bk y <sup>251</sup>Bk, todos radioactivos. El isótopo con mayor duración es el <sup>247</sup>Bk, con una vida media de 1380 años. El <sup>249</sup>Bk es el isótopo que se puede producir isotópicamente puro y en cantidades medibles a partir del curio-244, y tiene una vida media de 330 días. Los primeros 0.6 microgramos de <sup>249</sup>Bk se prepararon en 1958, pudiéndose determinar su espectro de absorción. La primera muestra (mayor que 1 microgramo) de berkelio metálico fue preparada en 1969 por reducción de BkF<sub>3</sub> con vapores de litio a altas temperaturas.

El berkelio es un metal radiactivo, blando y de color plateado blanquecino. Posee una densidad de 14,78 g/cm<sup>3</sup> y un punto de fusión de 1259 K (986°C). El <sup>249</sup>Bk emite electrones de baja energía y por lo tanto es relativamente segura su manipulación, sin embargo, al desintegrarse da como resultado californio-249, un emisor de partículas alfa muy potente y peligroso. Esta transformación gradual resulta especialmente problemática cuando se estudian las propiedades del berkelio elemental y sus compuestos químicos, dado que la formación del

californio no solo produce contaminación química, sino también daño por radiación auto infligido, además de ser termógeno debido a las partículas alfa que emite.

Desde 1967, la producción total de berkelio en Estados Unidos apenas supera la cantidad de un gramo. No existe, pues, una aplicación práctica del berkelio, aparte de la investigación científica, que se centra principalmente en la síntesis de elementos transuránidos más pesados y transactínidos.

**Californium (inglés)**  
**Californio (castellano)**  
**Californium (latín)**

98	251 [Rn]5f <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup>
Cf	
CALIFORNIO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1950</li> <li>• Fuente inicial de neutrones para reactores nucleares, en escáneres de barras de combustible nuclear y radiografía neutrónica.</li> <li>• Tratamientos de cáncer de cervical y tumores cerebrales</li> </ul>	

Los investigadores de física Stanley G. Thompson, Kenneth Street, Jr, Albert Ghiorso y Glenn T. Seaborg sintetizaron por primera vez californio en la Universidad de California, Berkeley alrededor del 9 de febrero de 1950. Fue el sexto elemento transuránico en ser descubierto; el equipo anunció su descubrimiento el 17 de marzo de 1950.

Para producir californio bombardearon con partículas alfa de 35 MeV una muestra de curio-242 del orden de los microgramos, en un ciclotrón de 1500 mm de diámetro, lo que produjo como resultado californio-245 y un neutrón libre. En este experimento solo se produjeron unos 5000 átomos de californio que tuvieron una vida media de 44 minutos. Los descubridores pusieron nombre al nuevo elemento por California y la Universidad de California.

El californio-252 es un fuerte emisor de neutrones, lo que lo convierte en extremadamente radiactivo y peligroso. El 96,9% de las veces, el californio-252 se ve sometido a desintegración alfa, que supone la pérdida de dos protones y dos neutrones, para formar curio-248, mientras que el 3,1% restante de las desintegraciones son fisiones espontáneas. Un microgramo (µg) de californio-252 emite 2,3 millones de neutrones por segundo, un promedio de 3,7 neutrones por cada fisión espontánea.

En la Tierra existen cantidades muy pequeñas de californio debido a las reacciones de captura neutrónica y desintegración beta en depósitos uraníferos altamente concentrados. Se pueden encontrar trazas de californio cerca de las instalaciones que usan el elemento en prospecciones minerales y en tratamientos médicos.

El californio puede tener valencia 2, 3 o 4. Se cree que sus propiedades químicas son similares a las de otros elementos actínidos de valencia 3+.

Algunos de los compuestos del californio son:

- Bromuro de californio (II) CfBr<sub>2</sub> Amarillo
- Yoduro de californio (II) CfI<sub>2</sub> Violeta oscuro

- Óxido de californio (III)  $\text{Cf}_2\text{O}_3$  Amarillo verdoso
- Fluoruro de californio (III)  $\text{CfF}_3$  Verde brillante
- Cloruro de californio (III)  $\text{CfCl}_3$  Verde esmeralda
- Yoduro de californio (III)  $\text{CfI}_3$  Amarillo limón
- Óxido de californio (IV)  $\text{CfO}_2$  Marrón oscuro
- Fluoruro de californio (IV)  $\text{CfF}_4$  Verde

**Einsteinium (inglés)**  
**Einstenio (castellano)**  
**Einsteinium (latín)**

<b>99</b>	<b>252</b> [Rn]5f <sup>11</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Es</b>	
<b>EINSTENIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1952</li> <li>• Su nombre es en honor a Albert Einstein</li> <li>• Tiempo de vida media: 20,5 d</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

El einstenio fue descubierto a partir de una explosión que se produjo el 1 de noviembre de 1952 cuando Estados Unidos probó el primer dispositivo termonuclear en una pequeña isla del Océano Pacífico (esta bomba fue una precursora de la bomba de hidrógeno), luego de la explosión se analizó la lluvia radiactiva. Gregory Choppin, Stanley Thompson, Albert Ghiorso y Bernard Harvey (Universidad de California) tamizaron toneladas de escombros y luego de aproximadamente un mes descubrieron alrededor de 200 átomos del elemento radiactivo einstenio. Su nombre, propuesto por los descubridores, lo recibió en honor a Albert Einstein y se le asignó el símbolo E (luego cambiado al símbolo actual, Es). No fue revelado hasta 1955.

Su método de obtención consiste en irradiar aproximadamente 1 kg de Pu-239 en un reactor para generar Pu-242. Este Pu-242 se introduce en bolas de óxido de plutonio y aluminio en polvo. Posteriormente estas bolas se introducen en varillas y se irradian. Finalmente, se introducen las varillas en un reactor isotópico de alto flujo. Tras todo esto se separa el einstenio del californio. Se pueden obtener miligramos einstenio por del bombardeo de neutrones en el plutonio de los reactores nucleares.

Tiene un tiempo de vida media de 20,5 días.

Se utiliza en investigación. El isótopo 253-Es se emplea para producir el elemento mendelevio. No tiene un rol biológico conocido. Es tóxico debido a su radioactividad.

**Fermium (inglés)**  
**Fermio (castellano)**  
**Fermium (latín)**



El fermio fue descubierto por un equipo de científicos dirigido por Albert Ghiorso en 1952 mientras estudiaban los desechos radiactivos generados por la detonación de la primera bomba de hidrógeno. El isótopo que descubrieron, fermio-255, tiene una vida media de alrededor de 20 horas y se produjo mediante la combinación de 17 neutrones con uranio-238, el cual luego experimentó ocho desintegraciones beta. Recibió su nombre de Enrico Fermi, uno de los pioneros de la física nuclear.

El Fm es un elemento sintético y su comportamiento es típico de los actínidos tardíos, con predominio del estado de oxidación +3 pero también presenta un estado de oxidación +2. Es el elemento más pesado que se puede formar por bombardeo de neutrones de elementos más ligeros, y por tanto el último elemento que se puede preparar en cantidades macroscópicas, aunque hasta la actualidad no ha logrado sintetizarse fermio metálico.

Al presente, el fermio se produce a través de una larga cadena de reacciones nucleares que implica bombardear cada isótopo de la cadena con neutrones y luego permitir que el isótopo resultante experimente desintegración beta. Se conocen 19 isótopos, siendo el fermio-257 el más estable, tiene una vida media de aproximadamente 100,5 días. Se desintegra en californio-253 mediante desintegración alfa o se desintegra por fisión espontánea.

El fermio no se encuentra en la naturaleza y debido a las pequeñas cantidades de Fm producido y que a todos sus isótopos que tienen vidas medias relativamente cortas, actualmente este elemento no presenta usos más allá de la investigación científica básica.

Justamente debido a la corta vida media de todos los isótopos de fermio, cualquier fermio primordial, es decir, fermio que podría estar presente en la Tierra durante su formación, ya se ha desintegrado. La síntesis de fermio a partir de actínidos naturales de uranio y torio en la corteza terrestre requiere la captura de múltiples neutrones, lo cual es un evento extremadamente improbable. Por lo tanto, la mayor parte del fermio se produce en la Tierra en laboratorios

científicos, reactores nucleares de alta potencia o en pruebas de armas nucleares, y está presente solo unos pocos meses después del momento de la síntesis.

El comportamiento químico del fermio sólo se ha estudiado en soluciones, empleando técnicas de trazadores, ya que no han logrado prepararse compuestos sólidos. En condiciones normales, el fermio existe en solución como el ion  $\text{Fm}^{3+}$ , presentando una constante de disociación ácida de  $1,6 \cdot 10^{-4}$ . Este ion forma complejos con una amplia variedad de ligandos orgánicos que contengan oxígeno, estos complejos suelen ser más estables que los complejos de los actínidos anteriores. También forma complejos aniónicos con ligandos como el cloruro o el nitrato y estos complejos también parecen ser más estables que los formados por einstenio o californio. Esto podría explicarse debido a la mayor carga efectiva del fermio, que permite formar enlaces metal-ligandos más cortos y fuertes que sus predecesores en la serie.

El fermio (III) se puede reducir con relativa facilidad a fermio (II), generalmente empleando cloruro de samario (II), de esta manera se logra la precipitación de ion  $\text{Fm}^{2+}$ . En el precipitado, se forma el compuesto cloruro de fermio (II) ( $\text{FmCl}_2$ ), sustancia que aún no ha sido aislada ni estudiada. También se han realizado estudios teóricos para determinar los potenciales de electrodos.

A pesar de que prácticamente no hay personas que puedan entrar en contacto con el fermio, la Comisión Internacional de Protección Radiológica ha establecido límites de exposición anual para los dos isótopos más estables. Para el fermio-253, el límite de ingestión se fijó en 107 bequerel (1 Bq equivale a una desintegración por segundo) y el límite de inhalación en 105 Bq; para el fermio-257, a 105 Bq y 4000 Bq respectivamente.

