

# Z = 55, cesio, Cs

## El elemento que define el tiempo (y el espacio) en la era atómica

CE: [Xe] 6s<sup>1</sup>; PAE: 132,91; PF: 28,5 °C; PE: 671 °C; densidad: 1,93 g/cm<sup>3</sup>;  $\chi$  (Pauling): 0,79; EO: -1, 0, +1; único isótopo natural: <sup>133</sup>Cs; año de descubrimiento: 1860 (Robert Bunsen y Gustav Kirchhoff, Heidelberg, Alemania).

El cesio (*caesium* en inglés según la IUPAC) fue descubierto por el químico Robert Bunsen y el físico Gustav Kirchhoff a partir del estudio espectroscópico de minerales. Como pioneros en la espectroscopia de llama (en mechero Bunsen), descubrieron dos líneas azules inesperadas, en el análisis de agua mineral que contenía litio, sodio, potasio, calcio y estroncio. Ninguna sustancia conocida tenía este espectro, y propusieron el nombre de *caesius* (Cs), que es el que en la antigüedad se daba al color azul brillante de la parte más alta del firmamento.<sup>[1]</sup>

A pesar de muchos intentos, Bunsen no fue capaz de aislar el Cs metálico (aunque sí aisló el Rb, descubierto al mismo tiempo), pero preparó varias sales del elemento, como el carbonato. En 1862, Carl Setterberg consiguió obtener Cs metálico por electrodeposición a partir de una disolución de una mezcla de cianuro de cesio y bario.<sup>[1]</sup>

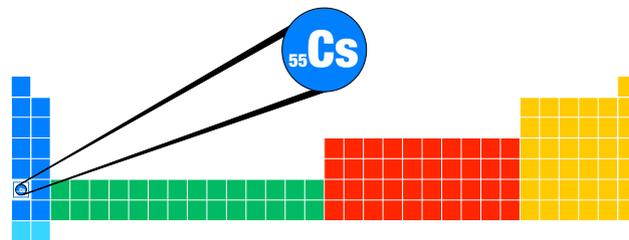
El cesio es el elemento estable más electropositivo de toda la tabla periódica. Es un metal blando de color dorado brillante (Figura 1). Funde a tan sólo 28 °C y su reactividad es la típica y extrema de los metales alcalinos.

<sup>133</sup>Cs es el único isótopo natural. Se puede encontrar sustituyendo a otros cationes alcalinos en varios minerales, como la avogradita, (K,Cs)BF<sub>4</sub>, pero su única fuente de extracción comercial es la pollucita, (Cs,Na)<sub>2</sub>(Al<sub>2</sub>Si<sub>4</sub>O<sub>12</sub>)·2H<sub>2</sub>O.<sup>[2]</sup> Al nivel de consumo actual, hay reservas de mineral para varios miles de años, casi exclusivamente concentradas en Canadá. El cesio se extrae de la pollucita por varios métodos, siendo la digestión ácida el más utilizado. Durante este proceso, la pollucita se digiere en ácido concentrado (por ejemplo, HCl) a alta temperatura, obteniéndose CsCl como producto principal. El Cs metal se obtiene por reducción del haluro con calcio o bario entre 700 y 800 °C, donde el Cs metal se recoge puro mediante destilación.

Se conocen más 30 radioisótopos artificiales, todos ellos producto de reacciones de fisión nuclear, en armas o reactores nucleares. Estos isótopos aparecen en la atmósfera a partir



Figura 1. Muestra policristalina de Cs elemental en Ar<sup>[4]</sup>



de 1945, con el inicio de las pruebas nucleares. La mayoría tienen vidas medias de menos de dos semanas, salvo <sup>134</sup>Cs (2,1 años), <sup>135</sup>Cs (2,3 millones de años), y el radioisótopo más habitual <sup>137</sup>Cs (30 años). Dada su alta solubilidad en agua, el <sup>137</sup>Cs es uno de los contaminantes radiactivos más peligrosos en zonas de catástrofe, como Chernóbil o Fukushima, alcanzando alta penetración en la biosfera, y en la cadena trófica.<sup>[3]</sup> En caso de contaminación, incluso ingestión, el remedio recomendado es la utilización de azul de Prusia como agente secuestrante, ya que atrapa selectivamente el cesio en los huecos tetraédricos de su estructura cúbica.

El cesio tuvo interés industrial a partir de 1920 cuando comenzó a utilizarse en la preparación de tubos de vacío, como agente encargado de eliminar cualquier traza restante de oxígeno. En la actualidad, la mayor aplicación de Cs no radiactivo es como fluido de formación en las explotaciones petrolíferas. Soluciones concentradas acuosas de formiato de cesio (CsHCO<sub>2</sub>) se utilizan para lubricar los dientes de las perforadoras, y mantener la presión durante el proceso de perforación e instalación de los pozos.<sup>[2]</sup> Otras aplicaciones industriales incluyen su uso como aditivo para vidrio de alta calidad óptica, como componente de materiales fotoactivos (desde láseres a fotodetectores), o para mejoras de procesos de conversión catalítica.

En la década de 1950, la frecuencia de la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del <sup>133</sup>Cs,  $\nu = 9192631770$  Hz, se adoptó como definición universal de la unidad de tiempo internacional.<sup>[5]</sup> Los relojes atómicos de Cs utilizan como referencia esta transición, llegando a una precisión de 1 segundo en 100 millones de años.

Finalmente, el <sup>137</sup>Cs se utiliza a nivel comercial como fuente de radiación. Algunas de sus aplicaciones incluyen fines médicos (radioterapia); la esterilización de materiales (desde alimentos a residuos, o material quirúrgico); el control de nivel de fluidos en procesos industriales; y medidas de densidad y humedad en materiales de construcción.

### BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, The discovery of the elements. XIII. Some spectroscopic discoveries, *J. Chem. Educ.*, **1932**, *9*, 1413–1434.
- [2] W. C. Butterman, W. E. Brooks, R. G. Reese, Jr., Cs in *USGS mineral commodity profiles*, Open file report, 2004, p. 1432.
- [3] M. Murakami, N. Ohte, T. Suzuki, N. Ishii, Y. Igarashi, K. Tanoi, Biological proliferation of cesium-137 through the detrital food chain in a forest ecosystem in Japan, *Sci. Rep.*, **2014**, *4*, 3599, 1–5.
- [4] Fotografia de Dennis "S. K.", CC BY 3.0, <https://bit.ly/2HGagvz>, fecha: 20 de diciembre de 2011.
- [5] W. Markowitz, R. Glenn Hall, L. Essen, J. V. L. Parry, Frequency of cesium in terms of ephemeris time, *Phys. Rev. Lett.*, **1958**, *1*, 105–107.

JOSÉ RAMÓN GALÁN MASCARÓS  
Institute of Chemical Research of Catalonia (ICIQ)  
[jrgalan@icqi.es](mailto:jrgalan@icqi.es)