

Un encuentro con la tabla periódica

Ensayos, cuentos y anécdotas

JESÚS CARLOS RUIZ SUÁREZ
(coordinador)



En 1984 el Fondo de Cultura Económica concibió el proyecto editorial La Ciencia desde México con el propósito de divulgar el conocimiento científico en español a través de libros breves, con carácter introductorio y un lenguaje claro, accesible y ameno; el objetivo era despertar el interés en la ciencia en un público amplio y, en especial, entre los jóvenes.

Los primeros títulos aparecieron en 1986, y si en un principio la colección se conformó por obras que daban a conocer los trabajos de investigación de científicos radicados en México, diez años más tarde de la convocatoria se amplió a todos los países hispanoamericanos y cambió su nombre por el de La Ciencia para Todos.

Con el desarrollo de la colección, el Fondo de Cultura Económica estableció dos certámenes: el concurso de lectoescritura Leamos La Ciencia para Todos, que busca promover la lectura de la colección y el surgimiento de vocaciones entre los estudiantes de educación media, y el Premio Internacional de Divulgación de la Ciencia Ruy Pérez Tamayo, cuyo propósito es incentivar la producción de textos de científicos, periodistas, divulgadores y escritores en general cuyos títulos puedan incorporarse al catálogo de la colección.

Hoy, La Ciencia para Todos y los dos concursos bienales se mantienen y aun buscan crecer, renovarse y actualizarse, con un objetivo aún más ambicioso: hacer de la ciencia parte fundamental de la cultura general de los pueblos hispanoamericanos.

Un encuentro
con la tabla periódica

JESÚS CARLOS RUIZ SUÁREZ
(coordinador)

Un encuentro con la tabla periódica

Ensayos, cuentos y anécdotas



Primera edición, 2024

[Primera edición en libro electrónico, 2024]

Ruiz Suárez, Jesús Carlos (coord.)

Un encuentro con la tabla periódica. Ensayos, cuentos y anécdotas / coord. Jesús Carlos Ruiz Suárez. — México : FCE, Conahcyt, 2024

498 p. : ilus. ; 21 × 14 cm — (Colec. La Ciencia para Todos ; 262)

ISBN 978-607-16-8374-8 (FCE)

ISBN 978-607-8273-40-9 (Conahcyt)

1. Tabla periódica de los elementos – Historia 2. Elementos químicos – Historia
3. Química – Historia 4. Ciencia – Historia 5. Divulgación científica I. Ser. II. t.

LC QD467

Dewey 508.2 C569 V. 262

Distribución mundial

Esta publicación forma parte del proyecto “Plataformas de difusión científica: narrativas transmedia para México” del Instituto de Investigaciones Dr. José María Luis Mora, apoyado por el Conahcyt en el año 2023.



La Ciencia para Todos es proyecto y propiedad del Fondo de Cultura Económica, al que pertenecen también sus derechos. Se publica con los auspicios de la Secretaría de Educación Pública y del Consejo Nacional de Humanidades, Ciencias y Tecnologías.

D. R. © 2024, Fondo de Cultura Económica
Carretera Picacho-Ajusco, 227; 14110 Ciudad de México
www.fondodeculturaeconomica.com
Comentarios: editorial@fondodeculturaeconomica.com
Tel.: 55-5227-4672

Diseño de portada: Laura Esponda Aguilar, elaborada con imágenes de iStock
Fotografía: Cucu Remus

Se prohíbe la reproducción total o parcial de esta obra, sea cual fuere el medio, sin la anuencia por escrito del titular de los derechos.

ISBN 978-607-16-8374-8 (FCE)
ISBN 978-607-8273-40-9 (Conahcyt)
ISBN 978-607-16-8632-9 (electrónico-pdf)

Impreso en México • *Printed in Mexico*

AGRADECIMIENTOS

Este libro nació a raíz de una idea expresada por María del Jesús Rosales Hoz. “Carlos —me dijo en 2018—, ahora que se avecina 2019, en el que se conmemorará el año internacional de la tabla periódica, ¿no crees que sería interesante hacer un libro sobre los elementos químicos, escrito por muchos de nosotros?” Helo aquí, querida Mary.

Además de los autores y las autoras que contribuyeron con su contenido, otras dos personas lo hicieron realidad: Graciela Karina Galache Meléndez e Hiram Torres Rojo. Durante cada semana de aquel 2019 en el que esta obra se iba formando, estuvieron siempre presentes revisando textos y diseños.

2019: AÑO INTERNACIONAL DE LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

RODRIGO PATIÑO*



En la Conferencia General del 2 de noviembre de 2017, la Organización de las Naciones Unidas para la Educación, la Ciencia y la Cultura (UNESCO) proclamó 2019 como el Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos, en memoria del trabajo propuesto por el científico ruso Dmitri I. Mendeléiev en 1869.

Esta conmemoración da continuidad a años internacionales anteriores: de la Física (2005), de la Astronomía (2009), de la Química (2011), de la Cristalografía (2014) y de la Luz y las Tecnologías Basadas en la Luz (2015), como una manera de fortalecer los esfuerzos de la cooperación global para promover la educación y el desarrollo de las ciencias químicas y físicas. En esta ocasión también se busca reconocer a las ciencias fundamentales como pilares de la humanidad para cumplir con la Agenda 2030 de las Naciones Unidas para el Desarrollo Sostenible.

Muchos otros onomásticos se han añadido a esta celebración. Por ejemplo, se recuerdan los trabajos del sabio musulmán Jabir ibn Hayyan para aislar los elementos arsénico y anti-

* Investigador del Cinvestav, Unidad Mérida. Se interesa por el estudio interdisciplinario; participa de manera activa como profesor de programas de posgrado y también en actividades de difusión y divulgación de la ciencia. Correo: rodrigo.patino@cinvestav.mx.

monio, hace unos 1200 años, y del alquimista alemán Hennig Brand para descubrir el elemento fósforo hace 350 años (en 1669). También se conmemoran los 230 años de la publicación del *Tratado elemental de química* (en 1789), del francés Antoine Lavoisier, considerado por muchos el padre de esta ciencia natural; dicho tratado introduce el concepto de *elemento químico* y realiza una clasificación de 33 elementos conocidos hasta esa época. Se rememoran además los 190 años del trabajo publicado por el químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner en 1829, en el que clasifica los elementos en tríadas o grupos de tres, en función de su masa atómica y de sus propiedades análogas. Finalmente, se celebran los 80 años del descubrimiento del elemento francio por la física francesa Marguerite Perey en 1939, así como los recientes descubrimientos y denominaciones de cuatro elementos sintéticos: nihonio, moscovio, teneso y oganesón.

La tabla periódica de los elementos químicos es la columna vertebral de la química moderna: constituye la base para la comprensión de la estructura de la materia y sus cambios, pero además es un ejemplo claro de la sistematización de la ciencia y la colaboración internacional. La tabla periódica no sólo atañe al desarrollo de la química, sino también es vital en otras áreas de la ciencia, como la física y la biología, pues procura un avance en el conocimiento para resolver los grandes problemas a los que se enfrenta la humanidad actualmente.

Los elementos químicos son las piezas fundamentales de la materia: un centenar de átomos distintos que, combinados de distintas formas, pueden generar millones de moléculas diversas. Tanto los elementos como las moléculas, puros o en un gran número de mezclas diferentes, constituyen todas las sustancias que conforman la materia de la Tierra y del universo. En la actualidad se tiene un registro de más de 144 millones de sustancias, según el Chemical Abstracts Service (CAS), una oficina de la Sociedad Química de los Estados Unidos (ACS, por sus siglas en inglés). Cada sustancia posee propiedades únicas que la distinguen de

otras sustancias, incluidas su composición, su estabilidad en el tiempo y su capacidad de transformarse.

Existen diversos métodos físicos para separar mezclas de sustancias. Sin embargo, las moléculas que conforman los compuestos sólo pueden segregarse por procesos químicos, mediante rompimiento y formación de enlaces. En última instancia, al romper todos los enlaces químicos de una molécula, sus átomos permanecen. Estos átomos son la última división que puede hacerse en química. Al separar las partículas que conforman un átomo, regresamos al dominio de la física y hablamos de partículas subatómicas. Dicha desagregación de la materia podemos mostrarla con un par de ejemplos muy simples:

1. El aire que constituye nuestra atmósfera terrestre es una mezcla de gases: gas nitrógeno (79%) y gas oxígeno (21%), aunque también encontramos gas argón, agua gaseosa y dióxido de carbono, entre otras sustancias. Al gas nitrógeno lo conforman moléculas de nitrógeno; a su vez, cada molécula está formada por dos átomos de nitrógeno unidos por un enlace químico. Algo similar sucede con el gas oxígeno, en el que un par de átomos de oxígeno enlazados forman sus moléculas. El gas argón, por su lado, está constituido por átomos de argón, sin enlaces, y por lo tanto sin formar moléculas. Finalmente, cada molécula de agua se halla compuesta por dos átomos de hidrógeno enlazados a un átomo de oxígeno, mientras que una molécula de dióxido de carbono la forman dos átomos de oxígeno enlazados a uno de carbono.
2. El agua de mar es una mezcla compuesta en su mayoría por moléculas de agua (97%), pero además posee una variedad de sustancias insolubles como arena y algunas partículas de origen biológico, así como una serie de componentes solubles como los mismos gases del aire y diversas sales minerales (en esencia cloruro de sodio).

La composición de la arena está dada principalmente por moléculas de óxido de silicio (un átomo de silicio enlazado a dos átomos de oxígeno). El cloruro de sodio es una molécula formada por un átomo de cloro enlazado a un átomo de sodio, aunque al tener contacto con el agua el enlace desaparece; deja separados los átomos en forma iónica.

A estas alturas, el lector estará confundido por tantas descripciones, pero conviene definir algunos términos más para la comprensión cabal de la compleja composición de la materia y la utilidad de la tabla periódica de los elementos. Ya se mencionó con anterioridad que los átomos son la estructura base y que existen al menos 100 tipos distintos de átomos. Las diferencias entre ellos radican básicamente en su composición subatómica; pero describiremos primero sus similitudes.

Todos los átomos están formados por un núcleo con carga eléctrica positiva y por electrones con carga eléctrica negativa a su alrededor. El núcleo atómico, a su vez, se conforma por dos tipos de partículas: los protones (con carga eléctrica positiva) y los neutrones (sin carga eléctrica o neutros). Cada átomo está integrado por el mismo número de protones y electrones, de manera que se mantiene neutro; es el número de estas subpartículas lo que define a cada átomo distinto y se denomina *número atómico*.

El número de neutrones es específico para cada tipo de átomo, aunque existen átomos que de manera natural pueden tener distintas cantidades de neutrones, pero conservan la misma cifra de protones; estos átomos con diferentes cantidades de neutrones se denominan *isótopos*. Por lo general uno de los isótopos constituye el elemento más estable y abundante en la naturaleza, pero los otros también poseen algún porcentaje de representación y de manera frecuente se descomponen con el tiempo. El número de protones y neutrones en el núcleo es lo que define la masa del átomo, pues los electrones tienen una

masa significativamente inferior a la del núcleo; por lo tanto, cada elemento posee una masa atómica característica, aunque los isótopos de un mismo átomo presentan masas distintas.

Tomemos como ejemplo el átomo de carbono, cuyo isótopo más abundante cuenta con seis protones, seis neutrones y seis electrones. Por tanto, el carbono tiene número atómico 6 y una masa atómica de 12, considerando que cada protón y cada neutrón contribuyen con una unidad; a este isótopo también se le denomina *carbono 12*. Existen asimismo los isótopos llamados carbono 13 (con siete neutrones) y carbono 14 (con ocho neutrones). A diferencia de los dos primeros isótopos, el carbono 14 es inestable y se descompone con el tiempo, por lo que se le ha utilizado con amplitud para estimar la edad de distintos objetos que contienen carbono.

Siguiendo el trabajo de Döbereiner y otros científicos posteriores a él, Mendeléiev, hace 150 años, propuso justamente clasificar alrededor de 60 elementos conocidos en su época, con base en su masa relativa y en sus propiedades químicas. Mendeléiev observó que estas propiedades se repetían para los elementos de manera periódica conforme aumentaban sus masas relativas, lo cual permitía que se les clasificara en familias con propiedades comunes y masas relativas ascendentes. La gran contribución del químico ruso fue su apuesta por corregir las masas relativas de algunos elementos, al ver que sus propiedades coincidían más con una familia que con otra, así como por dejar huecos en la tabla con las distintas familias, prediciendo la existencia de elementos aún no descubiertos y con características específicas.

En pocos años, la tabla periódica que propuso se fue consolidando con nuevos elementos descubiertos que cumplían con las predicciones hechas y con la corrección experimental de errores detectados en las masas relativas de elementos ya conocidos. Lo más interesante, sin embargo, es que en la época de Mendeléiev aún no se conocía con certeza la existencia de los átomos y mucho menos la estructura subatómica que da origen

a las propiedades de los elementos, incluyendo su masa atómica. Fue hasta finales del siglo XIX y principios del XX que se descubrieron las distintas partículas subatómicas y se determinaron los primeros modelos, mediante los cuales se desarrolló la teoría cuántica que explica la estructura atómica como la conocemos en la actualidad. La química cuántica no sólo permite describir las probabilidades con las que los electrones de un átomo se encuentran alrededor de su núcleo y las propiedades químicas que este arreglo le confieren, sino también ha permitido detallar la interacción entre átomos para formar enlaces químicos. En efecto, dos átomos son atraídos eléctricamente a través de la interacción del núcleo de un átomo con los electrones del otro. Esta atracción facilita que la energía de los dos átomos disminuya cuando se acercan, hasta llegar a una distancia óptima con mínima energía; entonces decimos que se forma un enlace químico. Gracias a la tabla periódica es posible explicar la formación de enlaces químicos y moléculas, pero también el diseño de nuevas moléculas con propiedades específicas.

En su libro *Hijos de las estrellas* (2017), la astrónoma chilena María Teresa Ruiz describe en términos poéticos el origen de los elementos: “El hidrógeno de mis lágrimas lo fabricó el *big bang*, el calcio de mis huesos y el oxígeno de mi sangre se cocinó en las estrellas”. Por su lado, el artista visual británico Bill Woodrow creó en 1994 una serie de grabados adquiridos por la galería londinense Tate e inspirados en el libro *El sistema periódico* (1975) del escritor y químico italiano Primo Levi. En su obra, este último narra su experiencia personal durante la segunda Guerra Mundial a través de 21 capítulos, cada uno con el título y la inspiración de un elemento químico de la tabla periódica.

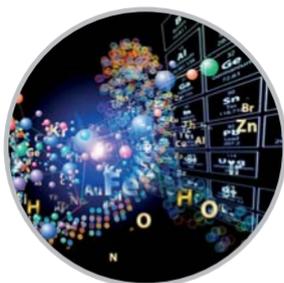
En plena crisis ambiental y humana del siglo XXI, la tabla periódica resurge como la nueva piedra filosofal, ya no para conseguir el oro o la fuente de vida eterna que anhelaban los alquimistas medievales, sino como fuente de inspiración para proponer una nueva orientación al desarrollo de la humani-

dad, por supuesto basada en los avances científicos, y haciendo frente a un sistema económico despiadado. Es la oportunidad de los elementos de hacer una nueva danza, al estilo de *La suite de los elementos* que compuso recientemente el químico y músico de origen mexicano Héctor Rasgado.

Vivamos entonces la fiesta de la tabla periódica de los elementos químicos.

EL ORDEN OCULTO EN EL CAOS

ALFO JOSÉ BATISTA LEYVA*



Imagine que, en una noche de tormenta, sin poder salir de casa por el viento y la lluvia, busca usted un pasatiempo para llenar las horas. Recuerda un rompecabezas que compró recientemente, abre la caja que lo contiene y esparce las pequeñas piezas sobre una mesa. Al ver con detalle las piezas, nota algo fuera de lo común: sus bordes están difuminados, lo cual dificulta encontrar un acople claro entre ellas. Se fija en la cubierta de la caja y nota dos cosas sorprendentes: la primera, que no se indica el número de piezas, y la segunda, más grave aún, cuando observa la imagen que se debe reconstruir al armar el rompecabezas, descubre que no hay ninguna imagen nítida, sino sólo un amasijo de líneas que se entrecruzan, sin aparente orden ni concierto. La inmensa mayoría de las personas enfrentadas a esta tarea de seguro empacará de nuevo las piezas y pensará en la airada queja que lanzará al día siguiente en la tienda. De los que se interesen de alguna forma en hallar un orden allí donde no parece existir, una parte intentará resolver el problema, y otra abandonará poco a poco la búsqueda. Sólo unos pocos perseverarán en el empeño; quizás uno o dos alcanzarán la meta, si ésta existe.

* Integrante del Instituto Superior de Tecnologías y Ciencias Aplicadas (InSTeC) de Cuba. Sus líneas de investigación se orientan en la comprensión de fenómenos de la materia granular y condensada. Correo: abatista@instec.cu.

No es tan extraña la situación que se presenta como parece a primera vista, sino el tipo de tarea al que se enfrentan en su trabajo diario científicos y artistas: encontrar sentido y orden allí donde reina el aparente caos de las formas y las relaciones. Una labor como la anterior encararon los químicos en la primera mitad del siglo XIX, quienes trataron de ordenar los elementos químicos en un sistema coherente.

Los primeros en discutir con amplitud la naturaleza íntima de la sustancia fueron los filósofos de la Grecia clásica. La pregunta por responder era la siguiente: ¿los cuerpos naturales son infinitamente divisibles, o existe un elemento mínimo e indivisible a partir del cual están constituidos? Dos posiciones antagónicas se discutían en las distintas escuelas filosóficas. Por una parte, la escuela atomista defendía la divisibilidad limitada; postulaba la existencia de partículas indivisibles (átomos). El principal defensor de estas ideas fue Demócrito de Abdera, filósofo de la escuela jónica, erudito que planteaba —alrededor del año 400 a.C.— que el universo tiene su origen en los átomos y en el vacío, y lo demás sólo es producto del razonamiento.

El máximo defensor de la divisibilidad infinita de las sustancias es el filósofo más renombrado de todo el periodo clásico y quizá de todos los tiempos: Aristóteles de Atenas. Debido al gran influjo de sus ideas sobre los pensadores de la Edad Media (el Divino le llamaban), las concepciones atomistas fueron olvidadas y hubo que esperar hasta los siglos XVII y XVIII para que volvieran a tomar fuerza en los trabajos de Joachim Jungius, Robert Boyle, Roger Boskovitch, Antoine Lavoisier y otros, quienes sacaron las discusiones de la esfera metafísica y las llevaron a la realidad experimental. Tal vez el aporte fundamental de la época puede atribuírsele a Boyle, que en su libro *El químico escéptico* no sólo defendió esas ideas, sino que aportó una definición moderna acerca de qué puede considerarse un elemento químico: sustancias primitivas, no mezcladas con otras.

La importancia de esta concepción es difícil de valorar, ya que por primera vez de manera explícita se enuncia la idea de que toda la riqueza de formas, colores y propiedades del mundo a nuestro alrededor se debe a la unión de un grupo de elementos simples: los elementos químicos. Orden que emerge del caos.

Entonces, ¿cómo identificar los elementos químicos de la enorme variedad de compuestos que existen? Boyle lo consideraba imposible, pues todas las sustancias conocidas eran compuestas. Fue Lavoisier quien retomó la idea, al partir de un principio de pura lógica nunca utilizado de manera explícita: un elemento químico puro debe pesar menos que un compuesto químico del cual forme parte. Con esa consideración en mente, Lavoisier, también un gran experimentador, logró identificar alrededor de 30 elementos; confeccionó una primera tabla en la que estos últimos se organizaban de modo un tanto arbitrario. Estas ideas fueron publicadas en su *Tratado elemental de química*. Lavoisier no pudo completar su obra, pues murió guillotinado en medio del torbellino de la Revolución francesa.

A partir de esa aportación todo comenzó a moverse con más rapidez. John Dalton formuló la Ley de las Proporciones Definidas, que permitió determinar el peso de los átomos (peso atómico) de un elemento químico. Si dos elementos se unen para formar un compuesto químico, la relación entre sus pesos será un múltiplo entero de la relación entre sus pesos atómicos. Amadeo Avogadro completó el trabajo de Dalton; llegó a la conclusión de que dos volúmenes iguales de gases, con igual temperatura y presión, contienen igual cantidad de moléculas. En particular, Joseph Loschmidt descubrió que en 22.4 litros de cualquier gas a temperatura y presión normales hay una cantidad enorme (pero fija) de moléculas; esa cifra se conoce como *número de Avogadro*.