**Mendelevium (inglés)**  
**Mendelevio (castellano)**  
**Mendelevium (latín)**

<b>101</b>	<b>258</b> [Rn]5f <sup>13</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Md</b>	
<b>MENDELEVIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1955</li> <li>• Su nombre es en honor al químico ruso Dmitri Ivánovich Mendeléyev</li> <li>• Tiempo de vida media: 55 d</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

El mendelevio es un elemento sintético con el símbolo Md (anteriormente Mv) y su número atómico es el 101. Un elemento transuránico radiactivo metálico ubicado en la serie de los actínidos, es el primer elemento por número atómico que actualmente no se puede producir en cantidades macroscópicas mediante el bombardeo de neutrones de elementos más ligeros. Es el penúltimo actínido y el noveno elemento transuránico. Solo se puede producir en aceleradores de partículas bombardeando elementos más ligeros con partículas cargadas. Se conocen un total de diecisiete isótopos de mendelevio, siendo el más estable el <sup>258</sup>Md con una vida media de 51 días; sin embargo, el <sup>256</sup>Md de vida más corta (vida media 1,17 horas) se usa más comúnmente en química porque puede producirse a mayor escala. Todos los isótopos conocidos de mendelevio tienen semividas relativamente cortas.

El mendelevio fue el noveno elemento transuránico que se sintetizó. Fue sintetizado por primera vez por Albert Ghiorso, Glenn T. Seaborg, Gregory Robert Choppin, Bernard G. Harvey y el líder del equipo Stanley G. Thompson a principios de 1955 en la Universidad de California, Berkeley. En la tabla periódica, el mendelevio se encuentra a la derecha del actínido fermio, a la izquierda del actínido nobelio y debajo del lantánido tulio. El mendelevio metálico aún no se ha preparado a granel. No obstante, se han realizado una serie de predicciones y algunos resultados experimentales preliminares con respecto a sus propiedades. La química del mendelevio se conoce principalmente solo en solución, en la que puede asumir los estados de oxidación +3 o +2. También se ha informado del estado +1, pero aún no se ha confirmado. Actualmente no tiene usos fuera de la investigación científica básica y solo se producen pequeñas cantidades.

**Nobelium (inglés)**  
**Nobelio (castellano)**  
**Nobelium (latín)**

<b>102</b>	<b>259</b>
	<b>[Rn]5f<sup>14</sup>7s<sup>2</sup></b>
<b>No</b>	
<b>NOBELIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"><li>• Es sintético y radiactivo</li><li>• Fue descubierto en el año 1958</li><li>• Su nombre es en honor al químico sueco Alfred Bernhard Nobel</li><li>• Tiempo de vida media: 58 min</li><li>• Se utiliza en investigación</li></ul>	

El nobelio recibe su nombre en honor a Alfred Bernhard Nobel, químico sueco, ingeniero, inventor y fabricante de armas.

Descubierto en Berkeley, Universidad de California, en 1958, por los científicos Glenn Seaborg, Torbørn Sikkeland, John R. Walton y Albert Ghiorso.

En 1966 se logró obtener una forma pura y adecuada del elemento por científicos del Laboratorio Flerov de Reacciones Nucleares de la Unión Soviética.

En un principio le llamaron unnilbio, pero finalmente decidieron mantener el nombre que se le había otorgado originalmente. Para su obtención se utilizó un acelerador lineal de partículas, bombardeando curio con carbono

Al ser un elemento desconocido, radiactivo y de producción escasa, el nobelio no tiene uso alguno, con la excepción de la investigación científica.

No hay estudios suficientes por eso hay mucho por conocer sobre este elemento.

**Lawrencium (inglés)**  
**Lawrencio o laurencio**  
**(castellano)**  
**Laurentius (latín)**

<b>103</b>	<b>262</b> [Rn]5f <sup>14</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>
<b>Lr</b>	
<b>LAWRENCIO</b>	
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Es sintético y radiactivo</li> <li>• Fue descubierto en el año 1961</li> <li>• Su nombre es en honor al físico nuclear Ernest O. Lawrence</li> <li>• Tiempo de vida media: 11 h</li> <li>• Se utiliza en investigación</li> </ul>	

El lawrencio fue sintetizado por primera vez por el equipo de física nuclear integrado por Albert Ghiorso, Torbjørn Sikkeland, Almon Larsh, Robert M. Latimer, y sus colaboradores el 14 de febrero de 1961, en el Lawrence Radiation Laboratory de la Universidad de California.

El origen del nombre, ratificado por la American Chemical Society, es una referencia al físico nuclear Ernest O. Lawrence de la Universidad de California, que inventó el acelerador de partículas de ciclotrón. Originalmente fue utilizado como símbolo Lw, pero finalmente le fue asignado el símbolo Lr.

El origen del apellido proviene del latín Laurentius, que significa “adornado o galardonado con una laurea (corona de laurel)”.

Es un elemento químico de tipo radiactivo que, pese a su carácter de actínido, presenta ciertas particularidades. Se asemeja más a los elementos tripositivos de la serie, como el actinio (Ac) o el torio (Th) que al nobelio (No), que es su vecino en el grupo, y si bien tiene varias similitudes a estos actínidos, se comporta homológamente al lutecio (Lu).

En cuanto a su producción, el lawrencio se consigue sólo en forma artificial y se produce en cantidades sumamente pequeñas. Puede producirse mediante el bombardeo de californio (Cf) en un acelerador lineal con iones de boro (B) y este proceso deja isótopos de lawrencio. En la actualidad se conocen 10 isótopos de lawrencio diferentes.

Todos los isótopos del lawrencio son radiactivos; su isótopo más estable conocido es <sup>266</sup>Lr, con un período de semidesintegración de aproximadamente 11 horas. Todos los demás isótopos, excepto <sup>260</sup>Lr, <sup>261</sup>Lr, <sup>262</sup>Lr y <sup>266</sup>Lr, se desintegran con una vida menor a un minuto.

Se usa en reactores nucleares y en investigación, debido a las propiedades de su nivel nuclear isomérico.

El laurencio se produce únicamente en el laboratorio, por ello, no ha sido encontrado en la corteza terrestre y por ser un elemento sumamente inestable se descompone rápidamente en otros elementos, su efecto sobre la salud y medio ambiente no ha sido considerado.



# Participantes del mural

El Departamento de Química de la FIUBA junto con sus autoridades, docentes, estudiantes y no docentes, materializó la gigantografía de la Tabla Periódica que se encuentra ubicada en el 5to piso de la sede de Av. Paseo Colón y que dio origen a este libro.

Sus nombres, por orden alfabético son:

Boeykens, Susana	Alier, Bárbara Clemente	Capra, Franco Daniel
Bordenave, Marcela	Almada, Franco	Caropreso, Nicolás
Caracciolo, Néstor	Almada, Facundo Jesús	Carpio, Jack
Cobarrubia, Juan	Álvarez, Matías Ezequiel	Carrasco, Celia
Fasoli, Héctor	Arambarri, Alejandro	Carrasquel Fagundez, Oriana
Herme, Carlos	Argento, Lucas	Carreira, Marcos Juan
Irianni, Jorge	Asselborn, Martín	Carrera Ramirez, Jean Marco
Jacobo, Silvia	Astorga Lujan, Diego Antonio	Carrillo, María Milagros
Juárez, César	Axel, Diego	Carrillo Paredes, Axel Fernando
Martins Alho, Miriam	Badano, Bernardita	Castellanos, Marcel
Maury, Ana María	Bagini, Valentina	Castillo Sullca, Jared Braulio
Melaj, Mariana	Balletti, Lautaro	Castro Cabezas, Emanuel Marcelo
Moyano, Miguel	Baratta, Facundo Iván	Cattaneo, Ariadna Antonella
Núñez, Natalia	Barbesini, Aldana	Celesti, Pablo
Pérez Bravo, Jonás	Barocchi, Mariano	Cellerino, Juan Bautista
Piol, María Natalia	Barrionuevo, Lautaro Ezequiel	Chamorro, Estefania
Romero, Adriana	Batastini, Franco Nicolás	Chavarria, Diego
Saralegui, Andrea	Bautista, Valentina	Chen Shoi, Viviana
Tancredi, Pablo	Bedoya Hernández, Jesús Antonio	Chicoma Samaniego, Bernny
Ureña, Andrea	Begnozzi, Guido Julián	Cirigliano, Camila
Vázquez, Cristina	Bello Fuentes, Melissa Isabel	Ciámpoli, Bárbara
Willson, Victoria	Benvenia, Martina	Clement, Juana
Personal de Obras y Mantenimiento	Beorda, Lucia	Colecchia, Agustín
<i>Estudiantes participantes:</i>	Bertolotti, Ulises	Coll Bai, Agustina
Acosta Beraja, Giselle	Binetti, Candelaria	Colmenares, Valentina
Acuña Flores, Jhonny	Bruno, Leonela Caterina	Colo, Luciano
Acuña Paz, Bianca	Caballero Ledesma, Orlando Salvador	Condorí Quiñones, Alejandro Martin
Aguilar, Pedro	Cáceres, Matías Agustín	Coronel, Juan Ignacio
Aguirre, Mariano	Cáceres, Jesús Andrés	Coronel, Andrea
Albani, Victorio	Campi, Malena	Correa, Camila
Aldana, Francisco	Cano, Matías Mariano	Cos, Magdalena

