

Z = 22, titanio, Ti

Un metal casi ideal: fuerte, ligero, resistente y biocompatible, pero caro

CE: [Ar] 3d²4s²; PAE: 47,867; PF: 1668 °C; PE: 3287 °C; densidad: 4,506 g/cm³; χ (Pauling): 1,54; EO: -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4; isótopos más estables: ⁴⁶Ti, ⁴⁷Ti, ⁴⁸Ti, ⁴⁹Ti, ⁵⁰Ti; año de aislamiento: 1887 (Lars Fredrik Nilson y Sven-Otto Pettersson, Suecia).^[1]

El primer mineral de titanio, una arena negra de Cornualles (Gran Bretaña), fue identificado en 1791 por William Gregor, un clérigo inglés y geólogo aficionado, del que extrajo un óxido de un metal desconocido. En 1795, el químico alemán Martin Heinrich Klaproth investigando una turmalina roja de Hungría detectó el óxido de un nuevo elemento, que resultó ser el descrito por Gregor, al que llamó titanio, en alusión los Titanes, los hijos de la diosa Tierra en la mitología griega.^[2]

El titanio se aisló por primera vez, con un 95 % de pureza, por Lars F. Nilson y Otto Pettersson en 1887. En 1910, el metalúrgico neozelandés, Matthew A. Hunter, lo obtuvo con un 99,9 % de pureza en el Instituto Politécnico de Rensselaer en Troy (EE. UU.).^[3]

La obtención del titanio es difícil y costosa. El primer proceso de obtención, el proceso Hunter, implicó la reacción de TiCl₄ con sodio a 850 °C. En 1932, William J. Kroll, metalúrgico luxemburgués, lo mejoró con calcio y en 1940 lo refinó con magnesio en atmósfera de argón. Actualmente, se obtiene vía la cloración del rutilo (TiO₂) o de la ilmenita (FeTiO₃), a 900 °C, para obtener TiCl₄, que se reduce a Ti mediante el proceso Kroll.^[3] La esponja de Ti obtenida se consolida por fusión en argón. Se obtiene mayor pureza con el método de van Arkel-de Boer, cuyo núcleo es la reducción del TiI₄ con un filamento de W a 1200 °C.^[1]

Los compuestos de Ti (II) y de Ti (III) son reductores y se transforman con facilidad en Ti (IV), el estado de oxidación más estable. Desde el punto de vista químico, el Ti es un elemento reactivo en caliente. A baja temperatura, presenta muy buena resistencia a la corrosión, ya que forma una fina capa de TiO₂, y no es atacado por el oxígeno, la humedad, las soluciones alcalinas ni los ácidos diluidos. Sin embargo, se disuelve con ácidos oxidantes concentrados y con álcalis en medio oxidante. Alrededor de los 1000 °C, es muy reactivo: con oxígeno forma el TiO₂; con nitrógeno, el nitruro de titanio (TiN); con carbono, el carburo de titanio (TiC); con halógenos, tetrahalogenuros de Ti.^[2]

Es el noveno elemento más abundante de la corteza terrestre (0,63 % en masa).^[4] Generalmente se encuentra en rocas ígneas, metamórficas y sedimentarias, y nunca sin combinar. Sus principales minerales son el rutilo (TiO₂) y la ilmenita (FeTiO₃), su mayor fuente comercial.^[1,4]

El titanio es un metal plateado, duro y brillante. Presenta dimorfismo: a temperaturas bajas es de forma hexagonal (α) y por encima de los 882 °C, de forma cúbica (β).^[3,4] Tiene excelentes propiedades mecánicas: es más duro, más resistente y más ligero que el acero. Su costosa metalurgia limita sus aplicaciones.

Las aleaciones del titanio se utilizan principalmente en la industria aeroespacial (motores y estructura) y militar (misiles y blindajes) por su baja densidad y alta resistencia. También se emplean en material deportivo (palos

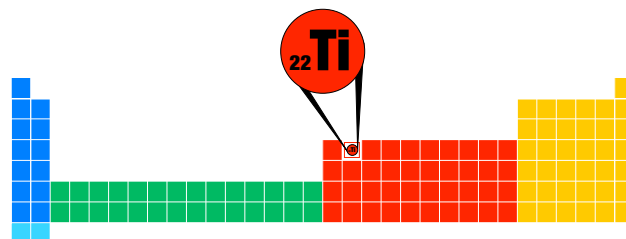


Figura 1. Barra de titanio de alta pureza (99,995 %)^[5]

de golf y bicicletas), ordenadores portátiles, muletas y joyería.^[2]

Su alta resistencia a la corrosión favorece su uso en condensadores de centrales eléctricas, en cascos de barcos y submarinos, así como en ejes de hélices. Su excelente integración ósea y biocompatibilidad permite emplearlo en prótesis articulares, cadera y rodilla, e implantes dentales.

Alrededor de 95 % del titanio se consume como TiO₂. Es el pigmento blanco en pinturas, barnices, plásticos, esmaltes, papel y también en medicamentos, pasta de dientes y en la industria alimentaria (aditivo E171). Al reflejar la radiación IR y absorber la UV, está presente en revestimientos de suelos y techos y en cremas solares.

En química orgánica, el TiCl₄ es uno de los ácidos de Lewis prototípicos. La mezcla de TiCl₄ y Et₃Al (o TiCl₃ y Et₂AlCl) genera especies de Ti(III), los catalizadores de Ziegler-Natta, que polimerizan olefinas a temperaturas y presiones bajas y producen polietileno, polipropileno y polímeros atácticos (Karl Ziegler y Guilo Natta fueron premios Nobel de Química en 1963).^[1,6] La epoxidación de Sharpless de alcoholes alílicos catalizada con un complejo quirral de Ti(IV) demostró que se podía obtener un único enantiómero con un catalizador quirral (Karl Barry Sharpless fue premio Nobel de Química en 2001).^[6]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. D. Lee, *Concise inorganic chemistry*, 5.ª ed., Blackwell Science, 1996, pp. 684–696.
- [2] P. Enghag, *Encyclopedia of the elements*, Wiley-VCH Verlag, 2007, pp. 493–509.
- [3] G. Lütjering, J. C. Williams, *Titanium*, Springer-Verlag, Berlín, 2003.
- [4] *Handbook of extractive metallurgy*, Fathi Habashi ed., vol. II. Wiley-VCH, Weinheim, 1997, pp. 1129–1180.
- [5] Fotografía de Alchemist-hp, fecha: 8 de febrero de 2019.
- [6] M. A. Tarselli, Titanium tales, *Nature Chem.*, **2013**, *5*, 546–546.

FÈLIX URPI TUBELLA
Departament de Química Inorgànica i Orgànica
Universitat de Barcelona
felix.urpi@ub.edu