El trabajo de estos precursores permitió conocer con cierta exactitud algunas propiedades de los elementos químicos. Con

esos datos en mano, un grupo de químicos comenzó la tarea de tratar de ordenarlos de acuerdo con algún principio fijo. Entre ellos destacan Johann Wolfgang Döbereiner (creador de la Ley de las Triadas, primera gran sistematización) y John Newlands (primero en entender la Ley de las Octavas). Sin embargo, fue en el Congreso de Química celebrado en Karlsruhe en 1860 —con el objetivo explícito de poner orden en términos de la nomenclatura química, diferenciar átomos de moléculas, distinguir entre peso equivalente y peso atómico y otras cuestiones fundamentales— donde se sentaron las bases de la sistematización.

Entre los asistentes a ese congreso estaba el químico italiano Stanislao Cannizzaro, quien presentó una ponencia sobre las diferencias entre peso atómico y peso equivalente. Su exposición clara y, sobre todo, su folleto *Sunto di un corso di filosofia chimica* (*Compendio de un curso de filosofía química*) —que se distribuyó entre algunos asistentes—, influyeron de manera notable en Lothar Meyer y en Dmitri Mendeléiev.

En 1864 Meyer publicó una tabla con 28 elementos químicos organizados según su valencia y distribuidos en seis familias. Pocos años después la complementaría hasta sumar 55 elementos y la enviaría a una publicación especializada con el fin de darla a conocer, pero antes de que se divulgara, en el volumen 12 de la revista *Zeitschrift für Chemie* (*Revista de Química*) vio la luz la versión alemana de un artículo publicado en ruso por Mendeléiev, en el cual se sintetizaba la ponencia que fue leída el 6 de marzo de 1869 ante la Sociedad Rusa de Química, en San Petersburgo, titulada *Dependencia de las propiedades con los pesos atómicos de los elementos*. La idea esencial de esa contribución giraba en torno de ocho puntos, que pueden resumirse con la afirmación de que si se ordenan los elementos químicos al utilizar sus pesos atómicos, surge una dependencia periódica en el comportamiento resultante: las propiedades muestran una variación cíclica con los pesos atómicos. Sin embargo, Mendeléiev no sólo empleó el peso atómico

como criterio de ordenamiento; además, la valencia y otras propiedades químicas le sirvieron para dar un orden que rindió frutos extraordinarios. Un hecho interesante es que consolidó su sistema periódico gracias al afán de organización pedagógica de su gran obra, *Principios de química*, el primer libro de texto que usó la ley periódica como elemento central.

La tabla publicada por Mendeléiev incluía los 64 elementos conocidos en la época y dejaba espacios para muchos más. En particular, predijo la existencia de cuatro nuevos elementos a los cuales les asignó los valores de distintas propiedades fisicoquímicas. Dichos elementos fueron descubiertos y sus propiedades coincidieron con las que pronosticó el científico ruso. Ése significó un extraordinario logro de la química teórica.

A lo largo de los años, con el descubrimiento de nuevos elementos, la tabla fue adquiriendo su estructura actual, con 118 elementos constitutivos, desde el más ligero, el hidrógeno, hasta el más pesado, el oganesón, descubierto en 2002. Un principio básico para la química, como todo gran descubrimiento científico, crea una nueva pregunta: ¿hay algún orden subyacente que explique esta periodicidad?

En efecto, el sistema periódico de los elementos despierta de inmediato la curiosidad: ¿por qué las propiedades de estos últimos tienen periodicidad? ¿Pueden predecirse las longitudes de las filas de la tabla (llamadas *periodos*)? Y, quizás lo más importante, ¿qué determina la posición de un elemento en la tabla? El número de orden que le asignó Mendeléiev a cada uno de ellos parecía algo arbitrario, pero una vez definido ya no había que cambiarlo; todos seguían en la posición original, incluso luego de que se descubrieran nuevos elementos, para los cuales ¡ya había número de orden y ubicación en la tabla! Lo anterior sugería que de alguna manera ese número se relacionaba con las propiedades del elemento químico.

Esas preguntas generaron interés en muchos investigadores; de ese modo la tabla (y sobre todo la ley periódica que se expresa en ella) sirvió de guía y motor impulsor para el desarrollo

de la química y la física del siglo xx, lo cual tuvo que ver con el concepto de *átomo*.

Ya a finales del siglo xix el análisis espectral (cuyos principios establecieron Gustav Kirchhoff y Robert Bunsen), así como el descubrimiento de la radioactividad por Henry Becquerel y de los rayos X por Wilhelm Röntgen, daban indicios claros de que el átomo debía poseer una estructura interna. El modelo más fructífero de esta última fue formulado por Ernest Rutherford.

Rutherford fue uno de los primeros en estudiar la radioactividad y de sus investigaciones surgieron ideas interesantes sobre la estructura del átomo. En ese tiempo el modelo del átomo aceptado era el de Joseph John Thomson, quien luego de descubrir el electrón supuso que el átomo era una esfera de carga positiva en la cual se incrustaban los electrones. Este planteamiento tenía serios problemas, pues en particular resultaba imposible explicar la ley periódica, así que Rutherford quiso comprobarlo de manera experimental. Para ello, diseñó un experimento paradigmático en la historia de la ciencia: se le ocurrió bombardear los átomos con partículas alfa (α), cuyas propiedades ya conocía, en específico su carga eléctrica, igual a dos veces la carga de un electrón, pero de signo contrario. De ese modo logró fabricar láminas de oro muy finas, sobre las cuales hacía incidir las partículas α ; al otro lado de dicha lámina se ubicaban sus ayudantes (Hans Geiger y Ernest Marsden), que contaban la cantidad de partículas que se desviaban en una dirección determinada. Al analizar los resultados, Rutherford llegó a la conclusión de que los átomos no pueden tener la estructura del modelo de Thomson, ya que algunas partículas se desviaban en ángulos tan amplios que las fuerzas de interacción entre el átomo y la partícula debían ser enormes, mucho mayores que las que se desarrollarían si el átomo tuviera la forma predicha en el modelo.

Sin dudar, Rutherford dio el siguiente paso. Motivado por la fuerza de los resultados, postuló un nuevo modelo atómico, en el cual la carga positiva está situada en una pequeña esfera, en el centro del átomo (conocida desde entonces como *núcleo ató-*

mico), mientras los electrones circulan alrededor del núcleo como los planetas en torno del Sol. De ahí el nombre de *modelo planetario*. Este último tuvo dos consecuencias esenciales que merecen un análisis por separado. Y las dos fueron provocadas por discípulos de Rutherford.

Primero, Niels Bohr, en 1911, utilizó el modelo planetario, junto con los datos de la espectroscopía y la teoría cuántica de Planck y Einstein, para desarrollar la primera teoría atómica, la cual consideraba que los electrones debían ocupar órbitas determinadas alrededor del núcleo, que, en contra de lo que se conoce de la teoría electrodinámica, no emiten energía a pesar de estar girando. El paso de estos electrones de un estado a otro va acompañado de la emisión o la absorción de energía en forma de cuantos. Además, las órbitas no pueden ser cualesquiera, sino sólo aquellas cuyo momento de la cantidad de movimiento sea un múltiplo entero de una constante fundamental, igual a la constante de Planck dividida entre 2π . La teoría de Bohr, a pesar de ser rudimentaria y de haber fallado en una parte importante de sus predicciones, permitió calcular con total exactitud las frecuencias que componen la radiación que emite el átomo de hidrógeno al ser excitado. Y fue el motor impulsor de la mecánica cuántica. En relación con la tabla periódica, la teoría atómica de Bohr apuntó por primera vez a la relación entre la estructura de los electrones en el átomo y las propiedades de éste. Al trabajar con los átomos multielectrónicos, Bohr siempre propuso un número de electrones en las órbitas externas que respondiera por la valencia del elemento químico. Cada órbita se halla representada por un número natural, que en la actualidad se conoce como *número cuántico principal*.

El segundo resultado fundamental se produjo al estudiar la emisión de rayos X por distintos elementos. En 1913 se conocía que, al hacer incidir electrones sobre un metal, éste emitía rayos X. Henry Moseley determinó la frecuencia de estos últimos, emitidos por distintos metales, y descubrió un hecho extraordinario: la frecuencia de los rayos en cuestión siempre es

proporcional al cuadrado de un número natural, que resultó ser precisamente el número de orden del elemento en la tabla periódica. En el artículo en el que reportó su descubrimiento adelantó la idea de que esa cifra, llamada *número atómico*, es igual a la carga positiva en el núcleo atómico, expresada en términos de la carga del electrón. Lo anterior significa que el hecho de que el oxígeno ocupe el lugar número ocho en la tabla implica que en su núcleo haya una carga positiva que es ocho veces la del electrón, pero con signo contrario. Y puesto que el átomo de oxígeno es eléctricamente neutro, alrededor del núcleo de oxígeno deben estar ocho electrones ocupando determinados estados de energía, lo que se conoce como *configuración electrónica del estado base* (o de menor energía). El número atómico de un elemento en la tabla aporta información extraordinaria sobre la estructura de un átomo cualquiera de ese elemento.

Esta verdad profunda nos obliga a formular —como siempre en la ciencia— una nueva pregunta: ¿qué determina la estructura de los periodos de la tabla? La Ley de las Octavas de Newlands sólo es aproximada, por eso las filas de la tabla periódica tienen diferente número de elementos: la primera, dos; la segunda y la tercera, ocho; la cuarta y la quinta, 18, y la sexta y la séptima, 32. Por cierto, si hace mucho que el lector no estudia química, esta última fila lo sorprenderá, ya que alrededor de 1996 sólo tenía 18 elementos.

Entre 1923 y 1925 surgió la nueva ciencia de los átomos: la mecánica cuántica. Sus creadores fueron muchos, pero es imprescindible mencionar a Louis de Broglie, a Erwin Schrödinger y a Werner Heisenberg; los dos últimos, creadores de dos versiones de la misma teoría, que al principio parecían incompatibles y luego resultaron ser totalmente equivalentes. A diferencia de la teoría de Bohr (perteneciente a lo que se le dio en llamar la vieja mecánica cuántica), ahora no se hacían suposiciones sobre cuál debía ser la trayectoria de los electrones en el átomo, pues ésta —según la teoría— sencillamente no existía.

Al eliminar el movimiento del electrón como una de las variables que se debían estudiar, fue posible concentrarse en lo observable experimentalmente: las energías de las distintas configuraciones electrónicas del sistema atómico, las cuales definen de manera unívoca el comportamiento del átomo. Así, puede determinarse, a partir de lo anterior, la energía de las radiaciones que emitirá el átomo al ser excitado, al igual que distintas propiedades químicas, como los enlaces, las fórmulas de los compuestos fundamentales que formará, las valencias, etcétera. En estas teorías el estado de un electrón en el átomo está determinado por cuatro números cuánticos, mientras que el número de electrones varía de capa en capa, según el valor del número cuántico principal por la regla $2n^2$.

Hasta aquí todo iba bien, pero los teóricos se toparon de inmediato con un serio problema: los átomos con muchos electrones conducían a ecuaciones tan complejas que no podían resolverse. Hubo que esperar el desarrollo de métodos de cálculo como el de Hartree-Fock, y, posteriormente, de otros más complejos, como la teoría del funcional de densidad, para poder calcular las estructuras electrónicas de los átomos pesados.

¿Es posible afirmar entonces que la mecánica cuántica explica la estructura de la tabla periódica? Éste es un tema de candente discusión entre físicos y químicos y entre teóricos y filósofos de la ciencia. Los físicos señalan de forma casi unánime que sí, que toda la química que está implícita en la tabla periódica puede explicarse a través de cálculos mecanocuánticos del átomo. Sin embargo, un grupo de químicos ha manifestado sus dudas al respecto, ya que el llenado de los periodos de la tabla no sigue la secuencia del llenado correspondiente a las órbitas de los átomos. Aquí nos referimos a la forma en que se van añadiendo electrones cuando se aumenta el número atómico. Para los átomos ligeros es fácil, pues el hidrógeno ($n = 1$) posee un electrón en su primera órbita, mientras que el helio ($n = 2$) cuenta con dos y el litio ($n = 3$) tiene su primera órbita igual a la del helio y su siguiente electrón se sitúa en la segunda

órbita. Se han debido hacer arreglos *ad hoc* (la regla de Hund, la regla de Madelung, etcétera) para que el llenado de las órbitas responda a las propiedades de los elementos observadas según se incrementan. Aun así, estas reglas tienen excepciones en las cuales esas condiciones no se cumplen.

Para saber en determinados casos cuál es la estructura electrónica real de un átomo, hay que calcular las estructuras posibles y escoger la de menor energía. Lo anterior significa que para que la mecánica cuántica funcione en la descripción del átomo se deben plantear ciertas suposiciones adicionales. Pero hay algo cierto: la mecánica cuántica nos permite determinar las propiedades de un átomo en específico (por ejemplo, su energía u otras propiedades que impliquen periodicidad) con gran exactitud.

Esto nos traslada de nuevo a la ley periódica como una fuente de nuevas ideas, colisiones y contradicciones que son, en última instancia, la clave del desarrollo de la teoría sobre la sustancia.

Existen cientos de formas distintas de la tabla periódica. El dilema es si existe una manera óptima de escribirla, para que exprese de forma inequívoca la ley que subyace en ella. Y es que, a 150 años del genial descubrimiento de Mendeléiev, sus concepciones sobre la ley periódica siguen dando frutos, como toda gran obra del intelecto humano.

Para terminar, podemos empezar con el origen de otra discusión: ¿Mendeléiev descubrió o inventó la tabla periódica?

Disfruten el debate y los ensayos que siguen.

1. Hidrógeno: el formador de agua y otras moléculas no menos importantes

RODRIGO PATIÑO*



Hidrología, hidroeléctrica, hidromasaje, hidroponía... hidrógeno. Para variar, nuestro lenguaje científico está marcado en gran medida por las etimologías grecorromanas, y el nombre de los elementos no es la excepción.

En 1783, el francés Antoine de Lavoisier bautizó con el nombre de *hidrógeno* a un gas que se obtenía de los ácidos o del agua, y que al reaccionar con el gas oxígeno de nuevo generaba agua. La combinación de ácidos con metales para producir un gas inflamable se había descrito desde el siglo XVI por el alquimista y médico de origen suizo Paracelso (Theophrastus von Hohenheim), y también en el siglo XVII por el teólogo y científico británico Robert Boyle, gran contribuyente al estudio de los gases y uno de los padres de la química moderna por su obra *El químico escéptico*. En efecto, el gas hidrógeno se identificaba como una sustancia inflamable llamada *flogisto*. Un siglo después, el físico y químico británico Henry Cavendish sistematizó la obtención de este gas a partir del agua y su combustión con oxígeno para regenerar el agua. Fue Cavendish quien propuso que el agua estaba formada por dos elementos, el hi-

* Investigador del Cinvestav, Unidad Mérida. Se interesa por el estudio interdisciplinario; participa de manera activa como profesor de programas de posgrado y también en actividades de difusión y divulgación de la ciencia. Correo: rodrigo.patino@cinvestav.mx.

drógeno y el oxígeno, y fue Lavoisier el que cuantificó la relación entre ambos elementos: H_2O es la ecuación química más popular en nuestros días.

Siendo la letra H la forma de representar al hidrógeno, en realidad el gas inflamable obtenido por Paracelso y sus sucesores está formado por moléculas diatómicas de hidrógeno, H_2 ; es decir, cada átomo de hidrógeno se halla enlazado químicamente a otro átomo igual, por lo que la molécula de gas hidrógeno también puede representarse como H-H, donde el guión representa un enlace químico. Mientras que el átomo de hidrógeno —el más sencillo de los elementos— se compone de un protón y un electrón, las moléculas de H_2 también son las más simples que pueden existir, con dos protones y dos electrones. Otra característica importante del hidrógeno es que tiene tres isótopos naturales: el protio, el deuterio y el tritio; el primero es el más abundante en la naturaleza (99.98%) y es el ya descrito como H. El segundo cuenta con un neutrón y el tercero posee dos neutrones; ambos conservan un protón y un electrón. El deuterio, al ser estable y no radiactivo, se utiliza ampliamente para marcar moléculas químicas o bioquímicas y seguir su transformación mediante la elucidación de los respectivos mecanismos de reacción. El tritio, en cambio, es radioactivo, y es posible aprovechar esta propiedad para datar muestras antiguas que incluyen agua en su composición.

Ni el átomo de hidrógeno ni el gas diatómico se hallan de manera natural en nuestro planeta. El agua es una de las formas más conocidas para encontrar hidrógeno. Sin embargo, también encontramos hidrógeno formando enlaces en muchas otras moléculas, como los ácidos, los alcoholes o los hidrocarburos. Las moléculas biológicas están particularmente dotadas de átomos de hidrógeno, desde los carbohidratos, los lípidos y las proteínas, hasta otras moléculas más específicas como los ácidos nucleicos, las vitaminas, la clorofila y otras especies de suma importancia en la vida de las células. Se estima que alrededor de 10% de la masa de nuestro cuerpo corresponde al hi-

drógeno. Sin embargo, este último es, por mucho, el elemento más abundante en el universo: las estrellas son los reactores nucleares donde los átomos de hidrógeno se concentran para formar la variedad de los otros elementos que existen.

El hidrógeno también reviste gran interés para el sector industrial. Por ejemplo, se utiliza en el ramo petrolero en los procesos de refinación y en la obtención de amoníaco, un compuesto indispensable en la industria de los fertilizantes, en la alimentaria, en la médica y en la farmacéutica. Asimismo, la hidrogenación de aceites insaturados es un proceso bien conocido para la solidificación de grasas líquidas. De manera adicional, se usa hidrógeno para generar metanol, otro precursor importante de la industria química, así como para regenerar metales puros a partir de sus óxidos. Por su gran contenido energético, el hidrógeno se utiliza también como combustible para el despegue de las naves espaciales y en la actualidad se ha incrementado su interés en el sector energético, al proponerlo como vector para las transformaciones de energía, dando lugar a la llamada *economía del hidrógeno*. De acuerdo con esta propuesta, las fuentes renovables de energía, conocidas por su intermitencia, son aprovechadas para obtener H_2 a partir del agua. El gas formado se almacena como reserva energética hasta el momento de su demanda, que no siempre coincide con el tiempo en que está disponible esta fuente de energía renovable. La combustión del hidrógeno con el oxígeno regenera agua y libera la energía almacenada originalmente en la molécula del hidrógeno. Utilizar este elemento como vector energético es una línea de investigación actual, pues permite gestionar las fuentes renovables de energía, utilizando agua como materia prima y regenerándola como residuo en un círculo virtuoso sin involucrar la producción directa de dióxido de carbono. Sin embargo, aún existen varios problemas técnicos por resolver, como la optimización de la producción de hidrógeno, su almacenamiento y su combustión.

La seguridad por el uso del hidrógeno ha sido tema de preocupación constante. Como se dijo con anterioridad, desde si-

glos atrás se conoce la flamabilidad del gas flogisto o hidrógeno molecular, lo cual tiene que ver con explosiones. Al respecto, es común que se haga alusión al famoso accidente del *LZ 129 Hindenburg*, un dirigible alemán autopropulsado por hidrógeno en lugar de aire caliente, como se estila en los globos aerostáticos. En 1937, en Estados Unidos, la prensa cubrió con amplitud el suceso, que hasta la fecha perdura en la memoria colectiva como una gran tragedia. No obstante, la industria química ha trabajado de manera cotidiana con el hidrógeno por más de un siglo bajo estrictas normas de seguridad, y son raros los percances derivados de su empleo. Por supuesto, también ocurren accidentes y explosiones en motores que usan cualquier otro combustible.

Otra preocupación muy válida es el uso de las llamadas bombas de hidrógeno. Recientemente, Corea del Norte probó varias de esas armas en un ambiente de tensión internacional, aunque desde décadas pasadas otros países como Estados Unidos, Francia y China llevaron a cabo ese tipo de pruebas; la primera en 1952. Las bombas de hidrógeno tienen un poder destructor mayor que el de sus contrapartes nucleares o atómicas, lanzadas en Japón por el ejército estadounidense al final de la segunda Guerra Mundial. La llamada energía atómica, mejor conocida como fisión nuclear, se refiere justo a la degradación de materiales radioactivos, como el uranio, que libera energía al desintegrar sus núcleos atómicos. En las bombas de hidrógeno, por el contrario, se prioriza el fenómeno de fusión nuclear; es decir, los núcleos de deuterio y de tritio se unen para formar núcleos de elementos más pesados, como sucede en las estrellas, incluido el Sol de nuestro sistema planetario. Las bombas de hidrógeno son entonces pequeñas estrellas que los seres humanos intentan reproducir en condiciones terrestres, pero no es lo mismo una bomba que una planta que controle el referido fenómeno. En realidad, el mayor interés de los científicos es contar con reactores de fusión nuclear de hidrógeno, con el fin de proporcionar la energía que requiere la humanidad. Se estima que aún

transcurrirán varias décadas para lograr esa proeza, incluidos los sistemas óptimos necesarios para obtener deuterio y tritio en cantidades importantes.