Costas Arce, Camilo	Guerrero, Gonzalo	Mombrú Alberici, Melanie Nahir
Cubilla Villalba, Ana	Guillemi, Andrés Mariano	Montaño, Gabriela
Cullen, Salvador	Guinle, Gabriel	Monteabaro, Agustina
D´adamo, Juan Ignacio	Held, Antonio	Monti, Tomás
D´amico, Julieta Martina	Hofstetter, Camila	Mora, Bruno
Danko, Ignacio Gregorio	Hohendahl, Nicolás	Morales Centellas, Pablo Del- for
Del Rio, Juan Sebastian	Ibañez Paco, Erwin Roger	Morelli, Alberto
Di Filippo, Agustina	Ibarra, Celeste	Notario Viola, Daniela Belén
Di Meglio, Facundo	Iskandarani, Roberto Ezequiel	Ortiz, Luciana
Díaz Campero, Patrick	Joaquín, Lorenzo Martín	Ouro, Ma. Carolina
Díaz Malca, David Vladimir	Kamei, Kenji	Pacajés Paco, Daniela
Dickerman, Carolina	Klimkowski, Sebastián	Pacheco Betancourt, David Saúl
Domínguez, María Belén	Lagos, Federico	Paikovsky, Nicolás
Dorras, Carlos	Lampropulos, Santiago Nico- lás	Paesani, Marcelo
Dubos, Lara	Lavelle, Natalia Mariela	Paff, Alejandro
Duncan, Tatiana	Lazarte, Cristian	Palomar Kramm, Rodrigo
Dusi, Ignacio	Leibaschoff, Natalia	Panaccio, Guido Daniel
Echeverría, Facundo	López, Tomás	Panini, Sebastián
España, Carmen	Lorenze, Valentín	Paredes Portugal, Leandro
Estray, Federico	Loscocco, Ignacio Ariel	Parodi, Facundo
Fabbro, Fabrizio	Ludman, Violeta	Pascual, Bernardo
Fernández, Pilar	Luengo, Josefina	Pavan, Matías Enrique
Fernández, Luis	Luna Lara, Marco Antonio	Pazmiño Castro, German Da- niel
Fernández Spandau, Luciana	Mackinnon, Camila	Pellegrino, Dafne Thais
Fortuna, Lucila	Malato, Catalina	Peña, Leandro
Fuhr, Fernando José	Maldonado, Franco	Perazzolo, Carola
Funes, Lisandro	Manco Mantilla, Marco Anto- nio	Pérez, Ignacio Rafael
Galván Cammi, Gabriel	Mansilla, Esteban	Périco, Ignacio
Gamarra, Julio Eugenio	Martin, Álvaro	Petri, Gianluca
Gayoso, Joaquín Alejandro	Maspoli, Simón	Piani, Agustín
Gioso, Gervasio Abraham	Meana, Franco	Pintos, Gastón
Glass, Martin Thomas	Meizner Jones, Lucas	Plater, Eduardo
Gómez, Joaquín	Melchiori, Camila	Podesta, Nicolás Martín
Gómez Krawiecky, Joaquín	Melian, Daniela	Poza, Franco
González, Esteban	Mendiluce, Álvaro Martín	Presaras, Santiago
Gorostiza, Alejo	Merlo, Martina	Príncipe López, Jesús
Gottfried, Joel	Mestre Ahumada, Guadalupe	Quevedo Vargas, José Ma- nuel
Grassano, Bruno	Molina, Rodrigo	Rabinowicz, Mateo
Groer, Ariel	Mollo Mayra, Santos	
Grunwaldt, Agustín	Molteni, Pedro Ignacio	
Guastavino, Juan Cruz		

Ragosa, Micaela Belén  
Ralle Bouhid, Agustina  
Ramos, Dhara  
Rant, German Alejandro  
Redondo, Nicolás  
Restucci, Franco  
Reyes, Jimmy Omar  
Río, Paulina  
Rivanera, Juan  
Rocca, Aldana  
Rocchi, Joaquín  
Rodríguez, Ezequiel  
Rodríguez, Julián Ezequiel  
Rodríguez Bertella, Mauricio  
Rodríguez Mendiguren, Ezequiel  
Rodríguez Viana, Ailén  
Rómbola, Ariana  
Romero Espinoza, Alexis Joel  
Rosales Attalia, Juana  
Rotondo, Matías Nicolás  
Ruzo, Ramiro

Sábat Fernández, Pedro  
Saettone, Nicolás  
Salazar, Karen  
Saldaña Nigro, Franco  
Salgueiro, Agustín  
Sánchez Rodríguez, Matías Alejandro  
Sanguinetti, Valentino  
Sarmiento, Jorge Alfredo  
Scarafilo, Tomás Agustín  
Schatz, Marcos  
Scheinbaum, Alan  
Sibilia, Mariano  
Soriano Ocampo, Ayelén Samanta  
Soruco, Gabriela  
Stechina, Tomás  
Strusberg, Agustín Javier  
Tamburro, Lucía  
Tardá, Agustín  
Tardá, Rocío  
Ten Hoeve, Ingrid  
Tomasello, Mina

Trabado, Lautaro Martin  
Trinidad, Andrés  
Urbano, Máximo  
Urriza, Guadalupe  
Valeri, Paulo Daniel  
Valiente, Joel  
Vallini, Juan  
Vargas, Alejandro  
Vargas Lafuente, Agustín Nicolás  
Veiga, Ángel Martín  
Vera, Diego Martin  
Verni, Federico  
Villanueva, Emmanuel  
Wang, Carlos  
Weber, Constanza  
Wehle, Ángeles Elsa  
Welz, Mathias Gustavo  
Zimbimbakis, Francisco Manuel  
Zysler, Paula Débora

*Link a la noticia:*

<http://www.fi.uba.ar/es/node/3768>

<http://www.fi.uba.ar/es/node/3841>



# Referencias generales

- IUPAC (1 de mayo de 2013). «IUPAC Periodic Table of the Elements». iupac.org (en inglés). IUPAC. Archivado desde el original el 22 de agosto de 2015.
- Thyssen, P.; Binnemans, K (2011). «Accommodation of the Rare Earths in the Periodic Table: A Historical Analysis». En Gschneidner Jr., K.A.; Bünzli, J.-C.G.; Vecharsky, Bünzli, eds. *Handbook on the Physics and Chemistry of Rare Earths* **41** (Amsterdam: Elsevier). pp. 1-94. ISBN 978-0-444-53590-0.
- Scerri, E. (2012). «Mendeleev's Periodic Table Is Finally Completed and What To Do about Group 3?». *Chemistry International* (en inglés) 34 (4).
- William B. Jensen (1982). «The Positions of Lanthanum (Actinium) and Lutetium (Lawrencium) in the Periodic Table». *J. Chem. Educ.* (en inglés) 59 (8): 634-636. doi:10.1021/ed059p634.
- <https://www.britannica.com/science/oxygen-group-element>
- [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Inorganic\\_Chemistry/Modules\\_and\\_Websites\\_\(Inorganic\\_Chemistry\)](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Inorganic_Chemistry/Modules_and_Websites_(Inorganic_Chemistry))
- IUPAC, proyecto N° 2015-039-2-200 [https://iupac.org/projects/project-details/?project\\_nr=2015-039-2-200](https://iupac.org/projects/project-details/?project_nr=2015-039-2-200)
- <http://bibing.us.es/proyectos/abreproy/3823/fichero/3.5+Aplicaciones+del+Hidr%C3%B3geno.pdf>
- <https://www.lenntech.es/periodica/elementos/>
- <https://www.argentina.gob.ar/sites/default/files/bid-litio-final.pdf>
- <http://www.ciecti.org.ar/wp-content/uploads/2017/07/DT1-Industria-licencia-del-litio-y-agregado-de-valor-local.pdf>
- [https://ri.conicet.gov.ar/bitstream/handle/11336/2588/de%20la%20Hoz%20et%20al%20\(2013\)%20El%20litio%20-%20desde%20los%20salares%20de%20la%20Puna%20a%20nuestros%20celulares.pdf?sequence=4](https://ri.conicet.gov.ar/bitstream/handle/11336/2588/de%20la%20Hoz%20et%20al%20(2013)%20El%20litio%20-%20desde%20los%20salares%20de%20la%20Puna%20a%20nuestros%20celulares.pdf?sequence=4)
- <http://www.chemistryexplained.com/elements/L-P/Lithium.html#:~:text=Lithium%20is%20a%20very%20soft,1.000%20grams%20per%20cubic%20centimeter.>
- <https://www.vix.com/es/btg/curiosidades/4350/caracteristicas-del-berilio>
- <https://www.euston96.com/berilio/>
- <https://www.lifeder.com/oxido-de-berilio/>
- Principios de Química, Atkins - Jones, Editorial Panamericana 5ª Edición, 2012.
- Encyclopedia Britannica [www.britannica.com/science/boron](http://www.britannica.com/science/boron)
- <https://www.ecologiahoy.com/carbonohttps://sites.google.com/a/uji.es/alotropos-del-carbono/carbono-amorfo/aplicaciones>
- <https://www.graphenano.com/que-es-el-grafeno/>
- Asimov, I. (2014). *Breve historia de la química: Introducción a las ideas y conceptos de la química*. Alianza Editorial (El Libro de Bolsillo). ISBN 978-84-206-6421-7.
- Lavoisier, A. (1799) *Elements of Chemistry*, 4th ed. (Edinburgh, Scotland: William Creech)
- Kubbinga, H. (2010) "A tribute to Wróblewski and Olszewski" *Europhysics News*, **41**(4) 21-25.
- Greenwood, N. N.; Earnshaw, A. (1997). *Chemistry of the Elements (2nd ed.)*. Butterworth-Heinemann. ISBN 978-0-08-037941-8.
- McMurry, J. (2012) *Química Orgánica* (8va. Edición), Cengage Learning, ISBN 978-0-8400-5444-9. b) March, J. (1985), *Advanced Organic Chemistry: Reactions, Mechanisms, and Structure (3rd ed.)*, New York: Wiley, ISBN 0-471-85472-7.
- [http://www.alimentosargentinos.gob.ar/contenido/sectores/tecnologia/Ficha\\_23\\_Envasado Atmofera.pdf](http://www.alimentosargentinos.gob.ar/contenido/sectores/tecnologia/Ficha_23_Envasado_Atmosfera.pdf)
- <http://iqriosity.blogspot.com/2014/07/que-es-el-blanketing.html>; [https://www.linde-gas.es/es/procesos/inerting\\_purging\\_and\\_blanketing/blanketing/index.html](https://www.linde-gas.es/es/procesos/inerting_purging_and_blanketing/blanketing/index.html)
- Betterton, E. A. (2003). "Environmental Fate of Sodium Azide Derived from Automobile Airbags". *Critical Reviews in Environmental Science and Technology*. **33** (4): 423–58. doi:10.1080/10643380390245002. S2CID 96404307
- Royal Society of Chemistry 2020, <https://www.rsc.org/periodic-table/element/7/nitrogen>
- Gavriiliuk, V. G.; Berns, H. (1999). "High nitrogen steels: structure, properties, manufacture, applications". Springer. ISBN 978-3-540-66411-6.
- Ahmed I; Agarwal S; Ilchshyn A; Charles-Holmes S; Berth-Jones J (2001). "Liquid nitrogen cryotherapy of common warts: cryo-spray vs. cotton wool bud". *Br. J. Dermatol.* **144** (5): 1006–1009. doi:10.1046/j.1365-2133.2001.04190.x.
- Haynes, R. J.; Naidu, R. "Influence of lime, fertilizer and manure application on soil organic matter content and conditions: A Review". *Nutr. Cycl. Agroecosys.* **51**, 123-137 (1998). b) Krase, N.W.; Gaddy, V. L. (1922) "Synthesis of Urea from Ammonia and Carbon Dioxide" *Ind. Eng. Chem.* **14**(7) 611-615. <https://doi.org/10.1021/ie50151a009>.

