

Z = 7, nitrógeno, N

Un elemento esencial para la química de la vida

CE: [He] 2s²2p³ ; PAE: 14,007; PF: -210,0 °C ; PE: -195,8 °C; densidad (gas, a 0° y 1 atm): 1,2506 g/L; χ (Pauling): 3,04; EO: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5; isótopos más estables: ¹⁴N, ¹⁵N; año de aislamiento: 1772 (Daniel Rutherford, Edimburgo).

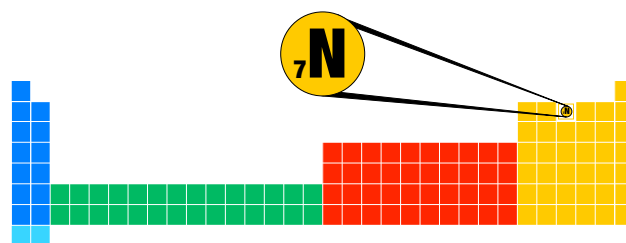
En el Antiguo Egipto se obtenía cloruro amónico al calentar orina con sal; posteriormente los alquimistas le dieron el nombre de sal amonia. Los primeros que se percataron de que el nitrógeno era una sustancia distinta que el aire, fueron en 1760 Henry Cavendish y Joseph Priestley, que comprobaron que en su seno no se mantenía la llama y un ratón moría, al igual que demostró Daniel Rutherford en 1772 y, además, sugirió que era un elemento.^[1, 2] El nombre de nitrógeno proviene del griego “*nitron*”, por su presencia en el *nitro* (KNO₃, salitre) y “*gener*” (generación). Fue acuñado en francés, “*nitrogène*”, por el químico Jean Antoine Chaptal (1756-1832) en 1790. En condiciones ordinarias de presión y temperatura es un gas, incoloro, inodoro e insípido. Lavoisier (1743-1794), lo denominó “*aire mefítico*” y, posteriormente, “*azole*” (del griego, *a*: sin y *zoe*: vida), de donde viene su nombre actual en francés (*azote*). Abunda en la atmósfera terrestre en forma de nitrógeno molecular, N₂ (78,08 % en volumen y 75,0 % en masa). En la litósfera (0,02 % en masa), se encuentra combinado en forma de KNO₃ (salitre) y NaNO₃ (nitro de Chile). En el cuerpo humano, está presente en un 3 % en masa. Industrialmente se obtiene por destilación fraccionada del aire líquido. La pequeña porción de oxígeno presente en la fracción, se elimina por combustión, bien de carbono o de cobre al rojo.

Forma parte de muchos compuestos a pesar de la inercia química de sus moléculas, N≡N, cuyo enlace posee una fortaleza de 946 kJ/mol. Se encuentra en gran diversidad de productos inorgánicos: amoníaco, óxidos de nitrógeno, nitratos y nitritos, y orgánicos: aminas, amidas, nitrilos, alcaloides, azocompuestos, porfirinas, aminoácidos, péptidos, proteínas, ácidos nucleicos, etc. Los óxidos de nitrógeno se pueden encontrar en la atmósfera, procedentes del tubo de escape de los coches. El NO generado en los organismos vivos tiene una función importante en la circulación sanguínea y como neurotransmisor.

El nitrógeno en la atmósfera tiene una importancia fundamental como diluyente del oxígeno. Inhibe la respiración en ausencia de oxígeno, situación que el organismo no puede detectar. Por ello, se le conoce como “*pnictóge-*



Figura 1. Nitrógeno líquido^[4]



nos”, que proviene de la palabra griega que significa “asfixiarse” o “estrangular”. Es el responsable de las espectaculares coloraciones de las auroras boreales.^[3]

En la industria, se emplea para conseguir atmósferas inertes en electrónica y en la conservación de alimentos, en la del acero y en otras muchas. También se utiliza como propelente en el sistema de seguridad “*airbag*” de los automóviles. El nitrógeno líquido se usa como refrigerante para almacenar y conservar diversos materiales utilizados en investigaciones médicas y en otras tecnologías (Figura 1). Se emplea también para quemar criogénicamente granos y vengras.^[4] Compuestos derivados de nitrógeno forman parte de medicamentos como anestésicos, antibióticos, relajantes, ansiolíticos, analgésicos, inmunosupresores, hipotensores arteriales, etc.; de insecticidas, herbicidas, fungicidas, etc. Un alto porcentaje del nitrógeno obtenido es para sintetizar amoníaco, siguiendo el proceso de Haber y de él, el ácido nítrico. Estos dos compuestos son el punto de partida de la industria de muchos abonos, colorantes, fibras y explosivos.

El nitrógeno es un componente fundamental de todos los organismos vivos y su proporción en la atmósfera se mantiene prácticamente constante gracias al “ciclo del nitrógeno”, serie compleja de reacciones por las que el nitrógeno lento pero continuamente, pasa por la litósfera, la hidrósfera y la atmósfera. Los vegetales pueden incorporar el nitrógeno directamente, en forma de nitratos, pero el amoníaco y las sales amónicas, requieren la intervención de las bacterias del suelo, tales como *rhizobium*, que las transforman en nitratos. También se puede convertir en amoníaco, mediante la enzima nitrogenasa de las bacterias que viven en los nódulos radiculares de las leguminosas y libres en el suelo. Por cualquiera de estas rutas, el nitrógeno pasa en los vegetales a formar parte de las proteínas, de los ácidos nucleicos (DNA y RNA), de los alcaloides y de otros muchos tipos de compuestos. Los animales se alimentan de los vegetales sintetizando sus componentes nitrogenados y eliminando los residuos mediante los excrementos, en forma de urea y sales amónicas. Cuando los seres vivos mueren, las bacterias que promueven la putrefacción, convierten sus componentes nitrogenados en amoníaco o en otros derivados del nitrógeno. En este ciclo también influyen las descargas eléctricas en la atmósfera que producen óxidos de nitrógeno que al final terminan formando parte de los nitratos en el suelo.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, Daniel Rutherford and the discovery of Nitrogen, *J. Chem. Educ.*, **1934**, *11*(2), 101–107.
- [2] J. A. Babor, J. Ibarz, *Química general moderna*, Editorial Marín, Barcelona, 1965, pp. 610–632.
- [3] <https://rsc.li/2dasALK>, visitada el 01/03/2019.
- [4] <https://bit.ly/2XFQRzS>, visitada el 01/03/2019.

JOSÉ MARÍA HERNÁNDEZ HERNÁNDEZ
Universidad de Salamanca

Grupo Especializado de Didáctica e Historia, común a las
Reales Sociedades Españolas de Física y de Química
chemher@gmail.com