En la época de Mendeléiev, el hidrógeno no pudo colocarse de manera certera en la sistematización de la tabla periódica, e incluso en la actualidad suele ubicársele como el primer elemento de la familia 1, la de los metales alcalinos. Es raro imaginar al hidrógeno como un metal; sin embargo, se sugiere que, bajo condiciones especiales de bajas temperaturas y altas presiones, podría formar estructuras con propiedades metálicas. El elemento hidrógeno, el más sencillo, el más ligero, también ha sido fuente de inspiración de artistas, como se muestra en los dos siguientes ejemplos: las primeras bombas de hidrógeno inspiraron al estadounidense Leonard Baskin (1922-2000) para la creación de una xilografía monumental titulada *Hydrogen Man* (1954),¹ y en fechas más recientes, el científico chileno-alemán Mario Markus (1944) publicó sus *Poemas químicos: un poema sobre cada elemento* (2013), incluido el hidrógeno.

¹ Leonard Baskin, *Hydrogen Man*, Kemper Art Museum, Universidad Washington en San Luis, 1954. Disponible en <https://www.kemperartmuseum.wustl.edu/collection/explore/artwork/269>.

2. Helio: la lagartija atómica

JESÚS CARLOS RUIZ SUÁREZ*



¿Quién no jugó en su niñez con esos globos que venden en las plazas y que flotan en el aire como por arte de magia? ¿Quién no los dejó ir para verlos elevarse y perderse entre las nubes?

Hoy en día la costumbre permanece y seguimos comprando esos objetos de materia flexible a nuestros hijos o sobrinos. Pues bien, tal magia y tal diversión inocente no lo son tanto. El encanto desaparece cuando, ahora que somos adultos y conocemos el Principio de Arquímedes, comprendemos que los globos flotan debido a que el gas en su interior es más liviano que el aire, y el divertimento ingenuo es más bien una tragedia ecológica, porque el gas en cuestión es irrecuperable. Una vez que se escapa con lentitud del receptáculo, el campo gravitatorio de la Tierra no es suficientemente fuerte para retenerlo en la atmósfera y aquél se va para siempre.

El gas se llama *helio* y se estima que de este elemento existen ocho millones de toneladas en el subsuelo terrestre. La cantidad parece enorme, pero más bien es insignificante. Hagamos el siguiente cálculo para encontrar el volumen correspondiente, no sin antes recordar que el volumen es igual a la razón entre la

* Investigador del Cinvestav, Unidad Monterrey. Sus intereses científico-académicos se centran en la biofísica de membranas, los fluidos complejos y el origen de las señales nerviosas. Participa activamente en divulgación científica y en sus tiempos libres escribe ficción. Correo: jcrs.mty@gmail.com.

masa y la densidad. Dado que la densidad del helio es 0.1785 kg/m^3 , calculamos que los ocho millones de toneladas de helio equivalen a un volumen de $44817927170.87 \text{ m}^3$ en condiciones de temperatura y presión atmosféricas normales. Si este volumen lo distribuyéramos alrededor de la Tierra para formar una capa de helio con una presión igual a la atmosférica, dicha superficie tendría $88 \mu\text{m}$ de altura. ¡El grosor de un cabello! Por fortuna, esa pequeñísima cantidad de helio es suficiente para cubrir las necesidades de la civilización durante los siglos por venir, aunque cada vez es más difícil extraerlo y refinarlo con la prontitud que impone la demanda, que es mucha.

El helio se usa en instrumentos médicos que requieren bajas temperaturas; en análisis químicos, a través de balones empleados para investigar el clima en las capas superiores de la atmósfera; en soldadura especializada, con el fin de detectar fugas en equipos de vacío; también se utiliza en datación de rocas y en muchos experimentos científicos importantes. Y justo 8% del helio que se refina cada año se usa para llenar globos en fiestas y parques de diversiones.¹

El helio se encuentra principalmente en cuatro países: Estados Unidos, Qatar, Argelia y Rusia,² que lo producen en procesos de destilación fraccionada en campos donde se extrae gas natural. Se localiza en las minas de este último porque surge del decaimiento radioactivo del torio y el uranio, elementos que, ante dicho declive, emiten partículas alfa, las cuales no son más que núcleos de helio.

El átomo de helio tiene dos protones y dos neutrones en su núcleo. Se representa con el símbolo ${}^4\text{He}$ y el único isótopo estable que se conoce cuenta con un neutrón menos (${}^3\text{He}$). Es el segundo elemento más ligero del universo y también el segundo más abundante, después del hidrógeno. Entre ambos suman 98% de la masa total del cosmos. Cuando el hidrógeno se quema

¹ William J. Nuttall *et al.*, "Stop Squandering Helium", *Nature*, vol. 485 (2012), p. 573.

² *Idem.*

—en alguna estrella de alguna galaxia— libera energía necesaria para crear el helio, la cual equivale a la radiación de cuerpo negro en el universo; por esa razón se piensa que dicho gas se originó minutos después de que surgiera el *big bang*. Sin embargo, aún se continúa creando en todo momento en la ignición de los 70 000 trillones (7×10^{22}) de estrellas que forman el universo.

En 1868 Pierre Jules César Janssen fue el primero en observar el helio en la cromósfera del Sol. En realidad contempló una línea espectral de un color amarillo intenso. Como todos los átomos en la naturaleza poseen electrones que rodean los núcleos y suben y bajan en sus órbitas, emiten luz de muchos colores. Podríamos decir que esto último constituye su huella digital. Con un instrumento que descomponía la luz, llamado espectrómetro, Janssen notó una línea amarilla. Primero pensó que el elemento en cuestión era sodio, el cual irradia un color similar. Al ser más preciso en su análisis, descartó el sodio y determinó que se trataba de un elemento nuevo jamás visto antes. Por esa razón lo llamó helio, pues la palabra *sol* en griego es *hélios*. Muchos colegas contemporáneos suyos se mostraron escépticos: ¿cómo era posible creer en un nuevo elemento inexistente en la Tierra? Pasaron algunos años, hasta que el físico italiano Luigi Palmieri logró ver la misma línea amarilla en el espectro que analizaba de la lava en una erupción del monte Vesubio. Años más tarde, William Ramsay también pudo notarla durante un experimento en su laboratorio y ya no quedó duda: ese átomo que tomó su nombre del Sol existía en la Tierra.

Por tener valencia cero —sus dos electrones completan el nivel $1 S^2$, que sólo admite precisamente dos electrones—, el helio, en condiciones normales, no reacciona con nada en la naturaleza. De la familia de los siete elementos de la tabla periódica que poseen esta suerte de invisibilidad química, y que conocemos como *familia de los gases nobles* que habitan el grupo 18, el helio es el primogénito. Fue el primero que “nació” de

la sopa primaria de protones y neutrones que se formó durante los primeros minutos después del *big bang*. Cosa extraña, pues a pesar de nacer primero, se quedó pequeño. No sólo es el más diminuto de la familia de los siete hermanos nobles, sino incluso es más chico que el hidrógeno, a pesar de ser cuatro veces más pesado. Aunque el hidrógeno tenga un solo electrón, en realidad lo que hay alrededor de su núcleo es una nube electrónica abierta, mientras que la nube del helio es cerrada por el hecho de que el nivel $1 S^2$ está completo. En una naturaleza llena de fenómenos extraños, determinada por el forcejeo y el intercambio electrónico entre unos átomos y otros, el helio es un mirón de palo y no contribuye en nada.

Pensemos en el acto fantasmagórico —ahora sí mágico— de desaparecer del planeta los ocho millones de toneladas de helio. Buenas noticias: nada le ocurriría a nadie. No nos ahogaríamos, ni sufriríamos ninguna calamidad física, ni química, ni biológica. Ningún ser viviente lo extrañaría. La vida seguiría igual de grata, o ingrata. El helio se encuentra en el universo como invitado de chocolate a la fiesta cósmica que inició hace 14 000 millones de años. Se produjo en el *big bang* a los pocos minutos del inmenso estallido, pero permaneció sin entrar a la fiesta que más tarde produjo la vida. ¿Por qué? Porque se enclaustró en su concha de dos electrones: a nadie le pide, a nadie le da. Aunque fue afortunado, porque él y el hidrógeno se quedaron con casi toda la masa del universo. Entre ambos se repartieron el 98%. Imagínese, los demás elementos se quedaron con lo poco que sobró: 2%. Es como si todos los “habitantes” de la tabla periódica acudieran a una reunión festiva y vieran que esos dos pequeños tragones se comieran el pastel completo y dejaran lo embarrado en el plato para los demás.

Otra cosa sería si desapareciéramos el hidrógeno: al prescindir de este átomo, la luz del universo se extinguiría al instante y con él nosotros y cuanta vida pudiera existir en algún lado. Se apagaría el cielo en las noches, los lípidos y las proteínas que nos componen se desintegrarían al instante, ni se diga el ADN. Los

mares se transformarían en nubes de oxígeno. Y todo por culpa de un electrón. El portento de la vida está en los electrones.

¡Ah, pero el hecho de que el helio no se meta con nadie tiene sus ventajas! Hemos aprendido a realizar grandes cosas con este gas noble nacido minutos después del gran estallido. Tan maravillosas, que la ciencia actual no sería la misma si el helio no existiera. Cuando en 1908 el físico holandés Kamerlingh Onnes descubrió que al bajar la temperatura a 4.2 K ($-268.95\text{ }^{\circ}\text{C}$) este gas se hacía líquido, se abrió una caja de Pandora para la tecnología moderna: se contaba con un fluido que podía usarse como refrigerante en experimentos sofisticados. En 1911, al mismo Onnes se le ocurrió enfriar el mercurio hasta 4 K, empleando, desde luego, helio líquido, y descubrió que su resistencia eléctrica se volvía cero. A este fenómeno lo denominaron *superconductividad*, y hoy en día se conocen muchos elementos y materiales compuestos con esa propiedad. En el Gran Colisionador de Hadrones de la Organización Europea para la Investigación Nuclear (CERN, por sus siglas en francés) se utilizan 96 toneladas de helio líquido para bajar y mantener la temperatura a 1.9 K en los electroimanes superconductores de neobio-titanio que mantienen circulando protones a velocidades cercanas a la de la luz. También se usa helio líquido para refrigerar los imanes superconductores en los aparatos de resonancia magnética. Aquí no acabaríamos de enumerar las aplicaciones de este elemento en la civilización actual, así que no hagamos el acto de magia de desaparecerlo para no perder a este pequeño átomo tan beneficioso.

El helio no sólo puede hacerse líquido, también es posible convertirlo en un superfluido, como descubrió el físico Piotr Kapitsa en 1937. En este estado de superfluidez la viscosidad se torna exactamente cero y el helio es capaz de trepar paredes como si se tratara de una lagartija atómica, o escaparse por nanoagujeros en el recipiente en que uno lo contenga. Recapitemos: si a un cilindro con gas helio, como el que usan los globeros, le bajamos la temperatura hasta casi llegar al cero

absoluto, primero conseguiremos hacerlo líquido y luego superfluido. Y justo a la temperatura de 2.7 K ($-270.45\text{ }^{\circ}\text{C}$), conocida para este caso como *punto lambda*, existe una transición de fase entre el estado líquido (un fluido normal) y el estado superfluido. Continúe el lector bajando todo lo que pueda la temperatura más allá del punto lambda y el helio nunca se congelará, como ocurre con todos los líquidos (incluso el hidrógeno se congela a 14 K). Es decir, el helio permanecerá en el estado superfluido.

Imagine el escenario cuando el universo llegue a su muerte térmica: a unas millonésimas de grado kelvin por arriba del cero absoluto (porque al cero es imposible llegar); todo se congelaría en un hielo cósmico y nuestro noble y pequeño amigo quedaría muy orondo, líquido y además superfluido. Como en ese estado no tiene viscosidad, este noble trepador de paredes subiría los muros congelados del cosmos para escaparse hasta el más allá.

3. Litio: un elemento moderno

VÍCTOR ROMERO ROCHIN*



Litio: tres protones, tres electrones; a veces tres neutrones y en ocasiones cuatro. Es el primer elemento del grupo 1, los llamados *metales alcalinos*, altamente reactivos —aunque el litio es el menos de esa serie—, debido a que sólo tienen un electrón en la capa más externa, denominada *orbital s*, el cual es proclive a ser cedido y formar un ion positivo. Por esa alta reactividad el litio no se encuentra en forma aislada de manera natural, sino como parte de compuestos minerales, particularmente sales, aunque también se halla en el agua de los océanos como catión. Su nombre se origina de la palabra griega *lithos*, que significa “piedra”, pues en minerales como la petalita —un cristal translúcido— lo descubrieron el brasileño José Bonifacio de Andrada e Silva y el sueco Johan August Arfvedson a principios del siglo XIX. Fue el gran Berzelius quien lo nombró de ese modo. Una vez en forma pura el litio es un metal brillante, a la vista parecido un poco a la plata; es el sólido más ligero que se conoce, con una densidad igual a la mitad de la del agua (0.534 g/cm^3) y tan suave que puede ser cortado con un cuchillo. Aunque existe en muchas partes del mundo, su mayor producción

* Investigador del Instituto de Física de la UNAM. Sus intereses científico-académicos se centran en los gases atómicos ultrafríos, la termodinámica y la turbulencia. Le gusta dar clases; ha posicionado a México en los primeros lugares en Iberoamérica en la Olimpiada de Física. Correo: romero@fisica.unam.mx.

se da en el llamado Triángulo del Litio, ubicado en los salares de Uyuni, Atacama y Arizaro, en Bolivia, Chile y Argentina, respectivamente. Puede ser peligroso y explosivo en contacto con el agua e incluso con el aire húmedo.

Aunque existe desde el principio del universo —es decir, desde la nucleosíntesis en el *big bang*, cuando se formaron los elementos—, podemos suponer que el litio es un elemento moderno, o de la vida moderna. Y lo es de la forma más variada; como vimos con anterioridad, apenas se descubrió a principios del siglo XIX y tuvo un uso limitado durante muchos años, hasta mediados del siglo XX, cuando comenzó a emplearse en lubricantes de motores de aviones y, sobre todo, al saber que se podía aplicar en reactores y bombas nucleares, a partir de la década de 1950. El entendimiento del núcleo se logró apenas antes de la segunda Guerra Mundial, pero pronto propició dos espectaculares fenómenos de la materia: la fisión y la fusión nucleares, las cuales son consecuencia de que los núcleos de los elementos posean protones y neutrones. El número de protones, o número atómico, indica de qué elemento se trata; así, el hidrógeno tiene un protón, el helio dos, el litio tres... el oro 79, etcétera. Sin embargo, dado que los protones cuentan con carga positiva, existe una enorme fuerza de repulsión eléctrica entre ellos. Y para mantenerlos juntos en un núcleo increíblemente pequeño la naturaleza “inventó” a los neutrones, que ejercen otra enorme fuerza entre sí y con los protones, la cual los atrae, aunque lo hace a distancias muy pequeñas. A esa cualidad, al superar a la fuerza electrostática, se le conoce de manera sugerente como *fuerza fuerte*. Es el balance entre la fuerza fuerte ejercida por los neutrones y la fuerza eléctrica de los protones lo que proporciona estabilidad a los núcleos de los elementos. Entonces, un mismo elemento puede tener un número variado de neutrones en su núcleo. Éstos son los isótopos del mismo elemento. El litio posee dos isótopos naturales: el litio 6 y el litio 7. El primero cuenta con tres neutrones y el segundo con cuatro. Por ello, ya sea de manera natural o “forzados” por medios externos, las

fuerzas mencionadas se desestabilizan. Con la participación de una tercera fuerza, la débil, los núcleos pueden descomponerse en unos más pequeños (fisión), o juntarse (fusión) en unos más grandes. Lo anterior era el sueño de los alquimistas: la transmutación de los elementos. Lo importante aquí es que en esas reacciones nucleares se puede liberar una gran cantidad de energía en forma de calor, dado que no es un solo átomo el que se fisiona o fusiona, sino un gran número de ellos —esa energía puede usarse para fines bélicos y pacíficos—. El litio 6 resultó de gran utilidad en las bombas termonucleares de fusión, mientras que el litio 7 se emplea en reactores nucleares de fisión para producir energía eléctrica. Estas aplicaciones requirieron una gran cantidad de litio en los últimos 70 años.

No es posible concebir nuestra vida moderna sin los relojes de baterías, sin las computadoras y, sobre todo, sin los celulares, de los cuales dependemos cada vez más no sólo por su función esencial —telefónica—, que es casi secundaria, sino por su acceso a la red de internet que nos permite desde chatear con nuestros amigos hasta realizar operaciones bancarias, entre otras muchas acciones. Además de los ejemplos anteriores existen más instrumentos cuyo funcionamiento no sería posible sin la energía que nos proveen las pilas (en particular las de litio), como los tan importantes marcapasos. En términos básicos, las baterías son dos electrodos, uno positivo y uno negativo, inmersos en una solución electrolítica en la que iones positivos pueden moverse y conducir la electricidad que se genera a través de una reacción química en los electrodos. Existen baterías llamadas “primarias” que se agotan una vez que la reacción química ya no puede proceder porque se balanceó, y hay otras recargables en las que es posible restablecer su estado inicial a través de una fuente de energía eléctrica externa; es decir, que requiere conectarse a esta última. El papel del litio es dual, pues se usa como electrodo en algunas baterías y como portador de carga positiva en otras. Aunque para ello también se utilizan otros elementos alcalinos (como el sodio, por ejem-

plo), el litio es muy apreciado por su alto potencial electroquímico y por su alta densidad de energía; además, porque es más eficiente en los procesos de carga de las baterías recargables. Sin embargo, como bien sabemos por experiencia, las pilas “envejecen” y terminan por no funcionar. De cualquier manera, debido a su uso en estos dispositivos, el litio se ha convertido en la mejor y más eficiente sustancia química para satisfacer esas necesidades. Dicho sea de paso, su demanda y su precio en el mercado siguen en aumento.

Otra aplicación del litio —que no resulta evidente por qué— es como medicamento psiquiátrico para tratar desórdenes mentales y depresivos, como el trastorno bipolar o el síndrome maniaco. Dicho elemento no se ingiere de manera pura sino como parte de sales de litio que en el cuerpo humano se liberan en forma de iones positivos. Como sucede con muchos fármacos, aún no es muy conocida su manera precisa de actuar, pero, por experiencia, con base en estudios realizados al respecto, los médicos descubrieron que el litio se distribuye en todo el sistema nervioso central y que interactúa con ciertos neurotransmisores y receptores. Su prescripción en esos tratamientos es objeto de investigaciones actuales en muchos laboratorios del mundo. Sin embargo, no hay que dejar de lado que el litio también es altamente tóxico y puede tener severos efectos secundarios.

Un último ejemplo de la modernidad del litio concierne a su uso en investigaciones de frontera en la física: en la producción de los gases más fríos que se conocen en nuestro universo. Estos gases, llamados *ultrafríos*, se producen en un puñado de laboratorios en el mundo, incluido uno en la UNAM, y tienen temperaturas de unos cuantos nanokelvin. Un nanokelvin equivale a la milmillonésima parte de un grado kelvin y es lo más cercano que los seres humanos nos hemos aproximado al cero absoluto de la temperatura. Contrariamente a lo que se afirma —que a esa temperatura cesa todo movimiento—, la realidad es que aún a esa magnitud gélida extrema muchos gases y lí-

quidos podrían fluir. Este flujo, sin embargo, no es “normal” como el que observamos cuando el agua corre. En realidad el fluido es un superfluido que puede, entre otras propiedades, moverse sin viscosidad. Estos efectos se deben a que a esas temperaturas tan bajas la mecánica cuántica establece las reglas del movimiento, aun a escalas macroscópicas. Y como el lector habrá adivinado, el litio es un gran protagonista en estas investigaciones. El elemento en cuestión resulta muy especial en este campo de estudio debido a que tanto el litio 6 como el litio 7 pueden utilizarse para generar esos estados exóticos de la materia, en parte por tener una gran versatilidad en la forma en que pueden ser controlados en el laboratorio. Esos estados novedosos constituyen lo que ahora llamamos *condensados de Bose-Einstein*, pronosticados hace casi 100 años por Albert Einstein. Los gases ultrafríos ofrecen un enorme potencial para entender y resolver muchos problemas de la física y, en ese sentido, los condensados de Bose-Einstein aportan una nueva manera de hacer investigación por ser simuladores cuánticos de otros problemas. Aunque es muy difícil predecir el impacto tecnológico de los gases ultrafríos, sí es factible adelantar que ya han dado frutos, por ejemplo en los relojes atómicos, que el lector puede consultar en el escrito sobre cesio de Eduardo Gómez en esta colección. Una aplicación que se rehúsa a concretarse es la computadora cuántica.