- Cheremisinoff, P.N.; (1995) "Waste Minimization and Cost Reduction for the Process Industries", William Andrew. ISBN 978-0-8155-1388-9. a) Speight, J. G. "Environmental Inorganic Chemistry for Engineers", (2017) Elsevier. ISBN 978-0-12-849891-0.
- <https://es.wikipedia.org/>
- ANMAT – Productos de Limpieza – Disposición 2013-2010, [http://www.anmat.gov.ar/webanmat/Legislacion/Domisanitarios/Disposicion\\_2013-10.pdf](http://www.anmat.gov.ar/webanmat/Legislacion/Domisanitarios/Disposicion_2013-10.pdf); [http://www.anmat.gov.ar/webanmat/Legislacion/Domisanitarios/Disposicion\\_1112-2013.PDF](http://www.anmat.gov.ar/webanmat/Legislacion/Domisanitarios/Disposicion_1112-2013.PDF)
- Cotton- Wilkinson Química Inorgánica Avanzada. 1995 4ta edición. Limusa Noriega Eds. México.
- <https://www.rsc.org/periodic-table/element/9/fluorine>
- Halogens and Noble Gases. 2010. Halka, M y Nordstrom, B, Ed. New York.
- Fernández Hernández, J.L. 2013. Aplicación de la Tecnología de Cambio Iónico en la Purificación de Ácido Fluorhídrico. Tesis Doctoral. Universidad de Cantabria.
- Williams. Microelectrónica y semiconductores. Enciclopedia de Salud y Seguridad en el Trabajo. Capítulo 83.
- Suárez Fernández, JP, Maldonado Suárez, A, Domínguez Grande, ML, Serna Macías, JA, Kostvinseva, O, Ordovás Oromendía, A, Castell, E, Martín, C, Gorospe, E, Alfonso Alfonso, JM. 2004. La Tomografía por Emisión de Positrones (PET) en la práctica clínica oncológica. *Oncología* 27 (8):479-489.
- <https://www.nature.com/articles/nchem.1631>
- <https://link.springer.com/article/10.1007/s10698-017-9302-7>
- <https://www.rsc.org/periodic-table/element/10/neon>
- "Alkali Metals." *Science of Everyday Things*. Encyclopedia.com. Retrieved 15 October 2016.
- Burgess, J. (1978). *Metal Ions in Solution*. New York: Ellis Horwood. ISBN 978-0-85312-027-8.
- De Leon, N. "Reactivity of Alkali Metals". Indiana University Northwest. Retrieved 7 December 2007.
- Dean, John Aurie; Lange, Norbert Adolph (1998). *Lange's Handbook of Chemistry*. McGraw-Hill. ISBN 978-0-07-016384-3.
- Denisenkov, P. A.; Ivanov, V. V. (1987). "Sodium Synthesis in Hydrogen Burning Stars". *Soviet Astronomy Letters*. 13: 214.
- Dye, J. L.; Ceraso, J. M.; Mei Lok Tak; Barnett, B. L.; Tehan, F. J. (1974). "Crystalline Salt of the Sodium Anion (Na<sup>-</sup>)". *J. Am. Chem. Soc.* 96 (2): 608–609. doi:10.1021/ja00809a060.
- Levy, G. B. (1981). "Determination of Sodium with Ion-Selective Electrodes". *Clinical Chemistry*. 27 (8): 1435–1438. PMID 7273405.
- Lide, David R. (19 June 2003). *CRC Handbook of Chemistry and Physics, 84th Edition*. CRC Handbook. CRC Press. 14: Abundance of Elements in the Earth's Crust and in the Sea. ISBN 978-0-8493-0484-2.
- Lincoln, S. F.; Richens, D. T.; Sykes, A. G. (2004). "Metal Aqua Ions". *Comprehensive Coordination Chemistry II*. p. 515. doi:10.1016/B0-08-043748-6/01055-0. ISBN 978-0-08-043748-4.
- Meija, Juris; et al. (2016). "Atomic weights of the elements 2013 (IUPAC Technical Report)". *Pure and Applied Chemistry*. 88 (3): 265–91. doi:10.1515/pac-2015-0305.
- Schumann, Walter (5 August 2008). *Minerals of the World (2nd ed.)*. Sterling. p. 28. ISBN 978-1-4027-5339-8. OCLC 637302667.
- van der Krogt, Peter. "Elementymology & Elements Multidict". Retrieved 8 June 2007.
- <http://www.extrual.com/es/noticias/articulos-tecnicos/la-historia-del-aluminio>
- <https://definicion.de/enlace-metalico/>
- <https://www.aluminioal.com/>
- <https://www.quiminet.com/articulos/foil-de-aluminio-y-su-fabricacion-22121.htm>
- <https://www.lifeder.com/oxido-aluminio/>
- <http://www.almexa.com.mx/aplicaciones-del-aluminio/electricidad/>
- <http://technalloy.es/las-aleaciones-de-aluminio-en-la-aviacion/>
- <https://www.rsc.org/periodic-table/element/14/silicon>
- <https://elementos.org.es/fosforo>
- <https://www.hannainst.es/blog/1505/Fósforo--Aplicaciones-de-medida>
- "Sulfur History". *Georgiagulf sulfur.com*. Retrieved 12 September 2008.
- A strong odor called "smell of sulfur" actually is given off by several sulfur compounds, such as hydrogen sulfide and organosulfur compounds.
- Chisholm, Hugh, ed. (1911). "Brimstone". *Encyclopædia Britannica*. 4 (11th ed.). Cambridge University Press. p. 571.
- Greenwood, N. N.; & Earnshaw, A. (1997). *Chemistry of the Elements (2nd ed.)*, Oxford: Butterworth-Heinemann. ISBN 0-7506-3365-4.
- Lide, D. R., ed. (2005). "Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds". *CRC Handbook of Chemistry and Physics (PDF) (86th ed.)*. Boca Raton (FL): CRC Press. ISBN 0-8493-0486-5.

