

Z = 4, berilio, Be

Uno de los elementos más tóxicos conocidos

CE: $1s^2 2s^2$; PAE: 9,0122; PF: 1287 °C; PE: 2970 °C; densidad: 1,848 g/cm³; χ (Pauling): 1,57; EO: 0, +1, +2; isótopos más estables: ⁷Be, ⁹Be, ¹⁰Be, año de descubrimiento: 1798 (Louis Nicolas Vauquelin, Francia).

El mineral berilo, que es un ciclosilicato de berilio y aluminio ($\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$), se conoce desde la antigüedad en diversas formas. Esta sal es incolora, pero diferentes impurezas confieren al berilo colores diversos que caracterizan una serie de piedras semipreciosas o preciosas (Figura 1), como el aguamarina (azul, debido a impurezas de Fe^{2+}), el heliodoro (el berilo más abundante cuyo nombre alude a su color amarillo miel debido a impurezas de Fe^{3+}), la morganita o berilo rosa (cuyo color viene causado por impurezas de Mn^{2+}), la esmeralda (verde, color producido por impurezas de Cr y a veces V) o la bixbita o esmeralda roja (cuyo color se debe a impurezas de Mn^{3+}).

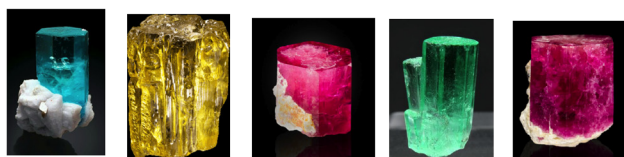


Figura 1. Diferentes minerales berilo, de izquierda a derecha: aguamarina, heliodoro, morganita, esmeralda y bixbita

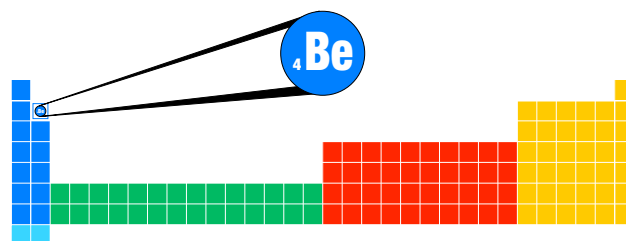
Aunque el elemento Be fue dado a conocer por Vauquelin a finales del siglo XVIII, no sería aislado hasta 30 años más tarde por Friedrich Wöhler y Antoine Bussy, independientemente.

El elemento berilio es bastante singular, tanto en lo que respecta a sus propiedades físicas como químicas. Es uno de los metales más ligeros que existen, unas tres veces menos denso que el Al; pero al mismo tiempo tiene uno de los puntos de fusión más altos entre los metales ligeros y una magnífica conductividad térmica. También es excepcional su óxido, ya que es un conductor térmico mejor que cualquier no metal, si se exceptúa el diamante, y su formación por oxidación superficial del metal le confiere a éste una alta resistencia al rayado, impidiendo además que el berilio arda cuando se funde.

Parte de las aplicaciones del Be están relacionadas con su ligereza y estabilidad, por lo que se utiliza en la fabricación de giróscopos, de elementos de relojería. También se ha utilizado mucho en reactores nucleares, como moderador de neutrones, o en la litografía de Rayos-X para la producción de circuitos integrados. En este sentido quizás su aplicación más llamativa sea la de los espejos primarios del telescopio espacial James Webb, fabricados en Be recubierto de oro.

Una gran variedad de sus aplicaciones tecnológicas está basada en las aleaciones cobre-berilio, en las que la presencia de un 2 % de este último le confiere a la aleación una resistencia seis veces mayor que la del cobre puro, proporcionando un material ideal en instrumentos de precisión, partes móviles de aeronaves, entre otras aplicaciones.

Los átomos Be son sistemas de capa cerrada, al igual que los gases nobles. No obstante el Be es mucho más reactivo



que éstos ya que la separación energética entre el último orbital lleno (2s) y el primero vacío (2p) es mucho menor que en los gases nobles en los que el primer orbital vacío disponible pertenece a la capa electrónica siguiente. Sin embargo esta configuración electrónica está en la base de otra de las singularidades del Be: la muy baja estabilidad de su dímero, Be_2 , que tiene una energía de disociación de solo unos pocos kJ/mol. De hecho, la teoría de orbitales moleculares predice que el Be, como es el caso para los gases nobles, no debería formar moléculas estables en el estado fundamental, si bien cálculos mecanocuánticos muy precisos prueban que los efectos de correlación electrónica son responsables de la existencia de un dímero muy débilmente enlazado.^[1]

Otra característica esencial del Be y por ende de sus compuestos es ser un sistema deficitario en electrones, al tener completamente vacíos en su capa electrónica los orbitales 2p. Eso convierte al Be y a sus derivados en fuertes ácidos de Lewis, capaces de formar fuertes enlaces dativos con todo tipo de dadores electrónicos. Este rasgo confiere a estos derivados la capacidad de cambiar drásticamente la reactividad de otras especies unidas a ellos, pudiendo por ejemplo convertir una base convencional como la anilina en un superácido.^[2] Las interacciones con derivados de berilio facilitan también la formación de pares iónicos en fase gas o la formación espontánea de radicales.^[3] La presencia de centros de Be físicamente próximos, como en los 1,8-derivados del naftaleno, hace que estos sistemas tengan una gran afinidad electrónica o la capacidad de comportarse como verdaderas esponjas de aniones.^[3]

Dentro de las peculiaridades del Be y de sus derivados se encuentra su alta toxicidad, ya que es uno de los elementos más tóxicos que se conocen. La inhalación produce (por encima de 1.000 $\mu\text{g}/\text{m}^3$) lo que se conoce como beriliosis, que en un número no despreciable de casos es mortal, al afectar a los pulmones y el corazón. Hoy en día parece también estar bien establecido que la exposición prolongada al polvo de berilio puede causar cáncer de pulmón.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. El Khatib, G. L. Bendazzoli, S. Evangelisti, W. Helal, T. Leininger, L. Tenti, C. Angeli, Beryllium dimer: A bond based on non-dynamical correlation, *J. Phys. Chem. A*, **2014**, *118*, 6664–6673.
- [2] M. M. Montero-Campillo, P. Sanz, O. Mó, M. Yáñez, I. Alkorta and J. Elguero, Alkaline-earth (Be, Mg and Ca) bonds at the origin of huge acidity enhancements, *Phys. Chem. Chem. Phys.*, **2018**, *20*(4), 2413–2420.
- [3] M. M. Montero-Campillo, O. Mó, M. Yáñez, I. Alkorta and J. Elguero, Non-covalent interactions, Chapt. 3. The beryllium bond, *Adv. Inorg. Chem.*, **2019**, *73*, 73–121.

MANUEL YÁÑEZ
Departamento de Química. Facultad de Ciencias,
Universidad Autónoma de Madrid,
Cantoblanco, 28049-Madrid
manuel.yanez@uam.es