Quizás el litio sea la respuesta.

4. Berilio: tóxico, pero imprescindible

MARÍA ESTHER SÁNCHEZ CASTRO*



El berilio, de símbolo Be, es un metal con propiedades químicas y físicas únicas que lo hacen útil para varias aplicaciones, que van desde teléfonos celulares hasta componentes de armas nucleares. Es el metal más ligero después del litio y es menos reactivo que éste; es rígido, resistente a la corrosión, buen conductor de electricidad y calor y estable durante los cambios extremos de temperatura. Dado que el berilio es liviano pero fuerte como el acero, se utiliza en materiales estructurales ligeros como los empleados en motores de aviones y satélites, circuitos electrónicos de alta velocidad e instrumentos de precisión.

El berilio tiene el número atómico 4 y un peso atómico de 9.0122 g/mol. Se encuentra en la primera posición del grupo 2 de la tabla periódica de los elementos, conocido como *metales alcalinotérreos*, donde también se localizan el magnesio, el calcio, el estroncio, el bario y el radio. Posee una densidad de 1.846 g/cm³ a 20 °C y un punto de ebullición de 1 287 °C. El estudio del berilio y sus derivados se desarrolla de manera paralela con la creciente preocupación por su toxicidad, lo que ha desalentado la investigación básica e incluso algunas de las actividades

* Investigadora en Cinvestav, Unidad Saltillo. Integrante de los Programas de Posgrado en Sustentabilidad de los Recursos Naturales y Energía en Nanociencias y Nanotecnología. Su interés se enfoca en estudios de procesos verdes y sustentables para la síntesis de compuestos organometálicos y de coordinación y su interacción con nanoestructuras de carbono. Correo: sacesther@gmail.com.

industriales. Su clasificación como *elemento no radioactivo más tóxico*, que lo posiciona justo al lado del plutonio, ha propiciado que los estudios científicos sean extremadamente difíciles. Desde los inicios de la década de los ochenta del siglo pasado, los análisis teóricos han superado por mucho a sus contrapartes experimentales.

Pero conozcamos un poco de su historia y sus usos. En su forma más pura, el berilio era conocido y atesorado en la Antigüedad como una piedra preciosa. Se encontró en las minas Smaragd más antiguas conocidas, que se remontan aproximadamente al año 1650 a.C. en Egipto. El tono verde que presenta el berilo Smaragd lo produce el óxido de cromo (Cr_2O_3) que se halla como impureza. En 1798, el químico francés Louis-Nicholas Vauquelin lo aisló por primera vez del mineral berilo (sus variantes de color esmeralda, aguamarina y “crisoberilo”, berilo dorado —no el crisoberilo actual—, eran conocidas por los antiguos). En un principio se le identificó como glucinium (Gl) debido a las sales del metal glicinio o glicino que por ser solubles en agua tenían un sabor dulce y porque ese nombre resultaría fácil de recordar. Sin embargo, Martin Heinrich Klaproth consideró más sensato denominar a la nueva tierra *Beryllerde* (*Beryllina*) porque las sales de itrio también poseen un sabor dulce; de ese modo el *berilio* se aceptó de manera generalizada como elemento.

Aunque Friedrich Wöhler y Antoine Bussy aislaron este metal por primera vez en 1828, los procesos para producirlo a granel tardaron más de 100 años en desarrollarse. Aislar el berilio metálico de alta pureza y trabajarlo ha sido complicado en términos tecnológicos. A partir de 1898 los químicos intentaron aplicar la electrólisis de fluoruros de berilio para su obtención comercial, pero en la actualidad su producción depende en gran medida de la reducción de fluoruro de berilio (BeF_2) con magnesio o electrólisis de un cloruro alcalino de berilio.

El berilio ocupa la posición 47 de los elementos más abundantes en la corteza terrestre. Es un elemento raro en los me-

teoritos y en las atmósferas estelares, aunque no tanto en el espacio interestelar. Asimismo, es un elemento raro en la Tierra y por ese motivo su investigación requiere más esfuerzo. Se han realizado estudios geoquímicos de los contenidos de berilio en rocas y minerales terrestres, así como en meteoritos, que han confirmado la rareza de este metal. Se encuentra en compuestos minerales de granito o en rocas volcánicas como silicatos de berilio; por ejemplo, en berilo ($\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$), bertrandita ($\text{Be}_4\text{Si}_2\text{O}_7(\text{OH})_2$), fenacita (Be_2SiO_4) y crisoberilo (BeAl_2O_4).

A pesar de que se conocen aproximadamente otros 40 minerales que contienen berilio, éste es más abundante en los tres anteriores y su fuente de producción se halla en Juab County, Utah. También se encuentra en la bauxita, un óxido que se utiliza en la fabricación de aluminio, donde la cantidad de berilio varía según el origen de ese mineral. Si bien la bauxita no es una fuente de berilio para fines de producción, los trabajadores de la fundición de aluminio pueden estar expuestos a ese elemento por las emisiones de gases que emite.

Las piedras esmeralda y aguamarina son formas preciosas del berilo que cristalizan por el enfriamiento del magma debajo de la superficie terrestre. El cristal de esmeralda más impresionante encontrado hasta la fecha, de 7000 quilates, se descubrió en 1969, en Colombia, el mayor productor mundial de esmeraldas.

El berilio también está presente en combustibles fósiles sólidos y líquidos. La quema de carbón y petróleo produce partículas de berilio que pueden circular en el aire durante algún tiempo o asentarse en las vías fluviales. Los vegetales amarillos, como las zanahorias y el maíz, tienden a presentar mayores niveles de berilio, pero una vez ingerido el organismo lo desecha en horas o en días, por eso no existe riesgo para la salud. Sin embargo, el berilio inhalado puede tardar años en abandonar el cuerpo y tener efectos devastadores en los pulmones. Entre quienes están en este riesgo se encuentran las personas que trabajan en plantas procesadoras de sus derivados y los fumadores

de tabaco, ya que el referido metal tiende a concentrarse en él. En 1930, obreros de plantas productoras de berilio en Alemania, Italia y la Unión Soviética presentaron problemas de salud. La inhalación prolongada de ese elemento puede provocar una beriliosis: la cicatrización del tejido pulmonar, que, entre otras afecciones, produce dificultad para respirar y, en ocasiones, problemas cardiacos. Dicho metal se concentra en el cuerpo humano porque los átomos de nitrógeno de las proteínas se coordinan con el berilio y destruyen la función de los tejidos corporales.

El berilio es altamente tóxico y aumenta en entornos industriales. Como ya se mencionó antes, la toxicidad que muestran los compuestos de berilio ha desalentado las investigaciones experimentales. En 1940 se demostró que la enfermedad del berilio pulmonar (beriliosis) era causada por el silicato de zinc-berilio (willemita de berilio) utilizado como ingrediente en los fósforos. En la década de 1990 este mal resurgió, lo cual propició que las regulaciones redujeran de manera arbitraria el valor límite de exposición laboral de $2 \mu\text{g}/\text{m}^3$, establecido en la década de 1940, a $0.2 \mu\text{g}/\text{m}^3$. Sin embargo, se requiere mayor investigación para identificar el límite de umbral real por debajo del cual no se producirá el padecimiento.

Pese a su toxicidad, el berilio tiene diversas aplicaciones. En forma metálica se emplea en armas nucleares (cerca de 10% del consumo anual de berilio), partes de frenos de aviones, estructuras de naves espaciales, sistemas de navegación, ventanas de rayos X, espejos y componentes de audio. También funciona como reflector de neutrones en reactores atómicos. Los óxidos de berilio utilizados en cerámica se usan como sustratos en circuitos electrónicos de alta densidad, lo cual requiere 15% de la producción anual de berilio.

A medida que la demanda del berilio crece, aumentan sus aleaciones y sus compuestos. Las aleaciones con cobre, que representan 75% del uso anual de berilio, por lo general tienen un contenido de berilio de 0.15 a 2%, y se usan de manera am-

plia porque tienen buena conductividad, son resistentes a la corrosión, poseen gran dureza y no son magnéticas. Se aplican como conectores coaxiales en teléfonos celulares, computadoras, bujes de aeronaves, herramientas antichispas, interruptores y sensores automotrices, así como en moldes de inyección de plástico. Las aleaciones con aluminio, como los AlBeMet de Brush-Wellman, se emplean como sustratos ópticos para sistemas de visión nocturna y aplicaciones en aeronáutica.

De acuerdo con lo anterior, es difícil encontrar alternativas que sustituyan al berilio, por lo que es previsible que este metal continúe en uso en el futuro.

5. Boro: un elemento primordial en el origen de la vida

MILDRED QUINTANA*



El boro, con símbolo atómico B, es un elemento de suma importancia para la vida. Es un micronutriente fundamental para diversas funciones celulares de las plantas como la formación y la estabilidad estructural de la membrana plasmática, que le da funcionalidad e integridad a las células vegetales.

El boro es indispensable para la fijación de nitrógeno, fósforo, potasio y calcio, nutrientes esenciales para el crecimiento adecuado de plantas y semillas.

Sin boro, el transporte de azúcares o energía durante el crecimiento vegetal y la polinización de las semillas se ve altamente afectado. La carencia de boro produce raíces pequeñas y deficientes, semillas sin polen y plantas con pocas flores.¹ Se conoce muy poco sobre los mecanismos del boro en los vegetales, pero se sabe con certeza que estos últimos morirían si no lo contienen.

Aún más interesante es el hecho de que algunos científicos han señalado la importancia del boro en el origen de la vida.

* Investigadora en la Facultad de Ciencias y en el Centro de Investigación en Ciencias de la Salud y Biomedicina de la UASLP. Sus líneas de investigación se centran en el diseño y desarrollo de sistemas moleculares para aplicaciones en biomedicina, purificación de agua y recolección y almacenamiento de energía limpia. Correo: quintanamildred@gmail.com.

¹ P. H. Brown *et al.*, "Boron in Plant Biology", *Plant Biology*, vol. 4, núm. 2 (28 de junio de 2008), pp. 205-223.

Steven Benner, experto líder mundial en el tema, observó que sin este elemento muchos bloques moleculares constituyentes del ácido ribonucleico (RNA) primitivo, se separan al entrar en contacto con el agua, por lo que sólo en su presencia podrían haber formado el RNA y enseguida el ácido desoxirribonucleico (DNA) como los conocemos en la actualidad.² Los experimentos del doctor Benner generaron un controvertido debate durante una conferencia de geología en Florencia, Italia, en agosto de 2013, después de que la Administración Nacional de la Aeronáutica y el Espacio (NASA, por sus siglas en inglés) encontrara depósitos de boro en Marte. Benner argumentó al respecto: “[El planeta rojo] parece un lugar más probable que la Tierra para que la vida se originara”.³ Por supuesto, la anterior es una hipótesis que debe demostrarse; en la actualidad científicos de distintas disciplinas —geólogos, físicos, químicos, biólogos sintéticos y astronautas— trabajan en ello.

¿QUÉ SABEMOS DEL BORO?

El átomo de boro es el primer elemento de la decimotercera columna de la tabla periódica. Con el número atómico 5 y masa atómica 10.811 g/mol o u, el boro tiene cinco electrones, seis neutrones y cinco protones; se le clasifica como un metaloide, lo cual significa que presenta propiedades intermedias entre un metal y un no metal; o, dicho químicamente, puede comportarse como un ácido o como una base y es capaz de donar o ganar electrones.

El boro elemental se ha encontrado en polvo de estrellas y meteoritos, pero no existe de forma natural en la atmósfera

² Steven A. Benner, *Life, the Universe and the Scientific Method*, The FAME Press, Florida, 2009.

³ Carl Zimmer, “A Far-Flung Possibility for the Origin of Life”, *The New York Times* (12 de septiembre de 2013). Disponible en <https://www.nytimes.com/2013/09/12/science/space/a-far-flung-possibility-for-the-origin-of-life.html> (consultado el 27 de septiembre de 2023).

oxidante de la Tierra. Este elemento se produce completamente por espalación o “astillamiento” de rayos cósmicos, es decir, por reacciones nucleares espontáneas que generan nucleosíntesis. En este proceso, los elementos químicos se constituyen a partir del impacto de los rayos cósmicos de alta energía con la materia, que originan fisión nuclear. Los átomos de boro, al igual que sus contrapartes de carbono, pueden formar diferentes tipos de enlaces y crear diversas estructuras químicas llamadas *alótropos*. Entre los alótropos del boro se halla el boro amorfo, el cual es un polvo negro opaco cuyos átomos se enlazan de manera aleatoria o semialeatoria y producen un sólido vítreo. Por otro lado, los compuestos cristalinos del boro, de los cuales se han reportado al menos 14 —aunque no todos han sido confirmados en términos experimentales—, forman cristales extremadamente duros con colores dependientes de la fase cristalina en la que se encuentran. Por ejemplo, la fase romboédrica forma cristales rojos claros; la fase tetragonal es un cristal negro opaco con lustre metálico; la fase rómbica es un cristal brillante plateado-verdoso, y la fase ortorrómbica es un cristal gris oscuro.

En general, el boro tiende a formar enlaces covalentes más que enlaces iónicos; es decir, comparte electrones con los elementos con los que se encuentra enlazado, creando estructuras químicas de alta resistencia mecánica. El mejor ejemplo de lo anterior es el nitruro de boro (BN), conocido como el segundo compuesto químico más duro después del diamante, un alótropo del carbono. En la Tierra, el boro se halla en las rocas, los suelos y el agua en concentraciones menores a 10 partes por millón (ppm) combinado principalmente con oxígeno. Las mayores concentraciones de boro se reportan en el oeste de Estados Unidos y en zonas que van desde el Mediterráneo hasta Kazajistán. Se cree que desde hace más de 4000 años los babilónicos importaban bórax para el tratamiento del oro. El bórax es un mineral cuyo nombre proviene de la palabra árabe *burah*, de la cual el boro obtuvo su denominación.

El boro también fue usado por los chinos y por los antiguos egipcios para momificar cuerpos y con fines medicinales. La primera fuente de bórax surgió de los lagos tibetanos, de donde el bórax se transportaba con ovejas desde el Himalaya hasta la India. Los geólogos creen que los depósitos de bórax se crearon a partir del ácido bórico volátil presente en el vapor de los géiseres. Por ejemplo, los *soffioni* en la Toscana, Italia, constituyeron una importante fuente de ácido bórico en Europa durante el periodo comprendido entre 1820 y 1950.⁴

El boro fue descubierto en 1808 por Louis Josef Gay Lussac y Louis Jacques Thénard en París, Francia, y al mismo tiempo por Humphry Davy en Londres, Inglaterra. Ambos grupos de investigación aislaron el boro al combinar ácido bórico (H_3BO_3) con potasio. En la actualidad el boro se obtiene calentando carbono con bórax ($Na_2B_4O_7 \times 10H_2O$). La mayoría de los compuestos de boro se refina para crear ácido bórico y bórax, los cuales han sido usados desde hace tiempo para la producción de insecticidas, retardadores de flamas, juegos pirotécnicos de color verde, antisépticos, detergentes, cosméticos, vidrios, cerámicos y esmaltes. El boro se utiliza para producir vidriería altamente resistente al calor y a la presión, ya sea para el trabajo en el laboratorio o para cocinar.

La química del boro es muy amplia y aún no está del todo explorada. Diferentes aplicaciones en una gran variedad de campos de la ciencia y la tecnología se desarrollan en la actualidad.⁵ Por ejemplo, en tiempos recientes en el área biomédica se ha demostrado que complejos de boro y análogos de aminoácidos de boro y sus derivados son sustancias farmacológicamente activas que: 1) disminuyen los niveles de lípidos en sangre, conocidos como hipolipemiantes; 2) son antiinflamatorias; 3) son antineoplásicas, pues impiden el desarrollo, el cre-

⁴ W. G. Woods, "An Introduction to Boron: History, Sources, Uses, and Chemistry", *Environ Health Perspect*, vol. 102 (noviembre de 1994), pp. 5-11.

⁵ Narayan S. Hosmane, *Boron Science New Technologies and Applications*, CRC Press, Florida, 2012.

cimiento y la proliferación de células tumorales malignas; 4) son antiosteoporóticas, ya que detienen el deterioro óseo, y 5) funcionan como inhibidores de la proteasa de VIH.

Además, los compuestos de boro pueden usarse como radioisótopos y captadores de neutrones en diferentes terapias médicas. En electrónica y optoelectrónica, algunos derivados del boro se utilizan para el desarrollo de dispositivos que involucran óptica no lineal, cristales líquidos y compuestos fotoluminiscentes. En el rubro de la energía, el boro juega un papel importante en el desarrollo de materiales para el almacenamiento de hidrógeno, la recuperación de hidrocarburos, la producción de agentes anticorrosivos y el tratamiento de desechos nucleares.

El boro nunca ha alcanzado la popularidad de otros elementos como el carbono, el nitrógeno, el oxígeno o algunos metales como el oro y la plata, pero, en definitiva, ha hecho una contribución significativa a nuestras vidas, quizá desde su origen. Aún quedan grandes retos; por ejemplo, se deben esclarecer —con las herramientas de la química supramolecular— las propiedades químicas y físicas que explican la importancia del boro en procesos naturales en los que se ha visto envuelto durante el origen de la vida y en el sustento de las plantas. Los químicos y los biólogos sintéticos buscan mejorar nuestro nivel de vida mediante la síntesis de nuevos compuestos de boro que enriquecen las tecnologías y los procesos actuales en una gran variedad de aplicaciones y, por supuesto, se vislumbran emocionantes perspectivas en el uso futuro de este elemento.

6. Carbono: el superhéroe de la tabla periódica

PAVEL VOROBIEV*



Lo verdaderamente notable de la naturaleza es que el carácter del universo entero depende de la posición de un nivel de energía concreto en un núcleo atómico concreto... Y eso marca toda la diferencia en el mundo.

RICHARD FEYNMANN

Todos somos carbono...

HUGO LÓPEZ CANTÚ

Si la tabla periódica fuera un cómic, una historieta, el personaje del carbono sería en definitiva el superhéroe mejor dotado de habilidades, empezando porque es un elemento tetravalente, sin duda su principal habilidad.

Veámoslo más de cerca:

Elemento número 6 de la tabla periódica

Símbolo: C

Masa atómica: 12.01

Estructura: $1s^2 2s^2 2p^2$

* Integrante del Centro de Investigación en Materiales Avanzados. Sus líneas de especialidad se centran en la automatización y el control de procesos de manufactura, soluciones algorítmicas para ahorro de energía, entre otras. Es un astrofotógrafo excepcional y músico de la banda llamada Las Historias del Carbono. Correo: pavel.vorobiev@cimav.edu.mx.

Su estructura atómica le brinda un sinfín de posibilidades para unirse a otros elementos y originar compuestos orgánicos o inorgánicos; entre ellas, la formación de cadenas extremadamente largas de polímeros, lo cual fue, quizás, el mecanismo que permitió la autoorganización de la vida misma. Analice con detalle el *curriculum vitae* de nuestro superhéroe.

En la corteza terrestre el carbono es aproximadamente el decimoquinto elemento en abundancia. En su estado natural puede encontrarse en forma de cuerpo simple como carbón o, ni más ni menos, como diamante.

El primero sería una roca sedimentaria de color negro, muy rica en carbono, que también contiene hidrógeno, azufre, oxígeno y nitrógeno. Se considera que la mayoría de este mineral se originó a partir de vegetales que crecieron hace aproximadamente 300 millones de años. (En otras palabras, es contemporánea de los dinosaurios.) En esta configuración el carbono es una fuente no renovable de energía fósil, y los tres países con las mayores reservas de carbón probadas (casi 50% de las reservas mundiales en conjunto) son Estados Unidos, Rusia y China.

Entretanto, el diamante, la otra forma simple, cuyo nombre proviene del griego *adamás* y significa “invencible”, es uno de los minerales más preciados en el mundo por sus características físicas y ópticas. El diamante natural se forma en condiciones de presión y temperatura extremas que originan una estructura cristalina cúbica. Ésta se forma a profundidades de unos 200 kilómetros y tiene una edad cercana a los 2000 millones de años —la mitad de la edad de la Tierra—. La siguiente vez que vea uno ¡recuerde esta cifra! Como resultado de tan extremas condiciones, la red cristalina de diamante le brinda una extraordinaria transparencia (con una banda prohibida de 5.5 eV) y dureza. El diamante es tan duro que sólo puede ser cortado por otro diamante. Por esa razón es tanpreciado para crear herramientas de ingeniería de gran precisión. Aunque también podríamos decir que representa el lado romántico de nuestro superhéroe.