- Rettig, S. J.; Trotter, J. (15 December 1987). "Refinement of the structure of orthorhombic sulfur,  $\alpha$ -S8" (PDF). *Acta Crystallographica Section C*. **43** (12): 2260–2262. doi: 10.1107/S0108270187088152.
- Weast, Robert (1984). *CRC, Handbook of Chemistry and Physics*. Boca Raton, Florida: Chemical Rubber Company Publishing. pp. E110. ISBN 0-8493-0464-4.
- [http://quimica.cubaeduca.cu/media/quimica.cubaeduca.cu/medias/interactividades/cloro/co/modulo\\_modulo\\_cloro\\_3.html](http://quimica.cubaeduca.cu/media/quimica.cubaeduca.cu/medias/interactividades/cloro/co/modulo_modulo_cloro_3.html)
- [https://www.researchgate.net/publication/286411259\\_Argon\\_properties\\_production\\_and\\_recent\\_applications](https://www.researchgate.net/publication/286411259_Argon_properties_production_and_recent_applications)
- <https://www.caracteristicas.co/gases-nobles/>
- <https://clickmica.fundaciondescubre.es/conoce/elementos-quimicos/argon/>
- <http://www.chemistryexplained.com/elements/P-T/Scandium.html>
- <https://iquimicas.com/escandio-sirve-elemento-quimico-sc/>
- Principios de Química, Atkins - Jones, Editorial Panamericana 5ª Edición, 2012.
- Química, Sienko Plane, Aguilar Ediciones, 1976
- [Encyclopedia Britannica.com/science/vanadium](http://Encyclopedia Britannica.com/science/vanadium)
- *Metallurgy for the Non – Metallurgist*, Aarry Chandler, ASMI, 1998
- [bbc.com/mundo/elementoquimicovanadio](http://bbc.com/mundo/elementoquimicovanadio)
- <https://medlineplus.gov/spanish/ency/article/002418.htm>
- Royal Society of Chemistry. <http://www.rsc.org/periodic-table/element/25/manganese>
- Shand, M. A. 2006 "The Chemistry and Technology of Magnesia" John Wiley and Sons. ISBN-13 978-0-471-65603-8.
- Calvert, J. B. (2004). "Chromium and Manganese". <http://www.du.edu/~jcalvert/phys/chromang.htm>.
- Emsley, J. (2013) *Education in Chemistry*, Royals Society of Chemistry <https://edu.rsc.org/elements/manganese/2000025.article>
- <https://www.chemicool.com/elements/manganese.html>
- J. Schaefer; et al. (2006). "Terrestrial manganese-53 – A new monitor of Earth surface processes". *Earth and Planetary Science Letters*. **251** (3–4): 334–345. doi:10.1016/j.epsl.2006.09.016.
- Ramírez y Ayala, R, Azcona-Cruz, M. A. (2017) "Efectos Químicos del Manganeso" *Rev. Es. Med. Quir.* **22**, 71-75
- <https://www.acerosurssa.es/es/content/44-acero-al-manganeso>
- Holleman, A. F.; Wiberg, E.; Wiberg, N. (1985). "Mangan". *Lehrbuch der Anorganischen Chemie* (91–100 ed.). Walter de Gruyter. 1110–1117. ISBN 978-3-11-007511-3.
- Lister, T.; O'Driscoll, C.; Reed, N. (1995). "Classic chemistry demonstrations" London, UK: Royal Society of Chemistry. pp. 65–70. ISBN 978-1-87034-338-1.
- Venable, F. P.; Jackson, D. H. (1920) "The reaction between Hydrochloric Acid and Potassium Permanganate" *J. Am. Chem. Soc.* **42**(2) 237-239. <https://doi.org/10.1021/ja01447a005>.
- a) Medialdea, J. M.; Arnáiz, C.; Díaz, E. (2005), "Permanganato de Potasio: un Potente y Versátil Oxidante" *Ingeniería Química* **37**(430) 129-136. b) Aboud-Zeid, A. A-Z.; Shehata, Y. M.; Madi, A. G.; El-Sherbony, A.; El-Nagar, A. A.; El-Hafez, K. A. (1976) "Purification of Carbon Dioxide Produced During the Fermentative Production of Fodder Yeast and Ethyl Alcohol by *Saccharomyces Cerevisiae*" *J. appl. Chem. Biotechnol.* **26** 97-104. c). The Merck Index 1996 - *An Encyclopedia of Chemicals, Drugs, and Biologicals*. Whitehouse Station, Budavari, S. (ed.) NJ: Merck and Co., Inc. d) Gerhartz, W. (exec ed.).(1990) *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry*. 5th ed.Vol A1: Deerfield Beach, FL: VCH Publishers, 1985.
- <http://www.hierrosvelez.com/blog/obtencion-usos-del-hierro/>
- [https://www.edu.xunta.es/espazoAbalar/sites/espazoAbalar/files/datos/1464947174/contido/421\\_obtencion\\_del\\_mineral\\_de\\_hierro.html](https://www.edu.xunta.es/espazoAbalar/sites/espazoAbalar/files/datos/1464947174/contido/421_obtencion_del_mineral_de_hierro.html)
- <https://www.ejemplos.co/de-donde-se-extrae-el-hierro/> <http://www.quimicaweb.net/tablapperiodica/paginas/hierro.htm>
- The origins of iron-working in India: new evidence from the Central Ganga Plain and the Eastern Vindhya, Rakesh Tewari. 2003. U.P. State Archaeological Department, Roshan-ud-daula Kothi, Kaisarbagh, Lucknow 226 001 (U.P.) India
- <https://www.oxfordreference.com/view/10.1093/oi/authority.20110803095524602>
- ASM Specialty Handbook: Nickel, Cobalt, and Their Alloys (#06178G). 2000. Davis, J.R. Ed. ASM International.
- Baran, E. 2018. COBALTO: UN ELEMENTO CRÍTICO Y ESTRATÉGICO. *Anales Acad. Nac. de Cs. Ex., Fís. y Nat.*, **70**: 77-106.
- Guizerix, J, Markovic, V y Airey, P. 1987. Los radisótopos y la tecnología de las radiaciones en la industria. *Informe sobre algunas aplicaciones industriales menos conocidas pero de amplia utilización*. OIEA BOLETÍN, 2/1987
- <https://www.rsc.org/periodic-table/element/28/nickel>
- <https://es.institut-seltene-erden.de/seltene-erden-und-metalle/basismetalle/nickel/>

- <https://nickelinstitute.org/>
- <http://www.igme.es/>
- "Bullion vs. Numismatic Coins: Difference between Bullion and Numismatic Coins". [www.providentmetals.com](http://www.providentmetals.com). Retrieved 17 December 2017.
- "'World has 5 times more gold than silver' | Latest News & Updates at Daily News & Analysis". *dna*. 3 March 2009. Retrieved 17 December 2017.
- Jump up to Hammond, C. R. (2004). *The Elements, in Handbook of Chemistry and Physics (81st ed.)*. CRC press. ISBN 978-0-8493-0485-9.
- Lide, D. R., ed. (2005). "Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds". *CRC Handbook of Chemistry and Physics (86th ed.)*. Boca Raton (FL): CRC Press. ISBN 0-8493-0486-5.
- Maria Grazia Melis. "Silver in Neolithic and Eneolithic Sardinia, in H. Meller/R. Risch/E. Pernicka (eds.), *Metalle der Macht – Frühes Gold und Silber*. 6. Mitteldeutscher Archäologentag vom 17. bis 19. Oktober 2013 in Halle (Saale), Tagungen des Landesmuseums für".
- Masuda, Hideki (2016). "Combined Transmission Electron Microscopy – In situ Observation of the Formation Process and Measurement of Physical Properties for Single Atomic-Sized Metallic Wires". In Janecek, Milos; Kral, Robert (eds.). *Modern Electron Microscopy in Physical and Life Sciences*. InTech. doi:10.5772/62288. ISBN 978-953-51-2252-4.
- Meija, Juris; et al. (2016). "Atomic weights of the elements 2013 (IUPAC Technical Report)". *Pure and Applied Chemistry*. **88** (3): 265–91. doi:10.1515/pac-2015-0305.
- Readon, Arthur C. (2011). *Metallurgy for the Non-Metallurgist*. ASM International. pp. 73–84. ISBN 978-1-61503-821-3.
- Weast, Robert (1984). *CRC, Handbook of Chemistry and Physics*. Boca Raton, Florida: Chemical Rubber Company Publishing. pp. E110. ISBN 0-8493-0464-4.
- Weeks, p. 4.
- Discovering the 8th Metal: A History of Zinc. Habashi, Fathi. International Zinc Association (IZA) Belgium. 2010. Internet: [www.zincworld.org](http://www.zincworld.org)
- <https://www.caracteristicas.co/zinc/>
- <http://www.azsa.es/es/Calidad/Productos/todo-sobre-el-zinc/Paginas/Principales-Aplicaciones-del-Zinc.aspx>
- <https://www.vix.com/es/btg/curiosidades/4538/caracteristicas-del-zinc>
- <https://www.lifeder.com/sulfuro-de-zinc/>
- <https://www.rsc.org/periodic-table/element/32/germanium>
- <http://herramientas.educa.madrid.org/tabla/6usos/as6.html>
- <http://literaturaquimicaelarsenico.blogspot.com/2015/05/usos-y-aplicaciones-del-arsenico.html>
- <https://iquimicas.com/arsenico-sirve-elemento-quimico-as/>
- "Selenium and Tellurium: Statistics and Information". *United States Geological Survey*. Retrieved 2012-05-30.
- Bernd E. Langner "Selenium and Selenium Compounds" in Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry, 2005, Wiley-VCH, Weinheim. doi:10.1002/14356007.a23\_525.
- Feng, Renwei; Wei, Chaoyang; Tu, Shuxin (2013). "The roles of selenium in protecting plants against abiotic stresses". *Environmental and Experimental Botany*. **87**: 58–68. doi:10.1016/j.envexpbot.2012.09.002.
- Greenwood, Norman N.; Earnshaw, Alan (1997). *Chemistry of the Elements (2nd ed.)*. Butterworth-Heinemann. ISBN 978-0-08-037941-8.
- House, James E. (2008). *Inorganic chemistry*. Academic Press. p. 524. ISBN 978-0-12-356786-4.
- Magnetic susceptibility of the elements and inorganic compounds, in Lide, D. R., ed. (2005). *CRC Handbook of Chemistry and Physics (86th ed.)*. Boca Raton (FL): CRC Press. ISBN 0-8493-0486-5.
- Meija, Juris; et al. (2016). "Atomic weights of the elements 2013 (IUPAC Technical Report)". *Pure and Applied Chemistry*. **88** (3): 265–91. doi:10.1515/pac-2015-0305.
- Sun, Yan; Tian, Xike; He, Binbin; et al. (2011). "Studies of the reduction mechanism of selenium dioxide and its impact on the microstructure of manganese electrodeposit". *Electrochimica Acta*. **56** (24): 8305–8310. doi:10.1016/j.electacta.2011.06.111.
- Weast, Robert (1984). *CRC, Handbook of Chemistry and Physics*. Boca Raton, Florida: Chemical Rubber Company Publishing. pp. E110. ISBN 0-8493-0464-4.
- [http://www.miramiss.gob.es/es/publica/pub\\_electronicas/destacadas/enciclo/general/contenido/tomo4/104-08.pdf](http://www.miramiss.gob.es/es/publica/pub_electronicas/destacadas/enciclo/general/contenido/tomo4/104-08.pdf)
- <https://www.lenntech.es/periodica/elementos/br.htm>
- <https://www.textoscientificos.com/quimica/inorganica/halogenos/bromo>
- <https://iquimicas.com/kripton-sirve-elemento-quimico-kr/>
- [https://www.researchgate.net/publication/327407368\\_Neon\\_argon\\_kripton\\_xenon\\_y\\_radon](https://www.researchgate.net/publication/327407368_Neon_argon_kripton_xenon_y_radon)
- <https://www.vix.com/es/btg/curiosidades/4609/caracteristicas-del-itrinio>

