

Z = 58, cerio, Ce

El elemento químico en el que la tabla periódica se hace tridimensional

CE: [Xe] 4f⁵d¹6s²; PAE: 140,12; PF: 795 °C; PE: 3360 °C; densidad: 6,69 g/cm³; χ (Pauling): 1,12; EO: +1, +2, +3, +4; isótopos más estables: ¹³⁶Ce, ¹³⁸Ce, ¹⁴⁰Ce, ¹⁴²Ce; año de aislamiento: 1803 (Jöns Jacob Berzelius y Wilhelm Hisinger, Suecia; Martin Heinrich Klaproth, Alemania).^[1]

El cerio fue identificado por los químicos suecos Jöns Jacob Berzelius y Wilhelm Hisinger en 1803. En 1751, Axel Cronstedt había encontrado un mineral anormalmente denso en una mina de la isla de Vestmanland (Suecia). Axel envió una muestra a Carl Wilhelm Scheele, quien se limitó a determinar que el mineral no contenía un nuevo elemento. Más tarde, Hisinger patrocinó los estudios de Berzelius en el Instituto Karolinska (Estocolmo, Suecia) y juntos identificaron el nuevo elemento, al que dieron el nombre de cerio, en honor al recién descubierto asteroide Ceres (1801). Este planeta recibió el nombre de la diosa romana de la agricultura, las cosechas y la fecundidad.^[2]

El cerio es el elemento más abundante de las denominadas tierras raras (lantánidos, escandio e ytrio). De hecho, es casi tan abundante como el cobre en la corteza terrestre. Ocupa la posición, después del lantano, en la que la tabla periódica se hace “tridimensional”, comenzando el llenado de los orbitales f. En la naturaleza se encuentra formando parte de varios minerales como bastnaesita (carbonato y fluoruro), cerita (silicato) o monazita (fosfato), junto con otras tierras raras menos abundantes (Figura 1).

El cerio metálico, de color gris, se oxida lentamente en contacto con el aire perdiendo el brillo debido a la capa de óxido que se deposita en su superficie (Figura 1). En forma de polvo es muy reactivo. Forma una aleación con hierro que por frotamiento en una superficie rugosa produce chispas. Este sólido es la piedra de los mecheros. La alta reactividad del cerio se debe a su fuerte carácter electropositivo. El CeO₂ es muy estable y es un material muy duro, por lo que se utiliza para pulir dispositivos microelectrónicos, pantallas electrónicas, lentes y otros materiales ópticos.

Una de las aplicaciones del elemento 58 que más repercute en nuestra vida cotidiana es su uso como catalizador en la industria petroquímica. Zeolitas dopadas con óxidos de cerio y lantano son utilizadas en el craqueo del petróleo y, combinado con metales preciosos como el platino, transforma los gases contaminantes procedentes de la combustión de los combustibles fósiles en N₂, CO₂ y H₂O. Estas aplicaciones se deben a la interconversión Ce(III)/Ce(IV), única entre el resto de los lantánidos. Pero lo que realmente hace interesantes



Figura 1. Izda.: Cristales de color rosa anaranjado de monacita-(Ce) y cuarzo de Bolivia de aproximadamente 5 mm de longitud (<https://bit.ly/2BSrAJF>, visitada el 25/03/2019). Dcha.: Cristal de cerio metálico (<https://bit.ly/20mciBw>, visitada el 25/03/2019)

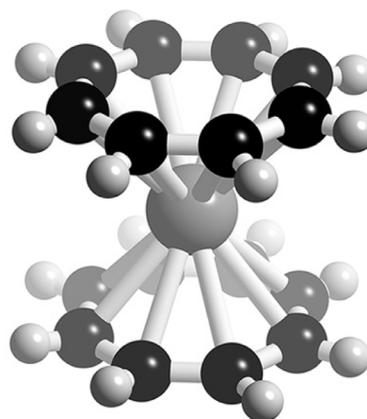
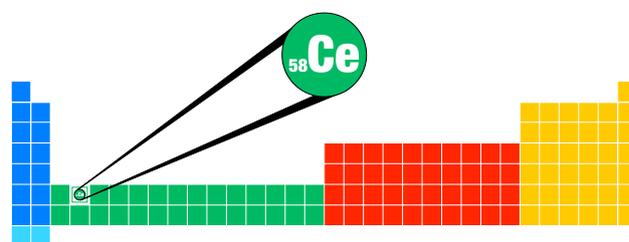


Figura 2. Estructura del ceroceno (<https://bit.ly/2uoYeyd>, visitada el 25/03/2019)

ciertos derivados a ojos del químico es su controvertida estructura electrónica. Realmente el CeO₂ contiene algo menos de dos oxígenos. La superficie está llena de imperfecciones o huecos, lo que provoca una gran movilidad iónica.^[3] Los análisis de rayos X del óxido, muestran que realmente el cerio está atrapado entre las dos configuraciones Ce(III) y Ce(IV), situación permitida por la mecánica cuántica, pero insostenible según el concepto de estado de oxidación clásico. La misma situación se encuentra en ciertos derivados sintéticos como el ceroceno, un complejo organometálico de tipo sándwich (Figura 2). El ceroceno es un ejemplo paradigmático de cómo el concepto formal de estado de oxidación no puede explicar la naturaleza de la molécula.

Si bien es cierto que el cerio se puede encontrar en cualquier laboratorio de química orgánica como oxidante de transferencia monolectrónica en forma de nitrato de cerio y amonio (NH₄)₂[Ce(NO₃)₆], no lo es menos que aún falta mucho por hacer en la química de coordinación de este elemento.

Sin lugar a dudas, el elemento que “echa chispas” y que nos ayuda a mantener el aire de las ciudades más limpio oculta todavía nuevas propiedades y aplicaciones, que se descubrirán en un futuro no muy lejano.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. J. Berzelius, W. Hisinger, *Neues allg. Journal der Chemie*, **1803**, *1*, 115–149.
- [2] Cerium, Periodic table, RSC, rsc.li/2GMV3lf, visitada el 21/02/2019.
- [3] A. Trovarelli (ed.), *Catalysis by Ceria and related materials*, Cap. 2, Catalytic Science Series, vol. 2, Imperial College Press, Londres, 2002, p. 16.
- [4] C. H. Booth, M. D. Walter, M. Daniel, W. W. Lukens, R. A. Andersen, *Phys. Rev. Lett.*, **2005**, *95*, 267202–267204.

MARÍA DEL CARMEN DE LA TORRE
Instituto de Química Orgánica General
Consejo Superior de Investigaciones Científicas
mc.delatorre@csic.es