Antes de analizar otros de sus compuestos, veamos qué más isótopos simples contiene dicho elemento. *Isótopos* podríamos llamarles a los primos hermanos de nuestro superhéroe: átomos con el mismo número de protones en sus núcleos, pero diferentes cantidades de neutrones. El más cautivante, sin duda alguna, es el isótopo carbono 14, cuya propiedad es inestable y se descompone radioactivamente.

Pero ¿por qué este primo del carbono nos cautiva? ¡Porque es una máquina de tiempo!

Una herramienta brindada por la naturaleza y descubierta en 1940 por Martin Kamen y Sam Ruben para determinar la edad de los fósiles con base en el conocimiento del tiempo de su vida media. Este isótopo se produce de manera constante en la atmósfera como consecuencia del bombardeo de los rayos de la radiación cósmica. En consecuencia, las plantas y los seres lo absorben mientras están vivos. Al morir, la planta o el animal dejan de atraerlo y retenerlo, y su contenido residual decae radioactivamente, por lo que la edad del fósil puede calcularse con base en una simple ecuación diferencial que modela la ley de crecimiento de población (o decrecimiento, en este caso). Gracias a este elemento y esta técnica conocemos la edad de los animales que se han extinguido en los últimos 50 000 años, y también la antigüedad de las artesanías de los primeros seres humanos.

Otro isótopo conocido es el carbono 12, que es estable, ya que contiene un neutrón por cada protón que posee en su núcleo, y fue seleccionado tiempo atrás ni más ni menos que para determinar la definición del *mol*. Con base en esta unidad se mide la cantidad de sustancia en la química.

Después de revisar a los familiares del superhéroe carbono con sus primos y sus hermanos, pasemos a sus demás relaciones, ¡que vaya si son complicadas!

Aunque con frecuencia asociemos el carbono con la vida, existen compuestos inorgánicos que se forman con él: son aquellos que no contienen enlaces entre átomos de carbono, pero sí

con otros elementos. Los más conocidos son el monóxido de carbono (CO) y el dióxido de carbono (CO₂). El primero es famoso por su toxicidad y por utilizarse en las guerras del siglo xx como arma biológica, ya que su molécula presenta una gran afinidad por la hemoglobina (cientos de veces superior a la del oxígeno). El segundo se menciona todos los días en las noticias en temas de ecología, pues se trata de un gas de efecto invernadero que tiene influencia sobre el medio ambiente de nuestro planeta.

Pero donde con más “familiares” cuenta nuestro superhéroe es, sin duda, en el “pueblo” de los compuestos orgánicos. No sólo nos hallamos rodeados de estos últimos, sino que prácticamente estamos hechos de ellos. La razón es que el carbono puede compartir hasta cuatro electrones de su órbita de valencia para enlazarse con otros elementos. Hoy en día se conocen más de dos millones de éstos y no hay seguridad de que sean todos los posibles. De los que sí se sabe, resulta única su habilidad para formar enlaces de distinta geometría entre los propios átomos de carbono, ya que dicho elemento puede enlazarse entre sí creando largas cadenas lineales, ramificadas; es capaz de formar anillos y esferas, tubos y planos bidimensionales, que derivan en todo un mundo de sustancias con infinidad de propiedades. La complejidad y la diversidad de compuestos con base en el carbono resulta de formar megamoléculas de miles o hasta de millones de átomos, a los cuales se les denomina *polímeros*.

En la vida cotidiana usamos desde el caucho —un polímero que se produce de manera natural en la corteza de algunos árboles— hasta los derivados del petróleo. Más allá del combustible, en la vida moderna del siglo xxi dos terceras partes de los objetos que nos rodean están hechas con algún tipo de plástico obtenido del petróleo.

A partir de este tipo de moléculas también se forman las grasas, las proteínas y los ácidos nucleicos. Por ejemplo, la glucosa, que se origina en la fotosíntesis, es el principal combustible de los seres vivos. Cadenas largas de aminoácidos forman las proteínas, por cuyo intercambio entre sí funcionan nuestros

mecanismos biológicos. A este proceso se le conoce como *metabolismo*. Sólo conocemos 20 aminoácidos que pueden formar una gran variedad de proteínas, algunos de los cuales son: elastina, gluteína, insulina y colágeno. Entre sus funciones destaca la formación de anticuerpos que protegen a los organismos de infecciones y enfermedades. El colágeno, por ejemplo, es un material esencial en la formación de tendones (mecanismos del movimiento). La queratina crea las estructuras del cabello y las uñas, mientras que la actina y la miosina constituyen los músculos.

Algunas proteínas son reservas y fuentes de energía, otras son formadoras de caparazones de insectos y animales marinos, y unas más son, inclusive, la materia que genera la memoria misma, según el estudio reciente publicado en *Genome Biology* (el nombre de dicha proteína es *Staufen homolog 2*). No bastaría un libro completo para describirlas a todas.

Entre los compuestos orgánicos debemos destacar al ácido desoxirribonucleico, o ADN, que también está configurado por las macromoléculas unidas por los átomos de carbono, llamados en general *nucleótidos*. Se trata del material genético que controla cada célula; por ejemplo, controla la síntesis de proteínas y es el componente de carácter hereditario (sabe reproducirse a sí mismo) gracias al cual fue posible la evolución de vida en la Tierra.

En la ciencia moderna respectiva juegan un papel importante los llamados “materiales del futuro”, esto es, los nanotubos de carbono, los fulerenos y los grafenos; asimismo son estructuras interesantes de carbono con propiedades versátiles que podrían ayudarnos a resolver la crisis energética y trascender al “mundo del mañana”, con el cual han soñado los escritores de ciencia ficción más atrevidos. Por cierto, estos soñadores usaron carbono (grafito, corazón de un lápiz) para escribir sus historias sobre... carbono (celulosa, base del papel).

Sin duda alguna es posible afirmar que el carbono desempeñó el papel más importante en la creación de la vida en la

Tierra como la conocemos, en todos sus aspectos, incluidas la creatividad y las comodidades. Ésta es la razón por la cual buscamos vida a base de carbono en otros planetas. Podría ser que sí la hallemos de ese modo, pero, ¿existiría otro sustento elemental que conforme toda una historia de evolución completamente distinta?

¿Podría existir en otros mundos su propio y único superhéroe?

7. Nitrógeno: no sólo para hacer helados

ADRIANA CORVERA POIRÉ*



Los helados pueden elaborarse de muchas maneras. Una de las formas más antiguas de fabricarlos es combinar los ingredientes deseados y batirlos con frecuencia mientras se congelan. Así, el aire queda poco a poco atrapado en la mezcla y se logra una consistencia suave. En la actualidad, es común encontrar heladerías que congelan estos lácteos en pocos minutos con nitrógeno líquido. En este estado, el nitrógeno se halla a una temperatura menor a $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$ y, por la rapidez de la congelación, provoca que se formen cristales más pequeños que los que se obtienen con los métodos tradicionales de elaboración de helado. En consecuencia, se consigue un producto de consistencia más suave y cremosa. Lo anterior es sólo uno de los usos que tiene el nitrógeno.

El nitrógeno, de símbolo N, es un elemento abundante en los seres vivos, esencial para la vida tal como la conocemos. Cerca de 3% de la masa corporal de una persona corresponde a átomos de nitrógeno que están combinados con otros elementos, como el carbono, el oxígeno y el hidrógeno, formando aminoácidos, ácidos nucleicos y otras moléculas. También es

* Doctora en ciencias (biología molecular). También estudió la licenciatura en lengua y literaturas hispánicas en la Facultad de Filosofía y Letras de la UNAM. Es editora de textos científicos en Editage. Le encanta viajar y visitar jardines botánicos. Correo: acpoire@gmail.com.

un elemento abundante en nuestra atmósfera. Cerca de 78% del aire se compone de nitrógeno en su forma molecular, N_2 . Si hablamos de su clasificación, se trata de un no metal que pertenece al grupo 15 y al periodo 2 de la tabla periódica; tiene varias valencias (1, 2, 3, -3, 4, 5) y un peso atómico de 14.006. A temperatura ambiente, el nitrógeno es un gas inerte, incoloro, insípido e inodoro.

Existe un segundo isótopo de nitrógeno: el nitrógeno 15, que es estable y no radioactivo. Se encuentra en la naturaleza en concentraciones pequeñas y, con frecuencia, se utiliza en investigación, ya que puede rastrearse y diferenciarse de los átomos de nitrógeno 14.

En el siglo XVIII, en Edimburgo, Escocia, algunos investigadores experimentaron con un ratón y una vela en un ambiente cerrado. Después de cierto tiempo, el primero moría por asfixia y la segunda se apagaba, pues todo el oxígeno del aire se había consumido. Con base en este experimento y otros más, que incluyeron la remoción de bióxido de carbono, Daniel Rutherford notó, en septiembre de 1772, que el aire era rico en un elemento químico no descrito con anterioridad, al cual se le denominó *aire mefítico*; posteriormente se le llamó *ázo*e (sin vida) y en 1790 se designó como *nitrógeno*.

A pesar de su abundancia en el aire, el nitrógeno (N_2) no está disponible para combinarse con facilidad con otros elementos, pues el nitrógeno molecular permanece unido a nivel atómico por un enlace triple que requiere mucha energía para romperse. En la naturaleza sólo existen pocas vías para deshacer dicho enlace y obtener compuestos nitrogenados aprovechables por los seres vivos, que se reconstituyen a través del llamado *ciclo del nitrógeno*. Esta serie de transformaciones periódicas involucra a los procesos de fijación de nitrógeno, nitrificación, desnitrificación y Anammox (ANAerobic AMMONium OXidation).

La fijación de nitrógeno puede llevarse a cabo por métodos físicos y biológicos. Los rayos producidos durante una tormen-

ta eléctrica son suficientes para romper el triple enlace del N_2 y permitir la formación de nitratos asimilables por las plantas. La fijación biológica del nitrógeno es el otro mecanismo de reducción del N_2 atmosférico que propicia la formación de amoníaco y que ocurre por la acción de ciertas variedades de bacterias (algunas eubacterias, archeas y cianobacterias), en vida libre o en simbiosis, gracias a una enzima sensible al oxígeno llamada *nitrogenasa*. Algunas bacterias que fijan nitrógeno en vida libre son también fotosintéticas, por lo que producen oxígeno. Así, han desarrollado estrategias para mantener a la nitrogenasa lejos de este ambiente oxigenado. Por ejemplo, hacer fotosíntesis durante el día y fijar nitrógeno por la noche es una manera de aislar con éxito ambos procesos.

Entretanto, algunas cianobacterias forman estructuras especializadas conocidas como *heterocistos*, en las que fijan nitrógeno en un ambiente de bajas concentraciones de oxígeno. Por último, las bacterias simbióticas fijadoras de nitrógeno establecen relaciones complejas y particulares con plantas huéspedes en las que encuentran un microambiente propicio para el buen funcionamiento de la nitrogenasa. Por ejemplo, las bacterias del género *Rhizobium* crean asociaciones con las raíces de plantas leguminosas en las que se desarrollan estructuras denominadas *nódulos*. En su interior, la concentración de oxígeno se regula gracias a una proteína de origen vegetal llamada *leghemoglobina* y las bacterias son capaces de reducir el nitrógeno atmosférico a amoníaco. Este último, producto de la fijación biológica del nitrógeno, se transforma con rapidez en amonio, el cual absorben la planta hospedera y también las raíces de la vegetación que crece en los alrededores, y, si se produce en exceso, se transforma en nitritos y nitratos a través de bacterias nitrificantes del suelo.

Los restos de plantas y animales también son ricos en compuestos nitrogenados asimilables. Gracias a la acción de organismos que descomponen materia orgánica (algunas bacterias y hongos) se libera amonio en el medio y se recicla a través de

las bacterias nitrificadoras. Un grupo de bacterias desnitrificantes cierra el ciclo al convertir los nitratos en N_2 .

Como ya dijimos, las reacciones de Anammox también son parte del ciclo del nitrógeno. En ellas el amonio se oxida al combinarse con nitritos por acción de bacterias anaerobias como *Brocadia anammoxidans*. El resultado es la “pérdida” del nitrógeno y su retorno a la forma molecular. Este proceso, descubierto a finales del siglo xx, es muy común en ambientes acuáticos de baja concentración de oxígeno.

El nitrógeno atmosférico también puede reducirse por medio de procesos industriales para la obtención de materias primas útiles en la fabricación de fertilizantes, limpiadores, explosivos (como la nitroglicerina) y combustibles.

El ser humano ha aprendido a usar este elemento a su favor en diversas áreas de su cotidianidad. En la industria de los alimentos, además de emplearse en la fabricación de helados, el nitrógeno líquido se utiliza para congelar con rapidez alimentos, y en el ramo cervecero permite generar burbujas de menor tamaño que aquellas que se forman al usar bióxido de carbono. En las áreas de investigación y medicina es útil en la eliminación de verrugas y otras lesiones de la piel como las queratosis seborreicas y hasta ciertos tumores, además de ayudar a la conservación de tejidos (técnicas de crioconservación) y en algunos tipos de cirugías (criocirugías). Uno de sus derivados, el óxido nitroso, es ampliamente utilizado como anestésico. Asimismo, el nitrógeno sirve para inflar neumáticos —pues su volumen es más estable que el del aire (por ser menos sensible a los cambios de temperatura)— no sólo en la industria automotriz, sino también en la aviación. Además, está presente en el ramo electrónico, al integrar ambientes inertes en los que los circuitos en construcción no se oxidan, y en la cinematografía, en la realización de efectos especiales.

El creciente uso de fertilizantes nitrogenados, aunque en apariencia resulta útil en la agricultura, es un arma de doble filo, pues el exceso de nitritos y nitratos derivados de los mis-

mos llega a los mantos freáticos y contamina el agua. Un alto consumo de compuestos nitrogenados tiene efectos adversos en la salud, ya que provoca, por ejemplo, alteraciones en la estructura de la hemoglobina y, en consecuencia, una disminución de la capacidad de transportación de oxígeno en el cuerpo. También es posible que el aumento en el consumo de agua contaminada con nitritos o nitratos tenga una relación directa con la formación de ciertos tipos de cáncer. De igual modo se ha observado un efecto directo entre el empleo de fertilizantes nitrogenados y el decrecimiento de la biodiversidad. Así pues, es importante que el ser humano haga un esfuerzo por optimizar la aplicación de ciertos compuestos nitrogenados y disminuir su uso en beneficio de todos los seres vivos. Una alternativa viable es recurrir a mezclas que contengan organismos fijadores de nitrógeno que contribuyan a enriquecer las tierras de cultivo.

El nitrógeno es un elemento abundante en las estrellas, formado hacia el interior de ellas; también constituye 98% de la atmósfera de Titán, la luna más grande de Saturno, y sólo representa 2.6% de la atmósfera marciana. De acuerdo con información de la Administración Nacional de la Aeronáutica y el Espacio (NASA, por sus siglas en inglés), las auroras boreales y australes que adornan el cielo en los polos son resultado del choque de electrones de rápido movimiento del espacio con el oxígeno y el nitrógeno de la atmósfera terrestre. Tras la colisión, las moléculas excitadas regresan a su estado de reposo y liberan energía en forma de luz.

El nitrógeno es, pues, parte esencial del universo, de nuestra atmósfera y de la vida. Sin darnos cuenta, sus características nos permiten disfrutar con más de uno de nuestros sentidos y con cada respiración llenamos los pulmones con él (aunque salga tal cual entró). Hemos aprendido a aprovecharlo a nuestro favor y tenemos que controlar su uso antes de que sea demasiado tarde. El nitrógeno es, sin duda, un elemento que seguirá dando mucho de qué hablar en el futuro.

8. Oxígeno: el aire del fuego

MOISÉS SANTILLÁN ZERÓN*



El oxígeno es el octavo elemento de la tabla periódica y se representa con el símbolo O. Su nombre proviene del griego y literalmente significa “productor de ácidos”, pues durante la época en que se acuñó se creía de manera incorrecta que todos los ácidos requerían oxígeno para su composición.

En condiciones normales de presión y temperatura, dos átomos de este elemento se enlazan para formar el dióxígeno, un gas diatómico incoloro, inodoro e insípido con fórmula O_2 . El oxígeno es integrante del grupo de los anfígenos en la tabla periódica y es un elemento no metálico altamente reactivo, capaz de formar compuestos (en especial óxidos) con la mayoría de los elementos. Asimismo, es un fuerte agente oxidante y su electronegatividad es la segunda más alta de todos aquéllos, sólo superado por el flúor. Tras el hidrógeno y el helio, el oxígeno es el tercer elemento más abundante del universo (en lo que a masa se refiere). En la corteza terrestre es el más predominante, pues constituye alrededor de la mitad de su masa. Sin embargo, debido a su reactividad química, no puede permanecer en la atmósfera como elemento libre sin que los organismos

* Investigador del Cinvestav, Unidad Monterrey. Físico de formación, biofísico y biomatemático de profesión, científico por vocación y con interés por la filosofía y la historia de la ciencia. Trabaja en biología matemática teórica y experimental. Correo: moises.santillan@me.com.

fotosintéticos lo abastezcan de nuevo. El oxígeno diatómico constituye cerca de 21% del volumen de la atmósfera terrestre. Finalmente, como es bien sabido, es componente fundamental del agua, esencial para la vida.

Junto con el carbono, el hidrógeno, el nitrógeno, el fósforo y el azufre, el oxígeno es uno de los elementos más comunes en las reacciones bioquímicas. El oxígeno molecular (O_2) es fundamental para la respiración, entendida esta última no sólo como el acto de transportar oxígeno del medio hasta nuestras células, sino también como el conjunto de reacciones bioquímicas a través de las cuales determinados compuestos orgánicos se degradan por completo para proporcionar energía aprovechable por la célula. La glucosa es la fuente de carbono y de energía favorita de todas las células vivas, pero ésta es una molécula demasiado grande y con vasto contenido energético como para participar de manera directa en las reacciones bioquímicas. En lugar de eso, las moléculas de glucosa son degradadas en porciones más pequeñas mediante una reacción exotérmica que se denomina *glucólisis* (equivalente a una combustión controlada), y la energía liberada se emplea en la síntesis de ATP: la moneda de cambio energético más común en las reacciones bioquímicas. Existen varios tipos de glucólisis. La que nos concierne en este caso es aquella que involucra oxígeno y que por ende recibe el nombre de *glucólisis aeróbica* o *respiración*.

Muchos organismos somos aeróbicos obligados, lo cual significa que metabolizamos glucosa a través de la respiración y no sobrevivimos sin oxígeno. Pero no siempre fue así. La atmósfera de la Tierra primitiva era muy pobre en oxígeno y ningún organismo usaba la respiración en su metabolismo. Sin embargo, quizá debido al surgimiento de los primeros organismos fotosintéticos (las cianobacterias) los niveles de oxígeno atmosférico aumentaron con rapidez, pues dicho elemento es un subproducto de la fotosíntesis. Tan drástico fue el aumento, que se cree que el ambiente oxidativo resultante ocasionó una gran extinción a escala planetaria y propició la evolución de

organismos capaces de usar el oxígeno a su favor en las reacciones metabólicas. Esto ocurrió hace aproximadamente 2 400 millones de años y se le conoce como la Gran Oxidación, la Catástrofe del Oxígeno, la Crisis del Oxígeno, el Holocausto del Oxígeno o la Revolución del Oxígeno. Es muy probable que la existencia de una atmósfera oxidativa haya propiciado el origen de las mitocondrias, pues justo en estos organelos se lleva a cabo la respiración. Sin embargo, como resultado de su funcionamiento, las mitocondrias producen especies reactivas de oxígeno que pueden dañar el ADN. Lo anterior generó una presión evolutiva que favoreció el surgimiento de mecanismos eficientes capaces de prevenir y reparar los daños al ADN provocados por el estrés oxidativo; mecanismos como el encapsulamiento del material genético en el núcleo celular y la reproducción sexual. Así, la aparición de organismos eucariontes (con núcleo verdadero) y la reproducción sexual parecen ser consecuencias secundarias del aumento repentino del oxígeno atmosférico.

El oxígeno fue descubierto de forma independiente por el farmacéutico sueco Carl Wilhelm Scheele y por el clérigo británico Joseph Priestley. Scheele lo produjo al calentar óxido de mercurio y varios nitratos alrededor de 1772; lo llamó aire del fuego, pues era esencial para la combustión. Él mismo reportó su descubrimiento en un artículo titulado *Chemische Abhandlung von der Luft und dem Feuer (Tratado químico del aire y del fuego)*. Aunque el manuscrito fue enviado al editor en 1775, no se publicó sino hasta 1777. Previamente, en 1774 Priestley llevó a cabo un experimento en el que enfocó la luz solar sobre óxido de mercurio dentro de un recipiente de cristal herméticamente cerrado, en el que además había una vela y un ratón (ya se sabía entonces que en dichas condiciones la combustión de la primera hacía morir al segundo). El óxido de mercurio calentado liberó un gas que Priestley llamó *aire desflogisticado*, el cual propiciaba que la vela prendiera con más viveza y que el roedor estuviera más activo y viviera más tiempo. Priestley publicó sus resultados en 1775, en un artículo titulado *An Account*

of Further Discoveries in Air (Informe de descubrimientos adicionales sobre el aire).