- <http://www.chemistryexplained.com/elements/T-Z/Yttrium.html#:~:text=Yttrium%20has%20a%20bright%2C%20silvery,4.47%20grams%20per%20cubic%20centimeter.>
- <https://elementos.org.es/zirconio>
- Sienko Plane, Aguilar ediciones, 1976
- Metallurgy for the Non –Metallurgist, Harry Chandler, ASMI, 1998
- <https://Worldenergytrade.com/niobio>
- <http://www.webelements.com/webelements/elements/text/Mo/key.html>
- <http://environmentalchemistry.com/yogi/periodic/Mo.html>
- Jonge; F. A. A.; Pauwels, E. K. (1996). "Technetium, the missing element". *European Journal of Nuclear Medicine*. 23 (3): 336–44. doi:10.1007/BF00837634.
- Segrè, E. (1993). *A Mind Always in Motion: The Autobiography of Emilio Segrè*. Berkeley, California: University of California Press. ISBN 978-0520076273.
- Perrier, C.; Segrè, E. (1947). "Technetium: The Element of Atomic Number 43". *Nature*. **159** 24. doi:10.1038/159024a0.
- Schwochau, K. (2000). "Technetium: chemistry and radiopharmaceutical applications." Wiley-VCH. ISBN 978-3-527-29496-1.
- a) Merrill, P. W. (1952). "Technetium in the stars". *Science*. **115** 484. doi:10.1126/science.115.2992.479; b) Emsley, J. (2001). "Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements". Oxford, England, UK: Oxford University Press. ISBN 978-0-19-850340-8.
- <https://www.rsc.org/periodic-table/element/43/technetium>
- <https://periodic.lanl.gov/index.shtml>
- Rimshaw, S. J. (1968). Hampel, C. A. (ed.). *The Encyclopedia of the Chemical Elements*. New York: Reinhold Book Corporation.
- <http://digibuo.uniovi.es/dspace/bitstream/10651/19101/3/TFM%20Corte%20Rodr%C3%ADguez.pdf>
- <https://www.sciencedirect.com/science/article/pii/S2214180415300179>
- <https://www.rsc.org/periodic-table/element/45/rhodium>
- <https://www.bbc.com/mundo/noticias-45134649>
- <https://www.infometales.com/rodio/>
- Livingstone, S.E. The Chemistry of RUTHENIUM, RHODIUM, PALLADIUM, OSMIUM, IRIDIUM AND PLATINIUM. Chapter 43. *Comprehensive Inorganic Chemistry*. PERGAMON PRESS
- <https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/element/Palladium>
- <http://www.chemistryexplained.com/elements/L-P/Palladium.html>
- <http://www.jinr.ru/posts/extrapolational-estimations-of-physical-chemical-properties-of-nihonium-tennessine-and-oganesson/>
- <https://doi.org/10.1515/pac-2016-0501>
- <https://francis.naukas.com/2018/02/12/la-rareza-del-elemento-quimico-mas-raro-oganesson/>
- <https://periodic.lanl.gov/118.shtml>
- <https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/element/Oganesson#section=Element-Symbol>
- <https://education.jlab.org/itselemental/ele118.html>
- <http://www.rsc.org/periodic-table/element/117/tennessine>
- <https://unumpentio.com/caracteristicas-del-moscovio/>
- <https://100cia.site/index.php/quimica/item/1652-datos-sobre-el-moscovio-elemento-115>
- <https://flerovium.net>
- <https://www.livescience.com/41420-facts-about-flerovium.html>
- Atarah, Samuel A.; Eglewogbe, Martin N. H.; Hagoss, Gebreyesus G. (2020). "First principle study of the structural and electronic properties of Nihonium". *MRS Advances*: 1–9. doi:10.1557/adv.2020.159.
- Bonchev, Danail; Kamenska, Virginia (1981). "Predicting the Properties of the 113–120 Transactinide Elements". *Journal of Physical Chemistry*. 85 (9): 1177–1186. doi:10.1021/j150609a021.
- Darleane C.; Lee, Diana M.; Pershina, Valeria (2006). "Transactinides and the future elements". In Morss; Edelstein, Norman M.; Fuger, Jean (eds.). *The Chemistry of the Actinide and Transactinide Elements* (3rd ed.). Dordrecht, The Netherlands: Springer Science+Business Media. ISBN 978-1-4020-3555-5.
- Fricke, Burkhard (1975). "Superheavy elements: a prediction of their chemical and physical properties". *Recent Impact of Physics on Inorganic Chemistry*. 21: 89–144. doi:10.1007/BFb0116498. Retrieved 4 October 2013.

→ Gong, Sheng; Wu, Wei; Wang, Fancy Qian; Liu, Jie; Zhao, Yu; Shen, Yiheng; Wang, Shuo; Sun, Qiang; Wang, Qian (8 February 2019). "Classifying superheavy elements by machine learning". *Physical Review A*. 99: 022110-1-7. doi:10.1103/PhysRevA.99.022110.

→ Hofmann, S.; Heinz, S.; Mann, R.; Maurer, J.; Münzenberg, G.; Antalic, S.; Barth, W.; Burkhard, H. G.; Dahl, L.; Eberhardt, K.; Grzywacz, R.; Hamilton, J. H.; Henderson, R. A.; Kenneally, J. M.; Kindler, B.; Kojouharov, I.; Lang, R.; Lommel, B.; Miernik, K.; Miller, D.; Moody, K. J.; Morita, K.; Nishio, K.; Popeko, A. G.; Roberto, J. B.; Runke, J.; Rykaczewski, K. P.; Saro, S.; Scheidenberger, C.; Schött, H. J.; Shaughnessy, D. A.; Stoyer, M. A.; Thörle-Pospiech, P.; Tinschert, K.; Trautmann, N.; Uusitalo, J.; Yeremin, A. V. (2016). "Remarks on the Fission Barriers of SHN and Search for Element 120". In Peninzhkevich, Yu. E.; Sobolev, Yu. G. (eds.). *Exotic Nuclei: EXON-2016 Proceedings of the International Symposium on Exotic Nuclei*. Exotic Nuclei. pp. 155–164. ISBN 9789813226555.

→ Hofmann, S.; Heinz, S.; Mann, R.; Maurer, J.; Münzenberg, G.; Antalic, S.; Barth, W.; Burkhard, H. G.; Dahl, L.; Eberhardt, K.; Grzywacz, R.; Hamilton, J. H.; Henderson, R. A.; Kenneally, J. M.; Kindler, B.; Kojouharov, I.; Lang, R.; Lommel, B.; Miernik, K.; Miller, D.; Moody, K. J.; Morita, K.; Nishio, K.; Popeko, A. G.; Roberto, J. B.; Runke, J.; Rykaczewski, K. P.; Saro, S.; Scheidenberger, C.; Schött, H. J.; Shaughnessy, D. A.; Stoyer, M. A.; Thörle-Pospiech, P.; Tinschert, K.; Trautmann, N.; Uusitalo, J.; Yeremin, A. V. (2016). "Review of even element super-heavy nuclei and search for element 120". *The European Physics Journal A*. 2016 (52). doi:10.1140/epja/i2016-16180-4.

→ Keller, O. L., Jr.; Burnett, J. L.; Carlson, T. A.; Nestor, C. W., Jr. (1969). "Predicted Properties of the Super Heavy Elements. I. Elements 113 and 114, Eka-Thallium and Eka-Lead". *The Journal of Physical Chemistry*. 74 (5): 1127–1134. doi:10.1021/j100700a029.

→ Krämer, K. (2016). "Explainer: superheavy elements". *Chemistry World*. Retrieved 15 March 2020.

→ Seaborg, Glenn T. (c. 2006). "transuranium element (chemical element)". *Encyclopædia Britannica*. Retrieved 16 March 2010.

→ Thayer, John S. (2010). "Relativistic Effects and the Chemistry of the Heavier Main Group Elements". In Barysz, Maria; Ishikawa, Yasuyuki (eds.). *Relativistic Methods for Chemists. Challenges and Advances in Computational Chemistry and Physics*. 10. Springer. pp. 63–67. doi:10.1007/978-1-4020-9975-5\_2. ISBN 978-1-4020-9974-8.

→ Wakhle, A.; Simenel, C.; Hinde, D. J.; et al. (2015). Simenel, C.; Gomes, P. R. S.; Hinde, D. J.; et al. (eds.). "Comparing Experimental and Theoretical Quasifission Mass Angle Distributions". *European Physical Journal Web of Conferences*. 86: 00061. doi:10.1051/epjconf/20158600061. ISSN 2100-014X.

→ <https://www.ecured.cu/Copernicio>

→ <https://www.rsc.org/periodic-table/element/112/copernicium>

→ <https://iupac.org>

→ <https://iquimicas.com>

→ <https://www.ecured.cu>

→ <https://chemglobe.org/tabla-periodica/elemento/seaborgio/>

→ <https://bohrio.com/bohrio-caracteristicas-y-propiedades/>

→ <http://www.rsc.org/periodic-table/element/107/bohrium>

→ <https://quecuriosidades.com/dubnio-caracteristicas-usos/>

→ <https://lawrencio.com/>

→ Silva, Robert J. (2011). «Chapter 13. Fermium, Mendelevium, Nobelium, and Lawrencium». En Morss, Lester R.; Edelstein, Norman M. and Fuger, Jean. *The Chemistry of the Actinide and Transactinide Elements*. Netherlands: Springer. ISBN 978-94-007-0210-3. doi:10.1007/978-94-007-0211-0\_13.

→ Guide a the Elements - Revised Edition, Albert Stwertka, (Oxford University Press; 1998) ISBN 0-19-508083-

1

→ 101. Mendelevium - Elementymology & Elements Multidict. Peter van der Krogt.

→ Audi, Georges; Bersillon, Olivier; Blachot, Jean; Wapstra, Aaldert Hendrik (2003), "The NUBASE evaluation of nuclear and decay properties", *Nuclear Physics A*, 729: 3–128. doi:10.1016/j.nuclphysa.2003.11.001

→ Chemistry, International Union of Pure and Applied (1955). *Comptes rendus de la conférence IUPAC*.

→ Chemistry, International Union of Pure and Applied (1957). *Comptes rendus de la conférence IUPAC*.

→ Choppin, Gregory R. (2003). "Mendelevium". *Chemical and Engineering News*. 81 (36).

