

Z = 11, sodio, Na

Un elemento imprescindible para la vida

CE: [Ne] 3s¹; PAE: 22,99; PF: 97,8 °C; PE: 892 °C; densidad: 0,97 g/cm³; χ (Pauling): 0,93, EO -1, +1 isótopo más estable: ²³Na; año de aislamiento 1807 (Humphry Davy, Londres, Inglaterra).

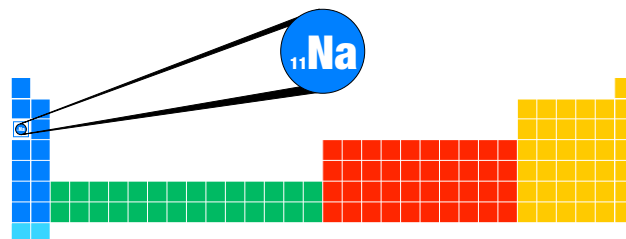
El sodio, el elemento de número atómico 11 de la tabla periódica, es imprescindible para la vida; entre otros aspectos, la “bomba sodio-potasio” es el motor de las células vivas. Se trata de una proteína que facilita el transporte de los iones sodio y potasio a través de la membrana celular.

Dos sustancias que ya se utilizaban en el antiguo Egipto han dado lugar al símbolo y al nombre del sodio. En la zona norte del Delta del Nilo (Egipto), existen ocho lagos productores de sal (mezcla de carbonato y bicarbonato de sodio, cloruro de sodio y sulfato de sodio) cuyas propiedades extraordinarias para conservar los cadáveres (momificación) y para la limpieza hizo que se considerara como de origen divino y se le designara en árabe por *nTrj*, que se tradujo a otros idiomas como *natrón*, y de este nombre procede la palabra latina *natrium* y el símbolo Na. La otra sustancia procedía de las cenizas de las plantas, que según su origen terrestre o marino, son ricas en carbonato de potasio o de sodio y que en árabe se designaban con la palabra *sudā* que se transcribió por *soda*. Se distinguían dos tipos de soda una que servía para limpiar (carbonato de sodio) y otra para cocinar (bicarbonato). La soda con vinagre aparece en Jeremías como remedio para la garganta, una mezcla con soda para el dolor de cabeza que se llamó *sodanum* de la que Humphry Davy (1778-1829) acuñó la palabra sodio, pero no partió de *natrium* porque esta palabra se utilizaba para el nitrato de potasio.^[1,2]

La corteza terrestre contiene 2,27 % de sodio, siendo el séptimo elemento más abundante en la Tierra y el quinto metal más abundante, detrás de aluminio, hierro, calcio y magnesio y delante del potasio.^[2] Al ser un elemento muy activo se encuentra siempre en forma de compuestos que están ampliamente difundidos en la naturaleza. Forma parte de las rocas constituidas por silicatos muy complejos como los feldespatos que al desintegrarse pasan a formar parte de compuestos solubles que la mayor parte terminan en el mar y por eso el agua del mar y algunos lagos tienen una gran proporción de cloruro de sodio y es uno de los yacimientos importantes de este compuesto que se extrae por evaporación en las salinas.

Existen yacimientos en todo el mundo de sales de sodio como sulfato de sodio (glauberita), tetraborato de sodio (bórax), carbonato de sodio (trona), nitrato de sodio (salitre) y cloruro de sodio (sal de roca o natrón) entre los más importantes se pueden citar los de California (Estados Unidos), Stassfurt y Sperenberg (Alemania).

Los compuestos de sodio se conocían y se utilizaban desde tiempos muy remotos, sin embargo el sodio, debido a su actividad, no se pudo aislar hasta principios del siglo XIX cuando se descubrió la electrólisis. Humphry Davy se dio cuenta de que al hacer la electrólisis de disoluciones acuosas de sales, bases, etc., siempre se descomponía el agua. Para eliminar el agua intentó descomponer las sus-



tancias sólidas con pilas de Volta muy potentes sin ningún éxito, porque no conducían la electricidad por lo que optó por fundirlas. Comenzó fundiendo la potasa cáustica (KOH) en una cuchara de platino. Al someterla a la acción de la pila en el cátodo se produjo una llama muy intensa. Repitió la operación de forma que la pila se conectara a la sustancia fundida y comprobó que aparecían unos glóbulos metálicos tan brillantes como si fueran de mercurio. Algunos se quemaban rápidamente y otros se recubrían de una capa blanca. Estaba claro que había conseguido aislar el potasio, el 6 de octubre de 1807 y, en el mismo año, aisló el sodio a partir de la sosa cáustica (NaOH).^[2,3]

El método actual de obtención industrial sigue siendo la electrólisis del cloruro de sodio fundido con cloruro de calcio en la celda de Downs. La celda consiste de un ánodo de carbón (donde se produce el cloro) rodeado por un cátodo de hierro (donde se genera el sodio) [bit.ly/2GeeAIR].

El sodio tiene brillo metálico, aspecto similar a la plata, pero solo recién cortado porque, como es muy activo en contacto con el aire, rápidamente reacciona convirtiéndose en óxido, hidróxido o carbonato. Es muy blando y fácil de cortar (Figura 1),^[4] muy poco denso (algo menos que el agua, 0,97 g/cm³ a 20 °C). Se produce industrialmente a gran escala porque se utiliza en la elaboración de numerosos compuestos orgánicos. También se ha utilizado como refrigerante en algunos reactores nucleares. La química del sodio está dominada por la pérdida de un electrón para formar el catión Na⁺. Sus compuestos tienen múltiples aplicaciones industriales.



Figura 1. Corte de una barra de sodio (izda.) y su aspecto recién cortada^[4]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, *Discovery of the elements*, 6.^a ed., Ed. Journal of Chemical Education, Easton, EE. UU., 1956, pp. 464–495.
- [2] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*, 1.^a ed., Pergamon Press, Oxford, 1985, pp. 75–77.
- [3] H. Davy, The Bakerian Lecture, *Phil. Trans. R. Soc. Lond.*, **1808**, 98, 1–44.
- [4] M. Martín, M. T. Martín, F. Sotres, I. Paz, G. Pinto, Reacción entre el sodio y el agua: una demostración experimental para ilustrar fenómenos físicos y químicos, *Rev. Esp. Fis.*, **2015**, 29 (2), 33–40.

MANUELA MARTÍN SÁNCHEZ
Grupo de Didáctica e Historia de las RSEF y RSEQ
manuelamartinsanchez@gmail.com