El químico francés Antoine Lavoisier reclamó con posterioridad el descubrimiento independiente del oxígeno. Sin embargo, existe bastante evidencia de que él conocía los trabajos de Scheele y Priestley. Lo anterior le ganó cierto descrédito en su época. Empero, es justo reconocer sus contribuciones, pues condujo los primeros experimentos cuantitativos adecuados sobre la oxidación y dio la primera explicación correcta acerca del mecanismo de la combustión. Más aún, Lavoisier demostró que la sustancia descubierta por Priestley y Scheele era un elemento químico, al que nombró *oxígeno*, y probó que el aire es una mezcla en la que los componentes básicos son el oxígeno y el *ázo*, al que luego se le denominaría *nitrógeno*. Las contribuciones del químico francés quedaron documentadas en su libro *Sur la combustion en général (Sobre la combustión en general)*, publicado en 1777.

Uno de los hitos en el desarrollo de la termodinámica y de la física en general es el descubrimiento del equivalente mecánico del calor. Hasta principios del siglo XIX la teoría aceptada del calor era la del calórico. Alrededor de 1797, Benjamin Thompson, conde de Rumford, notó que cuando usaba una herramienta de corte desafilada para perforar cañones se podía liberar calor de manera inagotable. Esto obviamente contradecía la teoría del calórico, según la cual todos los objetos tenían una capacidad finita para almacenar calor. El artículo en el que el conde de Rumford publicó sus resultados al año siguiente —*An Experimental Enquiry Concerning the Source of the Heat which is Excited by Friction (Una investigación experimental concerniente a la fuente de calor provocada por fricción)*— llamó la atención de los investigadores de su época y esto comenzó la revolución que dio origen a la termodinámica en el siglo XIX.

Uno de los científicos inspirados por el trabajo del conde de Rumford fue el físico inglés James Prescott Joule. En 1745

publicó los resultados de una serie de ingeniosos experimentos en un artículo titulado *The Mechanical Equivalent of Heat (El equivalente mecánico del calor)*. En dicho texto Joule especificó, entre otras cosas, un valor numérico de la cantidad de trabajo mecánico requerido para producir una unidad de calor.

Aunque las contribuciones de Joule son las más conocidas, la idea de que el calor y el trabajo son equivalentes también fue propuesta de manera independiente por el físico y médico alemán Julius Robert von Mayer en 1842, así como por el físico danés Ludwig A. Colding en 1840-1843. Mayer midió y publicó un valor numérico para el equivalente mecánico del calor, aunque no era tan preciso como el de Joule. Mayer fue lo que hoy en día llamaríamos un *científico interdisciplinario*; además de sus aportaciones en física, hizo descubrimientos muy importantes en bioquímica. Fue la primera persona en describir la glucólisis como la fuente de energía más importante de los seres vivos. Y lo que resulta más interesante es que hay indicios de que sus ideas sobre el equivalente mecánico del calor se inspiraron en sus investigaciones sobre la glucólisis.

En resumen, el oxígeno es un elemento muy interesante por múltiples razones; entre otras:

1. Por sus propiedades químicas peculiares.
2. Por su papel en el desarrollo de la vida en la Tierra.
3. Por el lugar que ocupa en la bioquímica y la bioenergética.
4. Por su papel en la historia de la ciencia.

9. Flúor: en soledad... reactivo y peligroso

PLINIO JESÚS SOSA FERNÁNDEZ*



Elemental, mi querido Watson.

Las reacciones de síntesis y las de análisis son quizá las más importantes en química. Ambas podrían describirse de forma muy simple: en las primeras, dos sustancias actúan entre sí y producen una tercera; es decir, desaparecen dos y aparece una. Por el contrario, en las segundas una sola sustancia reacciona (mediante calor o electricidad) para generar dos más; es decir, desaparece una y aparecen dos.

A través de reacciones sucesivas de síntesis es posible preparar sustancias cada vez más complejas. Y, al revés, mediante las de análisis se pueden preparar sustancias cada vez más simples.

En cuanto a diversidad y complejidad en la síntesis de nuevas sustancias las posibilidades parecen no tener límites. Se estima que cada año se añaden unos 10 millones de sustancias químicas al arsenal de que dispone la humanidad, que en la actualidad lo conforman más de 219 millones.

Sin embargo, en el otro sentido, el del análisis, sí existe un límite. De esos 219 millones de sustancias, 118 no presentan reacciones de descomposición. Es decir, son las más simples de

* Investigador de la Facultad de Química, UNAM. Por su destacada trayectoria en docencia, en 2018 recibió el Premio Nacional de Química Andrés Manuel del Río. Correo: pliniux@gmail.com.

todas. Reaccionan con otras para generar sustancias más complejas, pero no pueden descomponerse para configurar otras más simples.

A estas últimas se les denomina *sustancias elementales* y a partir de ellas se pueden sintetizar todas las demás, conocidas como *sustancias compuestas*.

Las sustancias elementales se llaman así porque sólo constan de átomos del mismo tipo; es decir, están constituidas por átomos de un mismo elemento químico. En cambio, las sustancias compuestas se conforman, al menos, por dos tipos de átomos; es decir, las integran varios elementos químicos.

Sustancia elemental y elemento químico no son sinónimos. Un elemento químico es una entidad simbólica que sirve para representar los átomos de distinto tipo. Mientras que las sustancias elementales pertenecen al mundo de la materia y a una escala macroscópica, los elementos químicos son propios del universo de las ideas y a una escala nanoscópica.

Existen 118 elementos distintos. Lo que distingue a uno de otro es la cantidad de protones (llamado *número atómico*) que tiene en su núcleo. A cada cual se le ha dado un nombre y un símbolo químico, y se acostumbra agruparlos en la denominada *tabla periódica de los elementos*. El flúor es uno de ellos.

¡UBÍCATE!

Los elementos de la tabla periódica están ordenados de acuerdo con su número atómico. El flúor, F, se ubica en la novena casilla (donde se cruzan la columna 17, la del grupo de los halógenos, y el segundo renglón, el periodo número 2). El número de casilla corresponde precisamente al número de protones. Esto indica que los átomos de flúor tienen nueve protones en su núcleo. Es lo que los hace iguales.

Como todos los átomos de los demás elementos, los de flúor consisten en un corazón (*core* en inglés) que contiene el núcleo

atómico y todos los electrones internos, y una zona —con un radio 10 000 veces mayor que el del núcleo— donde se mueven los electrones de la última capa, la llamada *capa de valencia*. Como corresponde a la totalidad de elementos del grupo 17, el flúor tiene siete electrones de valencia. Su símbolo químico es F. Es el elemento más reactivo y forma compuestos prácticamente con todos los demás, incluidos dos gases nobles: el xenón y el radón.

El flúor se presenta en la naturaleza integrando varias sustancias compuestas. Los principales minerales que contienen dichas sustancias son: la fluorita, la criolita, la fluorapatita y la lepidolita. Lo anterior significa que —como ocurre con la mayoría de los elementos— en la naturaleza no existe la sustancia elemental de flúor, sino que el ser humano aprendió a obtenerla a través de reacciones químicas.

Por otro lado, la sustancia elemental flúor es gaseosa con olor desagradable y picante que consiste en moléculas diatómicas (F_2). Se obtuvo por primera vez mediante la electrólisis de fluoruro ácido de potasio, el bifluoruro potásico (KHF_2) disuelto en fluoruro de hidrógeno anhidro, HF. Su descubrimiento le valió al químico francés Henry Moissan el Premio Nobel de Química en 1906.

En la actualidad, la principal fuente de flúor es la fluorita (CaF_2). Es probable que los romanos la hayan utilizado como fundente. Su nombre deriva de la palabra latina *fluere* que significa “fluir”. Así, el propio flúor tomó su denominación por provenir del mineral que hacía fluir los metales. México ocupa el segundo lugar como productor de fluorita, sólo después de China.

EL AMOR EN LA TABLA PERIÓDICA

En el ámbito humano, cuando dos individuos se atraen se suele decir que existe entre ambos una gran afinidad, analogía aplicada a la conocida afinidad química que explica la solubilidad

entre las sustancias (similar disuelve a similar). Sin embargo, en el ámbito de las reacciones químicas (no en el de la solubilidad) las cosas ocurren exactamente al revés: son los distintos los que se atraen y los que reaccionan entre sí... ¡no los iguales!

En sí misma, la tabla periódica es una escala de reactividad. Arriba a la derecha se encuentran los elementos que tienden a atraer a los electrones hacia sí y se resisten a perderlos. En cambio, abajo a la izquierda se ubican los elementos que con más facilidad pierden electrones y que, en consecuencia, les cuesta más trabajo capturarlos. El parámetro que mide este comportamiento es la electronegatividad (χ). (Conectar a los de la esquina superior derecha con los de la inferior izquierda conduce, literalmente, a una relación explosiva.)

El flúor es precisamente el elemento que está más arriba y a la derecha en la tabla periódica, lo que lo hace, junto con el cesio (Cs) —su contraparte de la esquina inferior izquierda—, el más reactivo de todos los elementos. La química del flúor, los compuestos que forma, sus usos y sus aplicaciones están marcados por enorme reactividad.

En química, cuando dos sustancias muy reactivas reaccionan entre sí, las sustancias que se forman son mucho menos reactivas. En el argot químico decimos que se neutralizan. El flúor, por sí mismo, no es tan útil, puesto que es muy reactivo y peligroso. Pero a partir de él puede obtenerse un gran número de sustancias de gran ayuda para la sociedad.

USOS Y APLICACIONES

Las aplicaciones del flúor son muy diversas:

- La fluorita (CaF_2) y la criolita (Na_3AlF_6) se utilizan para disminuir la temperatura de fusión de los metales en la producción del acero y del aluminio, exactamente del mismo modo que lo hacen los anticongelantes en los

automóviles. La fluorita también se aprovecha en la fabricación de lentes y prismas de gran calidad óptica para microscopios y telescopios.

- El ácido fluorhídrico (HF) se usa en el grabado de vidrio, en la producción de refrigerantes y de criolita sintética y en la síntesis de distintos compuestos orgánicos e inorgánicos.
- El ácido fluorhídrico (HF) también es materia prima en la producción de hexafluoruro de uranio (UF_6) para la industria nuclear.
- El fluoruro de sodio (NaF) se emplea como aditivo en las pastas dentales. El ion fluoruro, F^- , sustituye al ion hidróxido de la hidroxiapatita (el material de que está hecho el esmalte dental) para formar la fluoroapatita que es muchísimo más resistente a la formación de caries.
- El noveno elemento de la tabla periódica, el más agresivo de todos, da lugar a sustancias estables y pacíficas (fundentes, catalizadores, materias primas, materiales de todo tipo) que permiten fluir al mundo.

10. Neón: en las vitrinas de la *rue* Varin

FELIPE PACHECO VÁZQUEZ*



Lieja, Bélgica, invierno de 2011. Carlitos camina a mi lado mientras descendemos por la *rue* Albert después de jugar durante la tarde en el parque de Coint, el punto más alto de la antigua ciudad valona. Aunque todavía no nieva, caminamos deprisa por lo mal que dos veracruzanos asimilan vivir a temperaturas bajo cero por primera vez. Al cruzar la Gare des Guillemins, la imponente estación de trenes, Carlitos se detiene un momento y contempla las letras que brillan resplandecientes en color naranja-rojizo sobre el tejado de un viejo hotel al otro lado de la calle.

—¿Por qué brillan esas letras, papá?

—Para que las personas puedan verlas y lleguen al hotel.

—No, papá: “¿por qué?”, no “¿para qué?”

—Mmm —murmuré y guardé silencio.

Decidí sentarme en las escaleras de la estación para reflexionar. Conociendo a mi hijo, sabía que mi respuesta de seguro generaría muchas otras interrogantes. Carlitos se sentó a mi lado, muy junto para mitigar el frío y preguntó de nuevo:

—Entonces, ¿por qué brillan? ¿por qué la luz es de ese color?

—Esas letras brillan porque son lámparas; se llaman lámparas de neón. Son tubos delgados de vidrio llenos de una pequeña cantidad de gas al que se le conoce como neón y que

* Investigador en el Instituto de Física, BUAP. Sus líneas de investigación son los fluidos y la materia granular. Correo: chito31416@gmail.com.

emite luz cuando la electricidad pasa a través de él. El color rojizo se debe a muchas líneas en ese rango de frecuencias de su espectro de emisión.

Carlitos frunció el ceño y pude interpretar que mi respuesta no resultó tan clara como él y yo habríamos deseado. Es más, era incompleta y no del todo correcta. Además, refería muchos conceptos que aún desconocía. Así que traté de explicar las cosas con más detalle.

—Vayamos por partes. Primero, ¿qué es el neón? El neón es uno de los gases nobles. ¿Recuerdas la tabla periódica de los elementos químicos que te enseñé? Los gases nobles o inertes son los que están en la última columna (la 18) y son seis: helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón. A estos gases no les gusta intercambiar electrones con otros elementos porque sus capas de electrones ya están llenas y nada los incentiva al intercambio. El neón se conoce como Ne y es el décimo de la tabla periódica (su número atómico es 10). Se dice que tiene dos capas: la interna con dos electrones y la externa con ocho. Es el primer elemento que posee un primer octeto de electrones en la tabla periódica (su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6$). Presenta 19 isótopos y...

—Papá, papá, espera, no te entiendo; ¿por qué le llamaron neón?

—Neón proviene del vocablo griego *neos* que significa “nuevo”. Lo bautizaron de ese modo el científico escocés William Ramsay y su estudiante inglés Morris Travers, quienes lo descubrieron hace más de un siglo, en junio de 1898. Ese Ramsay era un loquillo, pues ya había descubierto el helio y el argón, y también predijo la existencia del neón, al que descubrió junto con el kriptón y el xenón; por todo eso le dieron el Premio Nobel de Química en 1904.

—¿Y cómo lo descubrieron?

—Lo descubrieron junto con el kriptón y el xenón, como uno de los tres gases raros que quedaban en el aire después de eliminar el nitrógeno, el oxígeno, el argón y el dióxido de car-

bono, usando métodos de licuefacción y destilación fraccionada. Esto es, para separarlos primero encerraron aire en un contenedor y lo enfriaron hasta volverlo líquido, luego elevaron su temperatura y conforme se evaporaba fueron separando los gases emitidos. Después de aislar a estos últimos en tubos de vidrio, a baja presión, con electrodos en cada extremo (tubos de Geissler), observaron que una de las muestras brillaba con un intenso color carmesí nunca antes visto; por eso lo llamaron neón. ¿Imaginas qué impresión? El nuevo color que se emitía impactó tanto a Travers que expresó: “Fue un espectáculo para recordar y no olvidar jamás”.

—¡Qué padre! ¿Y dices que lo obtienen del aire?, ¿entonces hay mucho neón en el aire que respiramos?

—No, en realidad sólo 0.0018% de la atmósfera terrestre es neón, pero es el quinto elemento más abundante en el universo, después del hidrógeno, el helio, el oxígeno y el carbono. Su escasez en la atmósfera se debe a que es muy volátil y su densidad es sólo dos tercios de la densidad del aire, por lo que escapó de la gravedad terrestre durante la formación temprana del sistema solar. No obstante, es muy abundante en estrellas supermasivas donde se genera por nucleosíntesis durante la fusión de helio y oxígeno, lo cual se logra sólo en los núcleos de las estrellas de varias masas solares a temperaturas ¡de más de cien millones de grados Celsius!

—¡Guau!... Y si es menos denso que el aire, ¿puedes inflar globos con neón para que floten?

—Pues sí, el neón es el segundo gas noble más ligero después del helio. Como es monoatómico es más liviano que las moléculas diatómicas de nitrógeno y oxígeno que forman la mayor parte de la atmósfera de la Tierra. Por ello, un globo lleno de neón se elevará en el aire, aunque con más lentitud que un globo de helio; pero, ojo, es 60 veces más caro obtener neón que helio y los globos con neón serían muy costosos. Otra de sus características es que su estado líquido se alcanza a muy bajas temperaturas, en el intervalo de 24.5 a 27.1 K, siendo su rango líquido el

más estrecho de todos los elementos. Más frío es sólido; más caliente, gas. Además, es un excelente asfixiante y refrigerante.

—Bueno, bueno, ya me estás haciendo bolas con tantos datos, papá; mejor dime: ¿lo que vemos en las letras son los átomos de neón?

—No, el gas de neón es incoloro e inodoro, no lo podrías detectar con facilidad. Lo que vemos en las lámparas es la luz que emiten los átomos de neón al ser excitados por una corriente eléctrica, como cuando lo descubrieron. Todos los gases nobles son inodoros e incoloros y “se encienden” cuando una corriente los atraviesa. Verás, como te dije, cada átomo de neón tiene sus capas de electrones completas y se necesita mucha energía para arrancar un electrón. En la lámpara hay un electrodo en cada extremo del tubo. Cuando se aplica una diferencia de voltaje de varios kilovoltios se suministra suficiente energía para expulsar un electrón de la capa externa de los átomos de neón. Los átomos quedan cargados positivamente (cationes) y son atraídos hacia el electrodo negativo, mientras que los electrones libres son atraídos hacia el electrodo positivo. Aplicar una corriente alterna invierte la polaridad y genera el movimiento de los iones. Estas partículas cargadas, llamadas *plasma*, completan el circuito eléctrico.

—Pero sigo sin entender, ¿de dónde viene la luz?

—Los átomos en el tubo se mueven y colisionan entre sí de modo que transfieren energía. Mientras algunos electrones son “arrancados” de sus átomos, otros obtienen suficiente energía para “excitarse”. Estar excitado es como subir esta escalera en la que permanecemos sentados ahora, donde un electrón puede hallarse en un escalón más arriba que en el que se encontraba antes. El electrón es capaz de volver a su peldaño inicial (estado base) emitiendo energía en forma de un fotón, que es luz. El color de la luz que se produce depende de la diferencia de energía entre el estado excitado y el original, y así como la distancia entre los peldaños de la escalera, ésta es una cantidad dada. Cada electrón excitado de un átomo emite un fotón con una

longitud de onda característica. Lo que vemos son los fotones emitidos de manera simultánea por billones de átomos. En otras palabras, cada gas noble excitado emite luz de un color determinado. En el caso del neón, es luz naranja rojiza.

—Entonces creo que Ramsay y Travers se hicieron muy ricos con esas luces, porque las he visto en muchas partes, incluso en los anuncios gigantes de Las Vegas, ¿no?

—Pues la historia de la ciencia tiene muchas anécdotas que podríamos tachar de injustas. O tal vez los científicos, por lo general, no buscamos hacernos millonarios, sino más bien entender el universo y en eso nos enfocamos. Fue un ingeniero francés de nombre Georges Claude quien, al conocer las observaciones de los británicos, el funcionamiento del tubo de Geissler, y con una compañía de licuefacción de aire, pudo extraer cantidades industriales de neón y construir en 1902 la primera lámpara de ese gas con fines comerciales. También lo hizo con el argón. Tras perfeccionar el método y reducir sus costos de producción, en 1910 presentó las lámparas de neón en el Salón del Automóvil de París. Aunque Claude intentó introducir su diseño como alternativa del alumbrado doméstico, no funcionó por el intenso color emitido que molestaba la vista. Fue en 1912 cuando introdujo sus lámparas para ser utilizadas como anuncios publicitarios luminosos y su éxito resultó total. Al lograr la patente en Estados Unidos en 1915, acaparó el mercado de las luces hasta la década de los años treinta. El astuto Claude sí que se hizo millonario, aunque su compañía quebró décadas después.

—¿Sabes, papá?, qué bueno que esas chicas que venden su ropa interior en las tiendas de la *rue Varin* usan esas luces de neón en sus ventanas. Seguro mucha gente les compra.

—Sí, seguro... Ya me está dando hambre y es muy tarde, mejor vamos a casa a comernos unos *gaufres liégeois* y yo a tomarme una buena cerveza trapista.

Y así, caminamos juntos hasta llegar a nuestra casa en *rue Dossin 48*.

Este relato está inspirado en hechos reales, aunque la pregunta inicial fue sobre las luces de las vitrinas y nunca nos sentamos a contemplarlas. La rue Varin era la ruta más corta para llegar a casa. Días atrás, Carlitos había preguntado qué hacían esas chicas en ropa interior, y le contesté que vendían lencería. Cuando él inquirió sobre el neón mi respuesta fue: “Mejor pregúntale a tu mamá, ella es la química”...