→ Fournier, Jean-Marc (1976). "Bonding and the electronic structure of the actinide metals". *Journal of Physics and Chemistry of Solids*. 37 (2): 235–244. doi:10.1016/0022-3697(76)90167-0.

→ Ghiorso, A.; Harvey, B.; Choppin, G.; Thompson, S.; Seaborg, Glenn T. (1955). New Element Mendelevium, Atomic Number 101. *Physical Review*. 98. pp. 1518–1519. doi:10.1103/PhysRev.98.1518. ISBN 9789810214401.

→ Haire, Richard G. (2006). "Einsteinium". In Morss, Lester R.; Edelstein, Norman M.; Fuger, Jean (eds.). *The Chemistry of the Actinide and Transactinide Elements* (PDF). 3 (3rd ed.). Dordrecht, the Netherlands: Springer. pp. 1577–1620. doi:10.1007/1-4020-3598-5\_12. ISBN 978-1-4020-3555-5.

→ Hall, Nina (2000). *The new chemistry*. Cambridge University Press. pp. 9–11. ISBN 978-0-521-45224-3.

→ Hofmann, Sigurd (2002). *On beyond uranium: journey to the end of the periodic table*. CRC Press. pp. 40–42. ISBN 978-0-415-28496-7.

- Johansson, Börje; Rosengren, Anders (1975). "Generalized phase diagram for the rare-earth elements: Calculations and correlations of bulk properties". *Physical Review B*. 11 (8): 2836–2857. doi:10.1103/PhysRevB.11.2836.
- "New Elements Einsteinium and Fermium, Atomic Numbers 99 and 100". A. Ghiorso, S. G. Thompson, G. H. Higgins, G. T. Seaborg, M. H. Studier, P. R. Fields, S. M. Fried, H. Diamond, J. F. Mech, G. L. Pyle, J. R. Huizenga, A. Hirsch, W. M. Manning, C. I. Browne, H. L. Smith, R. W. Spence in: *Physical Review* 1955, 99 (3), 1048–1049; doi 10.1103/PhysRev.99.1048; Typoskripto (9. Junio 1955), Lawrence Berkeley National Laboratory. Paper UCRL-3036.
- Lawrence Berkeley National Laboratory, THE NEW ELEMENT CALIFORNIUM (ATOMIC NUMBER 98) Authors:Thompson, S.G. Street, K., Jr. Ghiorso, A. et al. Publication Date 2008-06-25 Permalink <https://escholarship.org/uc/item/10d7c1rs>
- Thompson, S.; Ghiorso, A.; Seaborg, G. (1950). "The New Element Berkelium (Atomic Number 97)". *Physical Review*. 80 (5) 781-789. doi:10.1103/PhysRev.80.781
- a) Hobart, D. (2011) Los Alamos National Laboratory, U.S. Department of Energy, <https://periodic.lanl.gov/97.shtml>. b) Hobart, D. E.; Peterson, J. R. (2006) "Berkelium," Capítulo 10 en *The Chemistry of the Actinide and Transactinide Elements*, 3ra. Edición, L. R. Morss, J. Fuger, y N. M. Edelstein, Eds, Springer Publishers.
- Benedict, U. (1984). "Study of actinide metals and actinide compounds under high pressures". *Journal of the Less Common Metals*. 100: 153–170. doi:10.1016/0022-5088(84)90061-4.
- Hammond, C. R. "The elements" en Lide, D. R., ed. (2005). *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (86th ed.). Boca Raton (FL): CRC Press. ISBN 0-8493-0486-5.
- Emeleus, H. J. *Advances in Inorganic Chemistry*, Academic Press, (1987), ISBN 0-12-023631-1.
- *The Chemistry of the Actinide Elements*, Second Edition, J.J. Katz, G. T. Seaborg and L.R. Morss, Volume 2, Chapman and Hall, Ltd, 1986
- Química, Sienko Plane, Aguilar Ediciones, 1976
- [Encyclopedia Britannica.com/science/ameridium](https://www.britannica.com/science/ameridium)
- *Metallurgy for the Non –Metallurgist*, Aarry Chandler, ASMI, 1998
- Poenaru, DN; Greiner, W (1997). "Experimental techniques in nuclear physics", Walter de Gruyter, Berlín, p 235.
- <http://www.chemistryexplained.com/elements/L-P/Neptunium.html#:~:text=Neptunium%20is%20the%20first%20transuranium,element%20in%20Row%207%2C%20actinium.>
- <http://www.chemistryexplained.com/elements/L-P/Neptunium.html#:~:text=Neptunium%20is%20the%20first%20transuranium,element%20in%20Row%207%2C%20actinium.>
- [https://www.researchgate.net/publication/303812917\\_Thorium\\_Energy\\_for\\_the\\_world\\_Proceedings\\_of\\_the\\_ThEC13\\_Conference\\_CERN\\_Globe\\_of\\_Science\\_and\\_Innovation\\_Geneva\\_Switzerland\\_October\\_27-31\\_2013](https://www.researchgate.net/publication/303812917_Thorium_Energy_for_the_world_Proceedings_of_the_ThEC13_Conference_CERN_Globe_of_Science_and_Innovation_Geneva_Switzerland_October_27-31_2013)
- Meija, Juris; et al. (2016). "Atomic weights of the elements 2013 (IUPAC Technical Report)". *Pure and Applied Chemistry*. 88 (3): 265–91. doi:10.1515/pac-2015-0305.
- Readon, Arthur C. (2011). *Metallurgy for the Non-Metallurgist*. ASM International. pp. 73–84. ISBN 978-1-61503-821-3.
- Weast, Robert (1984). *CRC, Handbook of Chemistry and Physics*. Boca Raton, Florida: Chemical Rubber Company Publishing. pp. E110. ISBN 0-8493-0464-4.
- Weeks, p. 4
- Chemicool: <https://www.chemicool.com/elements/cadmium.html>
- Chemical Aid: <https://es.intl.chemicalaid.com/element.php?symbol=Cd>
- Usos - Elementos Químicos: <http://herramientas.educa.madrid.org/tabla/7isotopos/cd7.html>
- <https://es.slideshare.net/saritaspao/tabla-de-elementos-con-imagen>
- <https://es.intl.chemicalaid.com/element.php?symbol=In>
- <https://iquimicas.com/elementos-de-la-tabla-periodica-en-ingles/>
- <http://www.empresaludng.com.ar/revista/nota/i-indio-aleaciones-y-compuestos/>
- <http://www.acienciasgalilei.com/qui/tablapperiodica0-etimologica.htm>
- [https://www.ecured.cu/Indio\\_\(elemento\\_qu%C3%ADmico\)](https://www.ecured.cu/Indio_(elemento_qu%C3%ADmico))
- [https://cyt-ar.com.ar/cyt-ar/index.php/Indio\\_\(semiconductor\)](https://cyt-ar.com.ar/cyt-ar/index.php/Indio_(semiconductor))
- <https://iquimicas.com/antimonio-sirve-elemento-quimico-sb/>
- <https://camimex.org.mx/index.php/secciones1/sala-de-prensa/uso-de-los-metales/antimonio/>
- "Química aplicada a la ingeniería" por María José Caselles Pomares, María Rosa Gómez Antón, Mariano Molero Meneses, Jesús Sardá Hoyo
- "Elementos de química: aplicada a las artes, a la industria y a la medicina" por Apollinaire Bouchardat.
- <https://www.textoscientificos.com/quimica/yodo/industria>
- <https://www.ecured.cu/Xen%C3%B3n>
- [https://www.researchgate.net/publication/46111446\\_Current\\_developments\\_in\\_xenon\\_research\\_Importance\\_for\\_anesthesia\\_and\\_intensive\\_care\\_medicine](https://www.researchgate.net/publication/46111446_Current_developments_in_xenon_research_Importance_for_anesthesia_and_intensive_care_medicine)

