

Z = 54, xenón, Xe

El extraño gas noble enfrentado a la aristocracia

CE: [Kr] 4d¹⁰5s²5p⁶; PAE: 131,29; PF: -111,7 °C; PE: -108,1 °C; densidad (gas, a 1 atm y 0 °C): 5,86 g/L; χ (Pauling): 2,6; EO: 0, +1, +2, +4, +6, +8; isótopos más estables: ¹²⁹Xe, ¹³¹Xe, ¹³²Xe, ¹³⁴Xe; año de aislamiento: 1898 (sir William Ramsay y Morris Travers, Londres, Inglaterra).

El xenón (*xenon*, del griego ξένος [xenos] que significa extraño, raro) es un gas noble aislado en 1898 por los científicos británicos sir William Ramsay (premio Nobel de Química en 1904) y Morris Travers en los residuos obtenidos al evaporar los componentes del aire líquido.^[1] Presente a nivel de traza en la atmósfera terrestre (87 ± 1 nL/L), este gas no-inflamable, incoloro e inodoro se obtiene comercialmente como subproducto de la separación del aire licuado en O₂ y N₂ mediante destilación fraccionada. Se estima que en 2017 se produjeron un total de 16.500 m³ con un precio muy superior al de los demás gases nobles (Xe: 10 €/L; Kr: 1 €/L; Ne: 0,2 €/L; Ar: <0,1 €/L) debido a su escasez (de 1 a 6 órdenes de magnitud más escaso que los gases nobles más ligeros).^[2] En la naturaleza existen 8 isótopos estables (^AXe, A = 124, 126, 128–132 y 134), y se han llegado a estudiar 40 isótopos inestables distintos. De estos últimos cabe mencionar: i) su uso como marcadores para datar meteoritos y relacionarlos con la formación del sistema solar y ii) la importancia que tuvo el ¹³⁵Xe como principal fuente de veneno nuclear en el desastre de Chernóbil.

En cuanto a su química, aunque es inerte frente a la mayor parte de las reacciones habituales, al igual que los demás gases nobles, el Xe[PtF₆] preparado por Bartlett en 1962 representa el primer ejemplo de un compuesto formado por un gas noble, evidenciando que la reactividad química de los gases nobles es baja pero no nula. Forma más de 100 compuestos distintos cuando se combina con elementos electronegativos como el flúor o el oxígeno. De forma ocasional, también puede formar enlaces covalentes con el carbono o el nitrógeno, y tal y como demuestra la especie AuXe₄²⁺ es capaz de coordinarse a iones metálicos. El Xe adopta estados de oxidación +2, +4 y +6 en sus diversos fluoruros, siendo el XeF₂ uno de los compuestos de xenón más estables. Este último está disponible comercialmente y se emplea para litografiar microprocesadores de silicio o en la síntesis del 5-fluorouracilo, un medicamento popular para tratar ciertos tipos de cáncer. Los estados de oxidación en los óxidos más habituales son +4, +6 y +8, siendo los dos últimos fuertes agentes oxidantes y explosivos. La disolución del XeO₃ en una base da lugar a su desproporción para formar el oxoanión estable XeO₄⁶⁻ denominado perxenato.^[3]

Cuando se examina un tubo de descarga lleno de Xe, se observa una emisión azul intensa que se extiende hasta el ultravioleta cercano (Figura 1). Por ello, no solo se emplea en los faros de algunos automóviles, proyectores de cine y flashes de cámaras fotográficas, sino también en fotocopiadoras, impresoras, sistemas de bronceado, láseres de rubí o lámparas bactericidas para la preparación y procesado de alimentos. Sin embargo, alrededor del 15 % de su producción mundial se dirige a su uso como anestésico general debido a la escasez de efectos secundarios que este produce. La polarizabilidad del xenón (4 Å³ por los 0,2 Å³ del He) contribuye a su afinidad por los huecos hidrofóbicos

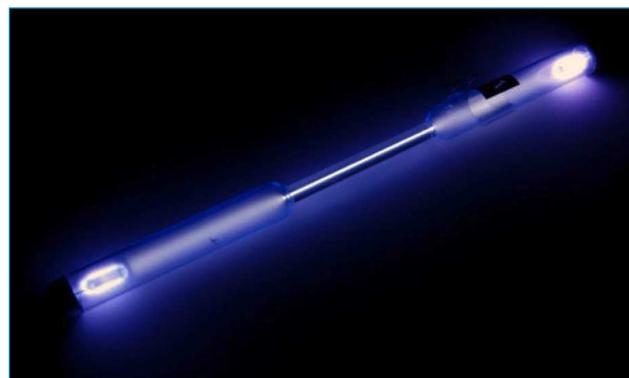
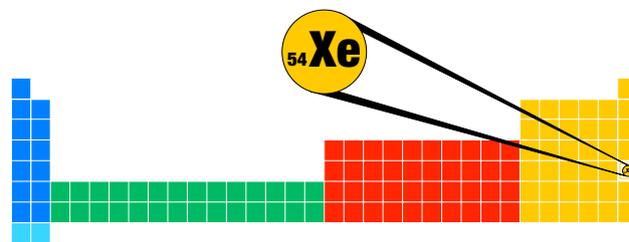


Figura 1. Tubo de descarga lleno de Xe puro^[5]

de las proteínas, hecho relevante no solo para la cristalografía de las mismas, sino también para su uso como sedante. En 1939, Behnke observó que el Xe generaba cierto “estado de embriaguez” en los buzos que practicaban buceo profundo, pero no fue hasta 2007 cuando se comercializó el primer anestésico basado en este elemento (LENOXe). El isótopo radioactivo ¹³³Xe (t_{1/2} = 5,25 días) se produce en reactores nucleares para su posterior uso en tomografías de emisión fotónica (PET) que permiten examinar corazones, hígados y cerebros.^[4]

Entre sus aplicaciones más novedosas se encuentran los motores de propulsión de iones de xenón para viajes espaciales. En 2007, la nave espacial Dawn lanzada por la NASA, cuyo objetivo era analizar la superficie de los asteroides Vesta y Ceres, iba equipada con un motor tipo XIPS en el que átomos de Xe ionizados y acelerados alcanzaban velocidades cercanas a 106 km/h. Se ha comprobado que la tecnología XIPS es capaz de alargar la durabilidad de un satélite de televisión en órbita durante más de 25 años.^[6]

En resumen, mediante su oxidación y/o coordinación, el xenón muestra una versatilidad y aplicabilidad superior a la de los demás gases nobles y parece que este campo aún se encuentra en ciernes.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Xenon, Periodic table, Royal Society of Chemistry, rsc.li/1jrd3AB, visitada el 15/02/2019.
- [2] Xenon gas market: Global industry trends, share, size, growth, opportunity and forecast 2018-2023, bit.ly/2R7mPFz, visitada el 15/02/2019.
- [3] F. A. Cotton, G. Wilkinson, C. A. Murillo, M. Bochmann. *Advanced inorganic chemistry*, 6.ª Ed., Wiley, Nueva York, 1999.
- [4] I. Dmochowski, Xenon out of its shell, *Nature Chem.*, **2009**, *1*, 250–250.
- [5] Xenon, Novaelements, bit.ly/2U4btT8, visitada el 15/02/2019.
- [6] V. K. Rawlin, M. J. Patterson, R. P. Gruber, Xenon ion propulsion for orbit transfer, *NASA/TM*, **1990**, *AIAA-90-2527*.

BENAT ARTETXE ARRETXE
Departamento de Química Inorgánica, Facultad de Ciencia y Tecnología, Universidad del País Vasco, UPV/EHU
benat.artetxe@ehu.es