Ahora, siete años después, escribo estas líneas para reivindicarme.

11. Sodio: a la velocidad del aliento

BRAULIO GUTIÉRREZ MEDINA*



1

Me topé con el sodio en el laboratorio. Antes, como todo el mundo, tenía familiaridad con la sal, el bicarbonato y los detergentes, entre otros compuestos de sodio. Teniendo por símbolo químico Na (del latín *natrium*), con su número atómico 11 y un electrón solitario listo para participar en enlaces químicos, el lugar del sodio en la primera columna de la tabla periódica es claro. Sabemos bien que el sodio en la Tierra es algo más que ordinario; baste decir que es esencial para la vida, pues constituye uno de los iones principales (junto con el potasio, el calcio y el cloro) que mantienen el estado eléctrico de la célula. Pero al sodio, al elemento, lo conocí personalmente hasta que ingresé a la comunidad de la física atómica.

2

Una vez construida la anhelada máquina, recibimos el elemento que le daría alma: el sodio. La cápsula de vidrio contiene 15 g de sodio puro que, a la vista, presenta una superficie de limpio

* Investigador en el IPICYT. Trabaja en sistemas biológicos utilizando técnicas de la biofísica experimental. Correo: bguierrez@ipicyt.edu.mx.

lustre. Al tacto, rota ya la cápsula, un trozo de sodio parece un bloque de plastilina. Se pueden hacer rebanadas y hasta figuras con esta masa metálica. En pocos minutos aparece una capa blanquecina, producto de la reacción con el aire. Para no perder material, introducimos, lo más rápido posible, el sodio disponible dentro de una lata de acero. Esta última se sella y sólo un agujero del tamaño de un alfiler atraviesa su costado. Colocamos entonces el sodio enlatado dentro de la máquina. Ésta se cierra y se extrae el aire de su interior, creando un vacío expectante. El sodio se encuentra al inicio de la historia.

En consonancia con la tradición, la irrupción de una corriente eléctrica otorga vida a la máquina. En este caso, la corriente fluye a través de una resistencia y produce calor. Lo anterior eleva la temperatura de la lata hasta $250\text{ }^{\circ}\text{C}$ y provoca que la plastilina metálica en el interior se vuelva líquida y aparezca vapor de sodio. Los átomos del gas chocan con las paredes de manera constante. En el danzón estocástico, una fracción de átomos individuales emerge por el agujero de la lata y forma un haz atómico: un chorro que viaja a una velocidad de unos 1000 m/s . La máquina ahora está viva y los átomos de sodio fluyen en su interior a manera de una columna vertebral. En el otro extremo del artefacto, una telaraña de luz espera con paciencia capturar estos átomos. Para que eso ocurra, los átomos del chorro deben seguir el camino amarillo.

En la visión que proporciona la mecánica cuántica, los electrones se encuentran asociados a núcleos atómicos con energías que adoptan valores discretos. Estos niveles de energía tienen una ocupación discreta y finita, por lo que los electrones van llenando niveles hasta completar el número disponible. Para el sodio, sus 11 electrones se disponen así: dos llenan un primer nivel; ocho completan el segundo y el número 11 ocupa un tercer nivel. El electrón solitario del tercer nivel (llamado *de valencia*) se desprende con relativa facilidad del átomo; deja un ion con carga eléctrica positiva y permite una enorme variedad de reacciones químicas. Por otra parte, con un solo electrón de

valencia, el sodio posee una física atómica relativamente simple. Al iluminar el átomo de sodio con luz de color amarillo cálido (cerca de 589 nm; en realidad la longitud de onda se precisa con varias cifras significativas) se promueve un salto del electrón de valencia a un nivel de energía superior. El electrón promovido permanece en este nuevo estado durante unos 16 ns y después decae de manera espontánea a su estado de energía original, emitiendo un fotón de fluorescencia. Este viaje de ida y vuelta del electrón entre niveles de energía es conocido como *transición cíclica* y juega un papel central en la vida de nuestra máquina.

El camino amarillo es un haz láser (claro, de color amarillo) que viaja en dirección contraria al chorro de átomos de sodio. En el tránsito por este sendero los átomos viajeros efectúan miles de transiciones cíclicas. En cada una de estas últimas (absorción y posterior emisión de un fotón), la luz le propina un empujón característico al átomo que disminuye su velocidad (una reducción de 3 cm/s). En efecto, aparte de iluminar y proporcionar calor, la luz ejerce una acción mecánica sobre la materia.

Nuestro chorro de átomos tiene una velocidad de 1000 m/s (3600 km/h), por lo que algunas decenas de miles de transiciones cíclicas reducen la velocidad de los átomos hasta unos 30 m/s. Ahora que los átomos se desplazan dentro de la máquina a la velocidad típica de un automóvil en carretera (108 km/h), la telaraña de luz despierta para atraparlos.

Para entender cómo la luz consigue a su presa, consideremos al Principito en su asteroide. Al dar un salto, él queda suspendido por un momento y eventualmente regresa a la superficie del pequeño planeta. Si el asteroide estuviese rodeado de miel, los saltos del Principito serían más agotadores y menos efectivos los esfuerzos para mantenerse suspendido. Si de casualidad una roca o una rosa de otro planeta llegasen a este hogar del personaje, roca o rosa detendrían su viaje (desaceleradas por la fricción con la miel) y además serían capturadas por el asteroide (debido a la fuerza de gravedad). Algo similar,

imagino, debe suceder con los átomos de sodio al llegar a la telaraña de luz (llamada *trampa magnetoóptica*). En esta trampa, un conjunto de seis haces de láser que viajan en diferentes direcciones y convergen en un punto, junto con el campo magnético proporcionado por un par de bobinas eléctricas, enfría a los átomos (es decir, hacer reducir su velocidad) y los captura en una región esférica de unos pocos milímetros de diámetro. La física que permite esto es, de nuevo, el delicado pero decidido empuje mecánico de la luz sobre los átomos.

Un corazón de luz en nuestra máquina: eso es la trampa óptica. Ahí, con esta última se logra contener unos 1000 millones de átomos de sodio y enfriarlos hasta lograr velocidades típicas de 3 cm/s (0.1 km/h). Podemos hablar de una nube atómica ultrafría, pues su temperatura corresponde a 0.1 milikelvin. En un *performance* extraordinario *puede verse* la magnitud de esta temperatura: al apagar la trampa y dejar la luz encendida, a simple vista se observa una tenue nube amarilla. Inicialmente concentrada, la nube se expande a la velocidad del aliento.

El sueño de esta máquina es enfriar los átomos de sodio hasta alcanzar un nuevo estado de la materia. Hemos de superar la fantasía; sólo faltan unas manos magnéticas y una taza de buen café. La telaraña de luz se apaga y la nube atómica de sodio es capturada y comprimida por un fuerte campo magnético creado por alambres de cobre en los que circula una corriente de 500 amperes. El corazón pasa de la luz a la tiniebla. En esta otra trampa —magnética, que funciona porque el átomo de sodio tiene asociado un pequeño imán—, los átomos más energéticos son removidos de manera selectiva. Con los átomos de la furia fuera, la nube atómica que permanece capturada disminuye su temperatura. Justo como cuando enfriamos una taza de café.

Un segundo, 10, 20. La nube atómica se enfría cada vez más con el paso del tiempo, en la oscuridad. De pronto, cuando la nube alcanza una temperatura cercana a un microkelvin, se cruza un umbral. (Algo debió pasar, eso es seguro.) Antes del cruce, de algún modo los átomos poseían cierta identidad,

ya que a cada uno era posible asociarle una velocidad (magnitud y dirección) característica. Ahora, surge un nuevo estado, en el que 10 millones de átomos de sodio se comportan como un solo animal (llamado *condensado de Bose-Einstein*). En la mitología de las fuentes de luz se tiene primero una lámpara y luego un láser. Antes de cruzar el umbral teníamos una lámpara; después del cruce, un láser. Un láser de materia. A nuestra máquina le damos un trozo de sodio y nos regresa un condensado: un láser de sodio.

En los sótanos del edificio de física y astronomía, convertidos en zoológico atómico, miramos maravillados el condensado. Es un animal cuántico, lo cual significa que su presencia abre una puerta para comprender las reglas que operan en el mundo de la escala atómica. De sólido a líquido, a gas, a condensado cuántico: en nuestra máquina el sodio está en su elemento.

3

En su reporte de 1807, *The Bakerian Lecture, on some new phenomena of chemical changes produced by electricity, particularly the decomposition of the fixed alkalis, and the exhibition of the new substances which constitute their bases; and on the general nature of alkaline bodies* [La lección de Bakerian],¹ Humphry Davy describe como, al aplicar una corriente eléctrica para descomponer carbonatos llamados *soda*, descubrió y aisló por primera vez un nuevo elemento que llamó *sodio*. A la edad de 28 años, Davy hizo su descubrimiento mediante “procesos cuidadosamente realizados y con frecuencia repetidos”. Con este rigor, Davy reconoce que “ha sido mi buena fortuna obtener resultados nuevos y singulares”.

¹ “La lección bakeriana, sobre algunos fenómenos nuevos de cambios químicos producidos por la electricidad, particularmente la descomposición de los álcalis fijos y la exposición de las nuevas sustancias que constituyen sus bases; y sobre la naturaleza general de los cuerpos alcalinos.”

Davy

*Navegante experto
en la ardua disciplina
y con el favorable azar:
así inicia la historia
de un elemento entre nosotros.
Dos segundos y dos siglos después
¿qué sabemos?*

*Vemos pasar al átomo
de sodio entre las proteínas
y girar en desequilibrio
por el rumbo molecular
de todo lo que nombramos vida.*

*Vemos también su luz
apuntar hacia las estrellas,
iluminar el paso del caminante
que se divierte solo por andar
(Dirac, entre otros)
y al adivinar
aquello que se esconde
bajo el ala del tono amarillo.*

Pero

*¿qué más da si el sodio
está en un condensado
o en el interior de un chícharo?
Cada uno con su historia,
contribuye a celebrar la suma:
riqueza en tiempo presente,
eso es lo que somos.*

12. Magnesio: vital para las células y las enzimas

FRANCISCO ALFREDO GARCÍA PASTOR*



Éste es el octavo elemento más abundante en la corteza terrestre y pertenece al grupo de los metales conocidos como alcalinotérreos (grupo 2), junto con el berilio, el calcio, el estroncio, el bario y el radio. Su configuración electrónica presenta dos electrones en el orbital s y por esa razón todos son elementos muy reactivos, aunque en menor medida que los que se ubican en el grupo 1. Por esa reactividad no es posible hallar al magnesio como metal puro en la naturaleza; siempre se presenta en alguno de sus compuestos.

Su nombre proviene de la zona de Magnesia (Grecia), donde abunda uno de sus ingredientes (un silicato hidratado). Antes de que sir Humphry Davy lo aislara, en 1808, otro de sus compuestos gozó de una fama que perdura hasta nuestros días. En el verano de 1618, el granjero Henry Wicker se dio cuenta de que sus vacas se rehusaban a beber agua de un pozo cerca de la comunidad de Epsom en Inglaterra. Se atrevió a probar el líquido y percibió que sabía amargo. Wicker notó algo más. Al evaporarse, el agua dejaba como residuo una sal capaz de disolverse de nuevo y que tenía un efecto laxante. De ese modo la

* Investigador del Cinvestav, Unidad Saltillo. Sus líneas de especialización contemplan temas como la deformación mecánica, la ciencia de materiales, la difracción de rayos X, etcétera. Su área de interés se basa en la relación entre la microestructura y las propiedades de metales y aleaciones. Correo: francisco.garcia@cinvestav.edu.mx.

sal de Epsom (sulfato de magnesio heptahidratado) surgió como remedio contra el estreñimiento. A la fecha, puede comprarse libremente en las farmacias.

La sal de Epsom no es el único compuesto basado en magnesio, cuyo uso como remedio es muy amplio. El hidróxido de magnesio — $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — se prepara en solución y comúnmente se le conoce como leche de magnesia, uno de los antiácidos más prescritos en el mundo. También es utilizado como la base de antitranspirantes corporales.

El magnesio puro arde con mucha facilidad, con una llama brillante, característica por la cual se ha empleado para actividades tanto lúdicas como destructivas. En los albores de la fotografía servía para iluminar las escenas. Los fuegos de artificio también se han tornado más vistosos por la brillantez de su explosión. Pero el magnesio reacciona exotérmicamente no sólo con el oxígeno, sino también con el nitrógeno y con el agua. Por esta razón sirvió como base para fabricar miles de terroríficas bombas incendiarias que se arrojaron durante la segunda Guerra Mundial.

Así como el magnesio se ha empleado para fines siniestros, también ha desempeñado un papel fundamental en toda la vida en la Tierra. La familia de compuestos conocidos como clorofilas, capaces de capturar luz y transformarla en energía, tiene en el centro de un anillo de porfirina un ion de magnesio. La interacción entre ambos permite absorber la energía de la luz visible en el rango del azul y el rojo. El magnesio también es vital en las células y las enzimas para sintetizar la adenina trifosfato (ATP) y los ácidos ribonucleico y desoxirribonucleico (RNA y DNA).

Por su alta reactividad se encuentra en su óxido más común: la magnesia (MgO), con frecuencia asociada al óxido de calcio (CaO) en el mineral conocido como dolomita. En China se extrae a partir de este último, mediante un proceso de reducción silicotérmica. También abunda en el mar en forma de cloruro (MgCl_2). En Estados Unidos y en Europa se obtiene del agua oceánica a través de electrólisis.

El magnesio se añade como elemento de aleación para mejorar las propiedades mecánicas de otros metales. En combinación con el zinc y con el zirconio forma compuestos intermetálicos muy estables que aumentan la resistencia del aluminio a la tensión. En la fabricación de acero puede añadirse para desulfurar el metal líquido y producir acero de mayor resistencia. Se utiliza también como ánodo de sacrificio para evitar la corrosión de los cascos de barcos expuestos al ambiente salino.

Además de su uso como elemento de aleación y en la fabricación de otras aleaciones, el magnesio se distingue por otra razón: es el elemento metálico más ligero que puede emplearse como material estructural. Con una densidad de 1700 kg/m^3 , es casi cinco veces más ligero que el hierro e incluso más ligero que el aluminio (con una densidad de 2700 kg/m^3). Esto lo hace ideal para aplicaciones que requieran bajo peso, como las de la industria del transporte automotriz y aeronáutico.

Sin embargo, el magnesio posee una estructura cristalina hexagonal, algo escasa entre los metales que normalmente tienen estructuras cúbicas. Lo anterior limita su formabilidad y le aporta una marcada asimetría en cargas cíclicas de tensión y compresión. Al contrario de la mayoría de los metales que tienen respuestas mecánicas muy similares al comprimirse y estirarse, el magnesio responde de modo muy distinto al invertir el sentido de la carga. A pesar de estas limitantes, se han desarrollado aleaciones en las cuales adiciones de aluminio y zinc han conseguido estabilizarlo y que en la actualidad se utilizan en piezas específicas de los subsistemas de automóviles y aviones.

Un área de gran oportunidad hoy en día es el desarrollo de aleaciones biocompatibles y biorreabsorbibles. El magnesio no sólo es bien tolerado por el cuerpo, sino que, con suficiente tiempo, es absorbido por el organismo. Se espera que en un futuro cercano sea posible desarrollar aleaciones con ligas magnesio-galio con el fin fabricar prótesis que desaparezcan de modo seguro en el cuerpo una vez que hayan cumplido su función.

13. Aluminio: el metal de Julio Verne

FRANCISCO ALFREDO GARCÍA PASTOR*



El aluminio se encuentra en el grupo 13 de la tabla periódica, en la zona conocida como bloque p , así llamada porque el último electrón en su configuración electrónica aparece en el orbital p . Comparte el grupo con el boro (un metaloide) y otros tres metales: galio, indio y talio. Como todos sus compañeros, su orbital p más externo sólo tiene un electrón, así que opera con valencia 3. Su estructura cristalina es cúbica centrada en las caras, lo cual le brinda una buena formabilidad.

Al contrario de otros metales, como el hierro, el cobre, la plata y el oro, la historia del aluminio es relativamente reciente. Si bien uno de sus compuestos, el alumbre potásico — $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ —, es conocido y usado como astringente y desodorante desde hace unos 5 000 años, el descubrimiento del metal ocurrió hace poco tiempo. La primera aparición del nombre *aluminium* (que luego evolucionó a *aluminium* y *aluminum*) se debe al célebre químico sir Humphry Davy, quien a comienzos del siglo XIX trabajó en separar elementos metálicos desde sus sales más conocidas y logró extraer sodio, potasio, calcio, estroncio, bario y magnesio. Sin embargo, los experi-

* Investigador del Cinvestav, Unidad Saltillo. Sus líneas de investigación contemplan temas como la deformación mecánica, la ciencia de materiales, la difracción de rayos X, etcétera. Su área de interés se basa en la relación entre la microestructura y las propiedades de metales y aleaciones. Correo: francisco.garcia@cinvestav.edu.mx.

mentos de Davy no consiguieron obtener el elusivo aluminio metálico. Este honor correspondió al químico danés Hans Christian Oersted, quien logró ese objetivo en 1825, aunque sin generar suficiente cantidad para considerarla adecuada. Fue en 1827 cuando Friedrich Wöhler por fin pudo obtener suficiente aluminio para su análisis. De acuerdo con sus notas, encontró glóbulos de aluminio casi tan grandes como la cabeza de un alfiler.

Durante la época de Napoleón III, el químico francés Henry Saint-Claire Deville presentó sus resultados sobre la producción electrolítica de aluminio, basado en los trabajos previos de Robert Wilhelm von Bunsen. La labor de Deville atrajo la atención del emperador, quien mostraba interés en usar el aluminio como material de guerra. Gracias a los recursos de la Corona francesa, Deville pudo producir un lingote de aluminio bastante puro que presentó en la Feria Mundial de París en 1855.

El proceso de Deville derivó en una fundición de mediana escala, lo cual redujo el precio del aluminio a un nivel equivalente al de la plata. En esta etapa, según algunas fuentes, Napoleón III presumía su poderío al servirles la cena a sus invitados especiales en vajilla y cuchillería de aluminio, mientras los funcionarios menores comían con viles cubiertos de oro y plata. Es casi seguro que Julio Verne se inspiró en el éxito de Deville para sugerir el uso del aluminio en su novela *De la Tierra a la Luna* de 1865, en la cual lo describe como un metal que

posee la blancura de la plata, la indestructibilidad del oro, la tenacidad del hierro, la fusibilidad del cobre y la ligereza del vidrio. Puede formarse con facilidad, está ampliamente distribuido, constituye la base de la mayoría de las rocas, es tres veces más ligero que el hierro y parece haber sido creado con el propósito específico de proveernos con el material para nuestro proyectil.

Julio Verne es casi exacto en su descripción del aluminio. Adecuadamente preparado, el aluminio posee un brillo metáli-

co similar al de la plata. Gracias a que forma una capa pasivada de óxido (la cual lo protege de una oxidación subsuperficial), da la impresión de que no se oxida y podría parecer que tiene la indestructibilidad del oro. También es el elemento metálico más abundante en la corteza terrestre (cerca de 8 por ciento).

En las otras tres propiedades descritas Verne se aleja de la realidad.

En primer lugar, la fusibilidad (un término poco usado para referirse a la temperatura de fusión) es mucho más alta en el cobre (cerca de 1100 °C) que en el aluminio (660 °C). Su tenacidad puede modificarse mediante aleaciones, pero en general es significativamente inferior a la del hierro. Por último, la comparación de su ligereza con la del vidrio es confusa. Según la composición de este último, cuya densidad puede variar desde unos dos hasta ocho mil kg/m^3 , la densidad del aluminio se encuentra aproximadamente en 2700 kg/m^3 , la cual es muy inferior a la del hierro (7800 kg/m^3).

La baja densidad del aluminio en relación con el hierro (casi tres veces menos) sin duda es una de sus propiedades más atractivas. La posibilidad de tener instrumentos metálicos (tanto de trabajo como de guerra) mucho más ligeros que los existentes condujo a varios investigadores a buscar mejoras en el proceso de Deville. A finales del siglo XIX, Charles Martin Hall (estadunidense) y Paul Héroult (francés) desarrollaron de forma independiente un proceso para extraer eficientemente aluminio metálico a partir de su óxido más común: la alúmina. Ambos científicos reconocieron la originalidad del trabajo del otro y, a la fecha, el proceso se conoce como Hall-Héroult y aún se usa ampliamente para producir aluminio metálico. Dicho procedimiento luego lo complementó el creado por Karl-Josef Bayer —hijo del fundador de la famosa compañía farmacéutica—, quien desarrolló una manera económica de obtener alúmina a partir del mineral más abundante del aluminio: la bauxita. De este modo, al comienzo del siglo XX, el aluminio arribó triunfal en el contexto mundial de los materiales metálicos.