- <http://www.chemistryexplained.com/elements/L-P/Lanthanum.html#:~:text=Lantha-num%20is%20a%20transition%20element,as%20a%20rare%20earth%20element.>
- [https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/periodic/trans\\_transi-tion.htm#:~:text=Group%203B%20\(3\)&text=In%20most%20periodic%20tables%2C%20lanthanum,lawren-cium%20in%20Group%203B%20instead](https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/periodic/trans_transi-tion.htm#:~:text=Group%203B%20(3)&text=In%20most%20periodic%20tables%2C%20lanthanum,lawren-cium%20in%20Group%203B%20instead)
- <http://herramientas.educa.madrid.org/tabla/6usos/ce6.html>
- <https://www.vix.com/es/btg/curiosidades/4959/mischmetal-que-es-el-metal-de-misch>
- <http://www.pretexsa.com/0MJqzgV1.html>
- <https://www.imagnetshop.com/es/aplicaciones-de-los-iman-10-aplicaciones-de-un-iman-de-neodimio-b24.html>
- <http://noticiasyeconomia.com/neodimio/>
- Marinsky, J. A.; Glendenin, L. E.; Coryell, C. D. (1947) "The Chemical Identification of Radioisotopes of Neo-dymium and of Element 61", *J. Am. Chem. Soc.*, 69 (11), 2781–2785; doi 10.1021/ja01203a059
- Emsley, J. (2011). *Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements*. Oxford University Press. pp. 428–430. ISBN 978-0-19-960563-7.
- Promethium, the new name for element 61. (1948). *Nature* 162 175
- De Laeter, J. R. (2001). *Applications of inorganic mass spectrometry*. Wiley-IEEE. ISBN 978-0471345398.
- Los Alamos National Laboratory – Samarium
- It's Elemental – Samarium
- <https://www.rsc.org/periodic-table/element/63/europium>
- 
- Synthesis, Characterization, and Applications of Europium Oxide: A Review Kumar et al. *Rev. Adv. Sci. Eng.*, 4, 247–257, 2015
- <http://www.goodfellow.com/S/Gadolinio.html>
- <https://www.euston96.com/gadolinio/>
- <https://periodic.lanl.gov/64.shtml>
- <https://www.lenntech.es/periodica/elementos/gd.htm>
- <https://www.ecured.cu/Gadolinio#Aplicaciones>
- <https://www.radiologyinfo.org/sp/info.cfm?pg=safety-contrast>
- <https://www.intramed.net/contenidover.asp?contenidoid=91878>
- "Rare-Earth Metal Long Term Air Exposure Test". Retrieved 2009-05-05.
- Hammond, C. R. (2005). "The Elements". In Lide, D. R. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (86th ed.). Boca Raton (FL): CRC Press. ISBN 978-0-8493-0486-6.
- Meija, Juris; et al. (2016). "Atomic weights of the elements 2013 (IUPAC Technical Report)". *Pure and Applied Chemistry*. 88 (3): 265–91. doi:10.1515/pac-2015-0305.
- Rodriguez, C; Rodriguez, M.; Orue, I.; Vilas, J.; Barandiaran, J.; Gubieda, M.; Leon, L. (2009). "New elastomer–Terfenol-D magnetostrictive composites". *Sensors and Actuators A: Physical*. 149 (2): 251. doi:10.1016/j.sna.2008.11.026.
- Rosen, D. L.; Sharpless, C.; McGown, L. B. (1997). "Bacterial Spore Detection and Determination by Use of Terbium Dipicolinate Photoluminescence". *Analytical Chemistry*. 69(6): 1082–1085. doi:10.1021/ac960939w.
- Shimada, T.; Ohno, Y.; Okazaki, T.; et al. (2004). "Transport properties of C78, C90 and Dy@C82 fullerenes – nanopeapods by field effect transistors". *Physica E: Low-dimensional Systems and Nanostructures*. 21 (2–4): 1089–1092. doi:10.1016/j.physe.2003.11.197.
- Weast, Robert (1984). *CRC, Handbook of Chemistry and Physics*. Boca Raton, Florida: Chemical Rubber Company Publishing. pp. E110. ISBN 0-8493-0464-4.
- Yttrium and all lanthanides except Ce, Pm, Eu, Tm, Yb have been observed in the oxidation state 0 in bis(1,3,5-tri-*t*-butylbenzene) complexes, see Cloke, F. Geoffrey N. (1993). "Zero Oxidation State Compounds of Scandium, Yt-trium, and the Lanthanides". *Chem. Soc. Rev.* 22: 17–24. doi:10.1039/CS9932200017.
- <https://es.slideshare.net/karenads20/elemento-qumico-disproso>
- <https://www.webelements.com/dysprosium/uses.html>
- <https://www.ptable.com/?lang=es>
- <https://www.ecured.cu/Tulio>
- <http://www.enernews.com/top-10-mineria-energia-mundial/285711/los-mayores-productores-de-tierras-raras>
- <https://www.ecured.cu/Holmio>
- <https://www.vix.com/es/btg/curiosidades/4965/caracteristicas-del-holmio>
- <https://quecuriosidades.com/atomo-bohr-teoria-atmica>
- <https://www.tablaperiodicadeelementos.com/hafnio/>
- <https://www.minerals.net/mineral/hafnon.aspx>

- <https://www.ecured.cu/Hafnio>
- <https://www.periodni.com/es/hf.html>
- Wells A.F. (1984) *Structural Inorganic Chemistry*, 5ª edition, Oxford Science Publications ISBN 0-19-855370-6
- <http://www.rsc.org/periodic-table/element/70/ytterbium>
- Emsley, John (2003). *Nature's building blocks: an A-Z guide to the elements*. Oxford University Press. pp. 492–494.
- <https://www.azom.com/article.aspx?ArticleID=6061>
- <https://www.livescience.com/39142-osmium.html>
- <https://www.ecured.cu/Osmio>
- <https://es.slideshare.net/ray6sux/osmio-e-iridio-importancia-quimica-y-biologica>
- <https://etimologia.com/>
- <https://www.gold-eagle.com/article/history-gold>
- Goodman, P. (2002) "Current and Future Uses of Gold in Electronics" *Gold Bulletin*, 35(1) 21-26.
- National Oceanic and Atmospheric Administration. <https://www.nesdis.noaa.gov/content/good-gold-are-satellites-covered-gold-foil>
- Emsley, J. Royal Society of Chemistry 2008. <https://edu.rsc.org/elements/gold/2020010.article>
- Malta, G.; Freakley, S. J.; Kondrat, S. A., Hutchings, G. J. "Acetylene hydrochlorination using Au/carbon: a journey towards single site catalysis". *Chem. Commun.*, 2017, 53, 11733-11746.
- Tabacova, T. (2019) "Recent Advances in Design of Gold-Based Catalysts for H2 Clean-Up Reactions" *Front. Chem.* 7 517 doi: 10.3389/fchem.2019.00517
- Yao, C.; Zhang, L.; Wang, J.; He, Y.; Xin, J.; Wang, S.; Xu, H.; Zhang, Z. (2016) "Gold Nanoparticle Mediated Phototherapy for Cancer" *Journal of Nanomaterials*, ID 5497136. <http://dx.doi.org/10.1155/2016/5497136>.
- Historia natural y cultural del mercurio – Miguel Ángel Blesa y Gerardo Castro. - 1a ed. - Buenos Aires : Asociación Argentina para el Progreso de las Ciencias, 2015. E-Book. ISBN 978-987-28123-3-1
- <http://www.lineaverdeceutatrace.com/lv/consejos-ambientales/dia-compromiso-internacional-control-mercurio/aplicaciones-del-mercurio.asp>
- <http://www.mercuryconvention.org/Convenio/Texto/tabid/5690/language/es-CO/Default.aspx#:~:text=El%20Convenio%20de%20Minamata%20sobre,los%20efectos%20adversos%20del%20mercurio.&text=El%20control%20de%20las%20emisiones,determinar%20las%20obligaciones%20del%20Convenio.>
- <https://www.infometales.com/talio/>
- Blain, R y Kazantzis, G. 2015. Thallium. Chapter 55. En *Handbook on the Toxicology of Metals*. <http://dx.doi.org/10.1016/B978-0-444-59453-2.00055-X>
- Peter, ALJ y Viraraghavan, T. 2005. Thallium: a review of public health and environmental concerns. *Environment International*, 31 (4), 493-501.
- "Rare-Earth Metal Long Term Air Exposure Test". Retrieved 2009-05-05.
- Jump up to: a b c d e f g Hammond, C. R. (2005). "The Elements". In Lide, D. R. (ed.). *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (86th ed.). Boca Raton (FL): CRC Press. ISBN 978-0-8493-0486-6.
- Meija, Juris; et al. (2016). "Atomic weights of the elements 2013 (IUPAC Technical Report)". *Pure and Applied Chemistry*. 88 (3): 265–91. doi:10.1515/pac-2015-0305.
- Rodriguez, C; Rodriguez, M.; Orue, I.; Vilas, J.; Barandiaran, J.; Gubieda, M.; Leon, L. (2009). "New elastomer–Terfenol-D magnetostrictive composites". *Sensors and Actuators A: Physical*. 149 (2): 251. doi:10.1016/j.sna.2008.11.026.
- Rosen, D. L.; Sharpless, C.; McGown, L. B. (1997). "Bacterial Spore Detection and Determination by Use of Terbium Dipicolinate Photoluminescence". *Analytical Chemistry*. 69(6): 1082–1085. doi:10.1021/ac960939w.
- Shimada, T.; Ohno, Y.; Okazaki, T.; et al. (2004). "Transport properties of C78, C90 and Dy@C82 fullerenes – nanopeapods by field effect transistors". *Physica E: Low-dimensional Systems and Nanostructures*. 21 (2–4): 1089–1092. doi:10.1016/j.physe.2003.11.197.
- <https://www.phtable.com/?lang=es>
- <https://www.vix.com/es/btg/curiosidades/5283/caracteristicas-del-astato>
- [http://kambry.es/Apuntes%20Web/Paginas%20web%20de%20Matematicas/Analisis\\_Algebra/quimica/tabla/francio.htm](http://kambry.es/Apuntes%20Web/Paginas%20web%20de%20Matematicas/Analisis_Algebra/quimica/tabla/francio.htm)
- [https://www.webelements.com/rutherfordium/compound\\_properties.html](https://www.webelements.com/rutherfordium/compound_properties.html)
- <https://eltamiz.com/2011/05/12/premios-nobel-quimica-1908-ernest-rutherford/>
- <http://www.periodicvideos.com/videos/104.htm>
- <https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/element/Rutherfordium>
- <https://iquimicas.com/para-que-sirve-el-rubidio/>
- <http://herramientas.educa.madrid.org/tabla/2abundancia/rb2.html>
- <https://www.phtable.com/?lang=es>
- <https://iquimicas.com/para-que-sirve-el-rubidio/>

- <http://www.heurema.com/Origenes42.htm>
- <https://www.vix.com/es/btg/curiosidades/4779/caracteristicas-del-cesio>
- <https://elementos.org.es/cesio>
- <https://www.caracteristicas.cc/cesio/>
- <http://www.strategicminerals.com/nuestro-trabajo/productos/tantalio/>
- <https://www.ecured.cu/Tantalio>
- Yttrium and all lanthanides except Ce, Pm, Eu, Tm, Yb have been observed in the oxidation state 0 in bis(1,3,5-tri-*t*-butylbenzene) complexes, see Cloke, F. Geoffrey N. (1993). "Zero Oxidation State Compounds of Scandium, Yttrium, and the Lanthanides". *Chem. Soc. Rev.* 22: 17–24. doi:10.1039/CS9932200017.
- Weast, Robert (1984). *CRC, Handbook of Chemistry and Physics*. Boca Raton, Florida: Chemical Rubber Company Publishing. pp. E110. ISBN 0-8493-0464-4.



**150 años** de la  
Tabla Periódica  
de los Elementos.

ISBN 978-950-29-1879-2

