

Z = 27, cobalto, Co

El elemento químico de los “duendes”

CE: [Ar] 3d⁷4s²; PAE: 58,933; PF: 1495 °C; PE: 2927 °C; densidad: 8,9 g/cm³; χ (Pauling): 1,88; EO: -3, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5; isótopo más estable: ⁵⁹Co; año de aislamiento: 1735 (George Brandt, Suecia).

El cobalto fue aislado por primera vez en 1735 por el químico y mineralogista sueco George Brandt a partir del mineral esmaltina (Co₃As₂), que se empleaba en la preparación de vidrios y esmaltes de color azul intenso. Este mineral de color azulado, que parecía contener cobre, era detestado por los mineros por considerarlo tóxico y de escaso valor al no conseguir obtener cobre a partir de él. Lo denominaban *kobold* (del alemán, que significa diablillo) ya que pensaban que se trataba de un mineral embrujado por los duendes que vivían en el interior de la tierra.

El reconocimiento del cobalto como nuevo elemento no fue aceptado hasta que fue confirmado por el también químico y mineralogista sueco Torbern O. Bergmann en 1780.^[1,2]

El cobalto es de color gris azulado (Figura 1),^[3] y al igual que hierro y níquel, es ferromagnético y posee una dureza similar a la de estos. Tiene la temperatura de Curie más alta conocida, 1400 K. Como todos los metales de transición, forma compuestos e iones complejos coloreados. No se ve afectado por el aire y el agua en condiciones normales y es atacado débilmente por HCl y H₂SO₄. El HNO₃ diluido lo disuelve, pero el concentrado hace que se pasivice.

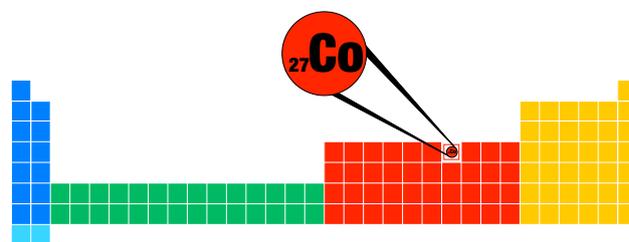
Se presenta en la naturaleza en minerales en forma de arseniuros, sulfoarseniuros y sulfuros, entre los que cabe destacar esmaltina (Co₃As₂), cobaltita (CoAsS) o linneita (Co₃S₄). Los compuestos de cobalto más comunes son las sales de Co(II).

Industrialmente se obtiene por tostación del mineral para su transformación en óxido, seguida de una reducción con Al o con H₂. Otra forma de obtención es mediante lixiviación del mineral con amoníaco o con ácido en un autoclave a presión y temperatura elevadas, seguida de una reducción con hidrógeno.^[3]

El ⁶⁰Co es un isótopo artificial radiactivo cuya vida media es de 5,27 años que se desintegra por emisión beta y gamma (1,17 y 1,33 MeV). Se emplea en esterilización de alimentos, en radiografía industrial, como trazador biológico y como fuente de emisión en radioterapia. La sobreexposición a la radiación que emite puede producir cáncer.

Los principales usos del cobalto se encuentran en la fabricación de superaleaciones y aleaciones para motores de aviones y herramientas de corte, imanes (Alnico, Fernico, Cunico, Cunife...), pigmentos azules para vidrios y esmaltes, secante de pinturas, barnices y tintas, carburos cementados, catalizador en la industria petrolífera y, en los últimos años, como componente de las baterías recargables de iones de litio (LCO) para móviles, tabletas y portátiles.^[3]

El cobalto es esencial para la vida en forma de cobalamina o vitamina B12 (Figura 2) que es un compuesto de coordinación de cobalto cuya carencia produce anemia en animales y humanos. Su estructura tridimensional fue determinada en 1958 mediante cristalografía de Rayos X por Dorothy Crowfoot Hodgking.^[4]



El principal país productor y exportador de cobalto es la República Democrática del Congo, que posee los mayores yacimientos del mundo, seguido de Australia, Cuba, Filipinas, Zambia, Rusia y Canadá.^[5]



Figura 1. Algunos fragmentos de cobalto puro (99,9%) refinado por electrólisis, junto a un cubo de 1 cm³ de cobalto de alta pureza (99,8% = 2N8) para comparar (Fotografía de Alchemist-hp, <https://bit.ly/2RZB0B5>, visitada el 13/01/2019)

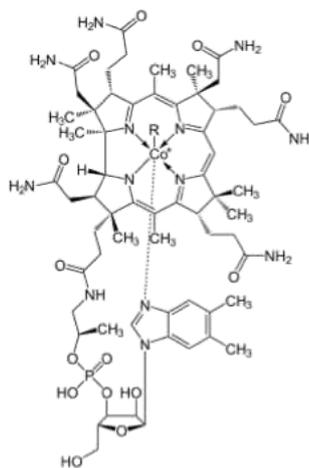


Figura 2. Estructura molecular de la vitamina B12 o cobalamina (Fotografía de NEUROtiker, <https://bit.ly/2CIN3EK>, visitada el 05/01/2019)

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. Babor, J. Ibarz, *Química General* (7.ª ed.), Marín, Barcelona, 1962.
- [2] I. Asimov, *Breve Historia de la Química*, Alianza, Barcelona, 1965.
- [3] F. Ullmann, *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry* (5.ª ed.), vol. 7, VCH, Weinheim, 1986.
- [4] D. Nelson, M. Cox, J., *Principios de Bioquímica*, Omega, Barcelona, 2009.
- [5] A. Kay, Top Cobalt Reserves by Country (<https://bit.ly/2RLEfx5G>, visitada el 07/01/2019).

SERGIO MENARGUES IRLES
Sección Territorial de Alicante de la RSEQ
Universidad de Alicante.
sergio.menargues@ua.es