La frase anterior no es una hipérbole. A mediados del siglo xx las aleaciones de aluminio eran las segundas más usadas en el globo, sólo por debajo de las ferrosas. Su baja densidad permitió al aluminio su uso en múltiples aplicaciones en las que se necesitaban elementos metálicos de bajo peso. Y entre esas aplicaciones, la manufactura de vehículos de transporte es la más importante, como en su momento lo reconocieron los hermanos Wright, quienes en 1903 mandaron fabricar el cárter (soporte del cigüeñal) de su famoso avión a una empresa local de fundición de aluminio. El hecho pasa a segundo término ante la relevancia del histórico vuelo, pero significó que el citado metal podía utilizarse con éxito en piezas de motores. En 1957, la Unión Soviética lanzó el satélite *Sputnik 1*, el cual se conformaba por dos semiesferas de aleación de aluminio-magnesio-titanio.

En la actualidad, al igual que ocurre con todos los metales, las propiedades del aluminio son mejoradas a través de aleaciones. Es posible vaciarlo en formas complejas y gracias a su estructura cristalina puede soportar grandes deformaciones. Las aplicaciones de las aleaciones de aluminio van desde el fuselaje y las alas de aviones (muchas veces reforzadas con fibras de carbono), múltiples piezas de automóviles (como cabezas de motor, pistones y rines), escaleras y andamiajes, hasta latas contenedoras de bebidas y láminas ultradelgadas comúnmente conocidas como *papel aluminio*. En México, la manufactura de productos de aleaciones de aluminio es una de las industrias de la transformación más importantes. De acuerdo con datos de 2017, la producción de piezas de aluminio reporta ganancias de cerca de 7 000 millones de dólares anuales y le da trabajo a más de 120 000 personas en nuestro país. Estas cifras son impresionantes, en particular porque en México no hay yacimientos importantes de bauxita, por lo que no existen fábricas de producción primaria de aluminio. Todas las piezas de aluminio que se producen en el territorio nacional provienen de insumos importados o de material reciclado.

Al margen del uso de las aleaciones de aluminio para la manufactura de productos, sus componentes se emplean en un gran número de aplicaciones, incluidos astringentes, reactivos químicos y antitranspirantes. Recientemente se ha incrementado la investigación en compuestos complejos de coordinación basados en aluminio, lo cual está arrojando resultados interesantes en el área de la química organometálica. El metal que tan elocuentemente describió Julio Verne sin duda seguirá sorprendiéndonos tanto en su forma metálica como en sus múltiples compuestos.

14. Silicio: un digno príncipe

CARLOS AMADOR BEDOLLA*



Como otro de los hermanos menores herederos al trono, el silicio estuvo a punto de ser el rey de la tabla periódica. ¡Si tan sólo...!

Imaginemos sus posibilidades remplazando al carbón como el elemento central de la vida y la generación de energía, por mencionar solamente dos ejemplos. Al menos eso nos permite especular basándonos en la tabla periódica. Toda vez que es el vecino más cercano al carbono en la familia 14, también tiene cuatro electrones de valencia que le permiten hacer cuatro enlaces simples, o quizás uno doble y dos simples, y otras combinaciones como las del carbono. Pero ocho protones más en el núcleo y los correspondientes ocho electrones más en su periferia cambian toda la historia. Sus logros en enlaces similares a los del carbono son mucho menores. Forma enlaces simples con otros silicios y con otras cadenas análogas a los alcanos (se puede encontrar hasta el análogo al hexano), enlaces dobles en el análogo al etileno y se tiene evidencia inequívoca de que forma el enlace triple en analogía con un alquino, pero no se cuenta con la certeza de que exista la abundante diversidad de compuestos que existen en el caso del carbono. Por otro lado,

* Investigador de la Facultad de Química, UNAM. Mediante la química computacional se enfoca en materiales para capturar y almacenar energía. Correo: carlos.amador@unam.mx.

su hipotética función como combustible inicia con un balance energético que compite con el del carbono: menor fuerza del enlace entre sí (esto es, el enlace Si-Si no guarda tanta energía como el C-C), pero tiene mayor poder de enlace con el oxígeno (que recupera más energía cuando se quema). Sin embargo, como sus compuestos no son tan abundantes, su función como combustible sólo es una hipótesis académica. Así, como el silicio sólo puede hacer una pequeña fracción de lo que realiza el carbono, inició condenado a ser su hermano menor.

El silicio fue aislado/descubierto como un elemento químico en una época temprana. Apenas hace poco que estamos seguros de cuántos elementos químicos pueden existir. Precisamente la invención de la tabla periódica de Mendeléiev permitió esta especulación hace 150 años y nuestra certeza de que no hay elementos químicos más allá de los que caben en la tabla es más reciente (descubrimiento del número atómico por Moseley en 1914). Por lo tanto, ahora estamos seguros de que no nos falta descubrir nada que podamos agregar a los 118 elementos conocidos a la fecha. En el orden cronológico en que estos últimos fueron aislados, el silicio ocupa el lugar 52 (descubierto en 1823); no es de los primeros que son liderados principalmente por los metales de la Antigüedad más profunda, pero tampoco de los más recientes purificados o construidos por las técnicas más modernas. Descubrir un elemento en esa época significaba aislarlo y purificarlo entre los componentes de una sustancia natural, típicamente uno o varios minerales. Antes se empleaban diversos minerales en el caso del silicio, el óxido de silicio (SiO_2) —cuando el sólido es granular está casi en cualquier arena, y en la forma de cristal en las distintas clases de cuarzo— o en una forma aún más oxidada como anión, en los silicatos, el ortosilicato (SiO_4^{4-}) y sus variantes.

El silicio, casi siempre presente en estos minerales descritos, es muy abundante. De nuevo, en la lista de los 118 elementos conocidos a la fecha, es el octavo más abundante en el uni-

verso, el tercero más abundante en la Tierra y el segundo más abundante en la corteza terrestre. Su enlace es en extremo estable con el oxígeno que hace difícil aislarlo. Berzelius —parcial descubridor de la Ley de las Proporciones Definidas y, por tanto, de la teoría atómica— aprovechó la ruptura del enlace entre silicio y oxígeno logrado por Davy en 1812 que permitió sustituir el enlace con oxígeno por uno con flúor, para romper a su vez ese enlace y aislar al silicio en forma elemental.

En sus primeras manifestaciones como elemento puro, el silicio no se distinguió por su utilidad. Pero la invención de lo que ahora llamamos *electrónica* cambió su destino y lo convirtió, si no en el elemento puro más utilizado por la humanidad en toda su historia (lugar que ocupa el hierro), sí en el elemento puro más usado en aplicaciones de alto valor y el más purificado y perfeccionado en la historia.

El silicio elemental es un semiconductor. Contrario a los metales, no permite la conducción de corriente cuando el potencial aplicado es pequeño. A diferencia de los aislantes, basta la aplicación de un potencial eléctrico moderado para conducir corriente. En otras palabras, si el potencial es pequeño, impide la conducción; si es mayor, la permite. Esta propiedad, esencia de la electrónica, produjo la modificación de la vida humana que ha definido nuestra época, llamada *Antropoceno*. Para usar el silicio como semiconductor en los ingeniosos productos miniaturizados de la modernidad, como los chips que se utilizan en los aparatos electrónicos, se necesita que sea puro y cristalino. Otros elementos o compuestos podrían hacer este trabajo, algunos aun con más eficiencia. Pero la abundancia de minerales de donde se puede extraer el silicio le dio su carácter de mejor alternativa. En los últimos decenios ha evolucionado un complicado proceso de purificación —muy costoso en términos energéticos— que permite producir masivamente el elemento químico más puro y cristalino de la historia. Se producen millones de toneladas de silicio al año, de las que menos de 10% se emplean en la industria electrónica: cientos de mi-

les de toneladas de silicio monocristalino 99.9999999% puro (uno de cada mil millones de átomos en el cristal no es de silicio; en comparación, el oro más puro producido en la historia tiene uno de cada millón de átomos de algo que no es oro).

El hermano menor del carbono, que no pudo competir con él en la formación de las complejas moléculas que permiten la vida, encontró una segunda utilidad en la configuración de los enmarañados ingenios que definen la era digital. Pero aquí no acaba su historia. Una tercera aplicación, también basada en sus propiedades semiconductoras, lo convierte en el candidato más serio para salvar al mundo. Porque el silicio absorbe la radiación electromagnética visible (la luz solar) que excita sus electrones de la misma manera que el potencial eléctrico moderado y permite la conducción de corriente eléctrica. En esta labor, el silicio forma celdas fotovoltaicas que capturan energía solar y la convierten en energía eléctrica —generación de energía que no produce gases de efecto invernadero, como lo hace la combustión de fósiles—. Se estima que, para evitar el calentamiento global, que amenaza la continuación de la modernidad, tendremos que obtener toda nuestra energía de esta manera. De nuevo, otros materiales pueden hacer este trabajo, pero el silicio es el que nos da mejor rendimiento en términos costo/beneficio. Con la ventaja adicional de que para esta labor no hace falta silicio con nueve nueves de pureza; vaya, ni siquiera hace falta que sea monocristalino. El silicio sólido policristalino y hasta el sólido amorfo cumplen el cometido.

En la actualidad, el silicio sirvió para hacernos otro gran favor. Como es el elemento más puro disponible, y además está disponible en alta cantidad, fue elegido por el Proyecto Avogadro para establecer la definición más moderna del mol, el número de partículas en una unidad de sustancia. Para hacerlo no bastaba con conseguir cierta cantidad de átomos de silicio monocristalino con nueve nueves de pureza; además se requirió que todos fueran del mismo isótopo. En la muestra resultante, uno de cada mil millones de átomos no era de silicio, y

uno de cada 10 millones de átomos no era del isótopo silicio 28. El proyecto produjo, además, la esfera más perfecta jamás creada; se estima que su diámetro varía en 0.00008 por ciento.

El silicio no pudo ser el rey, pero sí el digno príncipe de la tabla periódica.

15. Fósforo: portador de luz

ALEJANDRO GIL VILLEGAS MONTIEL*



El 5 de mayo de 1887, mientras en el México de Porfirio Díaz se celebraba el decimoquinto aniversario de la Batalla de Puebla, en Transilvania el abogado Jonathan Harker, de acuerdo con su diario de viaje,¹ se entrevistaba por primera vez con el conde Drácula, después de un largo, cansado y accidentado viaje desde Londres hasta el castillo del noble rumano, en Los Cárpatos.

Durante la cena, entre otros temas, Harker cuestionaba a su anfitrión sobre los fuegos fatuos, extrañas luces que observó en el camino a su castillo y que la tradición medieval asociaba a tesoros enterrados y presencias fantasmagóricas que los cuidaban. El conde explicó a su huésped que sólo una vez al año estas luces nocturnas se dejaban ver para anunciar los tesoros que los héroes patrios rumanos escondieron a los invasores austriacos. En el folclor sajón, estas luces evolucionaron en las *Jack-o'-lanterns*, las tradicionales calabazas iluminadas de la fiesta del día del *Halloween*.

Sobre los fuegos fatuos —extrañas luces que emanaban de las bocas de los muertos—² se escribieron muchas novelas del gótico, como *Drácula*. Ya en el siglo xx, los teósofos pensa-

* Investigador del Departamento de Ingeniería Física de la Universidad de Guanajuato. Sus líneas de investigación son la mecánica estadística y la fisicoquímica. Correo: agilvm@gmail.com.

¹ Bram Stoker, *Drácula*, Penguin Classics, Londres, 2003.

² Leonard Wolf, *The Annotated Dracula*, Ballantine Books, Nueva York, 1976.

ban que las referidas luces evidenciaban la existencia de cuerpos astrales y etéreos que se desprendían de los cadáveres, una creencia que es posible rastrear hasta el siglo XVII, asociada a médicos y alquimistas, herederos de Paracelso. Entre ellos destaca el médico belga Jan Baptise van Helmont (1579-1644), quien estudió la putrefacción de cadáveres en búsqueda de un solvente universal de la materia, el *alkahest*.³ Creyente de la magia y de la existencia de la piedra filosofal, Van Helmont continuó la obra de Paracelso en el uso sistemático de minerales para curar enfermedades, razón por la cual la Inquisición española lo juzgó por hereje y lo condenó a prisión domiciliaria de por vida. Acuñó el concepto de *gas*, que ahora todos usamos, a partir del estudio de la combustión, y sustentó su convencimiento en una explicación química de la realidad a través de lo que llamó *filosofía química*. Fue pionero en el estudio de la fotosíntesis, de la digestión y de la acción ácida de los jugos gástricos, así como de otros procesos metabólicos.

En particular destaca su trabajo sobre la orina humana, que experimentó consigo mismo, y que debió ser muy doloroso, pues retenía por horas ese líquido excrementicio con el fin de analizar sus propiedades, entre ellas, la búsqueda de piedras... No cualquier piedra, sino la filosofal. Fue, además, pionero en recomendar en sus escritos el diagnóstico de enfermedades a través de mediciones de propiedades de la orina, como la densidad. Sus estudios sobre la sangre y los procesos de putrefacción lo condujeron a realizar experimentos con cadáveres y a formular la hipótesis de la existencia real de entes malignos que podían atacar a seres humanos, los Nosferatu. Se sabe del análisis de las notas de trabajo que preparó Bram Stoker para escribir su novela, en el sentido de que Van Helmont fue modelo clave para configurar el personaje, ahora mítico, de Abraham van Helsing, destacado médico holandés, experto, como él mismo se describe, en ciencia esotérica y exotérica, y néme-

³ Philip Ball, *The Devil's Doctor, Paracelsus and the World of Renaissance Magic and Science*, Arrow Books, Random House Group, Londres, 2007.

sis del conde Drácula.⁴ Van Helsing es el arquetipo victoriano del científico que derrota al longevo vampiro medieval.

La influencia de los estudios de la orina realizados por Van Helmont resultó decisiva para el descubrimiento del fósforo,⁵ palabra de etimología griega que significa “portador de luz”, concepto asociado al planeta Venus en la astrología alquímica y, sobre todo, estrechamente correspondido, por sus orígenes putrefactos, con aquel que también era portador de luz: Lucifer. La primera publicación sobre el fósforo y sus propiedades luminiscentes data de 1676, cuyo autor es George Caspar Kirchner, un profesor de retórica en Wittenberg, quien la escribió a partir de comunicaciones privadas de varios alquimistas que lograron producir fósforo mediante variantes de los métodos de Van Helmont con orina putrefacta. La selección del nombre para esta sustancia no fue un tema trivial ni obvio para la tradición alquímica ni para la química como ciencia moderna, pues otro elemento, el mercurio, se asociaba a Venus y a Lucifer. En los orígenes de la alquimia, las creencias gnósticas jugaron un papel muy importante, pues fungieron como un universo religioso alternativo al cristiano pero que compartía muchos elementos con éste, arreglados de otra forma. Así, Lucifer, en la tradición gnóstica, no poseía las connotaciones negativas que tiene en el cristianismo, y los alquimistas lo identificaban con una faceta más de Hermes Trismegisto, que se manifestaba en el mercurio. La búsqueda de este elemento en la materia putrefacta era entonces un *hot topic* de la alquimia renacentista.⁶

Es aquí donde Robert Boyle (1627-1691) entró en escena como pionero en el estudio moderno del fósforo, pues pudo

⁴ Barbara Belford, *Bram Stoker, a Biography of the Author of Dracula*, The Orion Publishing Group, Londres, 1996.

⁵ Michael Hunter, *Boyle, Between God and Science*, Yale University Press, Londres, 2010; James R. Partington, “The Early History of Phosphorus”, *Science Progress*, vol. 30 (1933), pp. 402-412.

⁶ Carl G. Jung, *Psicología y alquimia*, Plaza & Janés, Barcelona, 1989. Para una discusión amplia sobre las interpretaciones alquimistas en relación con el mercurio véase Carl G. Jung, *Simbología del espíritu*, FCE, México, 2010.

precisar que dicho elemento no era una forma luminiscente del mercurio, sino otra sustancia. Boyle rompe la tradición alquimista de secrecía y tradición oral, plagada de símbolos gnósticos y astrológicos, y escribe con detalle sus descubrimientos sobre la obtención de fósforo de diversos minerales fosfatados, pero sin mencionar a Lucifer, a Hermes Trismegisto o al planeta Venus como agentes de producción, sino a procesos fisicoquímicos llanos. Boyle sistematiza diferentes maneras de producir materia luminiscente a partir de materia putrefacta, al seguir también a Van Helsing... Perdón, a Van Helmont. Boyle usó para el fósforo el nombre alternativo de *Noctiluca*, que en latín significa “brilla en la noche”, y entre 1680 y 1682 publicó sus monografías sobre esta sustancia. ¿Por qué llamarle diferente? Se puede especular que dadas las connotaciones alquimistas del origen del nombre del fósforo y su asociación con el mercurio (y Lucifer), era importante distinguirlo como otro elemento. Sin embargo, fósforo *resultó* un nombre más sensual para la posteridad, quizá también porque es más fácil hablar de fosfatos que de “noctilucatos”, o de ATP en vez de “adenosín trinuctilucatos”. En septiembre de 1680 Boyle entrega a la Royal Society, a manera de patente, un documento con recetas para la producción de fósforo a partir de orina humana, el cual se publica en una de las primeras revistas científicas, *Philosophical Transactions* (1693). El interés de Boyle en el fósforo se mezcla con el de otros proyectos científicos del que fue líder y faro para otros contemporáneos suyos. Sus estudios sobre objetos luminiscentes radicaban en justificar una teoría mecánica de la luz, proyecto de máxima importancia para desentrañar los misterios del fenómeno del color y la producción de pigmentos a través de diversos minerales y sustancias vegetales.⁷ Tanto Robert Hooke como Isaac Newton serían herederos de este proyecto boyliano; en particular, se sabe que entre 1679 y 1682 Newton escribió numerosas cartas a Boyle para exponerle su

⁷ John Gage, *Colour and Meaning: Art, Science and Symbolism*, Thames & Hudson, Londres, 1999.

teoría corpuscular de la luz y pedir su opinión, mientras preparaba su obra magna *Opticks*.⁸

El símbolo químico del fósforo es P y se encuentra en la tabla periódica con un número atómico de 15, peso molecular de 30.97376 y radio atómico de 93 pm. Su configuración electrónica es $[\text{Ne}]3s^23p^3$; esto es, tiene la estructura cerrada del neón más cinco electrones adicionales en el nivel de energía 3, razón por la cual posee las valencias 3 y 5. El fósforo se da en varias formas alotrópicas de diferente color: blanco (o amarillo), rojo y negro (o violeta). El fósforo no se encuentra de manera libre en la naturaleza sino en compuestos minerales en rocas de fosfatos. Como sustancia pura es venenosa y no se debe mantener una exposición mayor a 0.1 mg/m^3 , pensando en un tiempo de contacto de ocho horas diarias para una semana de 40 horas.⁹ El fósforo blanco es muy reactivo y no debe tocar la piel. El fósforo rojo se produce del blanco por acción de la luz solar y es menos reactivo; se usa para cerillos, pirotecnia, pesticidas y en las industrias del acero y el vidrio. El fosfato trisódico, Na_3P , es ingrediente de detergentes y suavizadores de telas. Uno de sus usos más importantes es como fertilizante en agricultura en forma de P_2O_5 . En la actualidad el fósforo es muy usado en la producción de ledes (*light emitting diode*), en forma de fósforo azul.¹⁰ Es el segundo mineral más abundante de nuestro cuerpo, requerido para huesos y dientes, en forma de fosfato de calcio, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, y para el buen funcionamiento de los sistemas

⁸ Bernard I. Cohen y Richard S. Westfall, *Newton*, W. W. Norton & Company, Nueva York, 1995.

⁹ Para mayor información sobre propiedades y usos del fósforo se recomiendan las secciones sobre este elemento que tiene el Laboratorio Nacional de los Álamos; véase S. a., "Phosphorus", *Los Alamos National Laboratory*. Disponible en <https://periodic.lanl.gov/15.shtml> (consultado el 5 de noviembre de 2023), y la Royal Society of London; véase S. a., "Phosphorus", *Royal Society of Chemistry*. Disponible en <http://www.rsc.org/periodic-table/element/15/phosphorus> (consultado el 5 noviembre de 2023). Para la relación del fósforo con la nutrición y la salud, consúltese la página del Instituto Linus Pauling de la Universidad de Oregón; véase Jane Higdon, "Phosphorus", *Linus Pauling Institute*, 2014. Disponible en <https://lpi.oregonstate.edu/mic/minerals/phosphorus> (consultado el 5 de noviembre de 2023).

¹⁰ *Idem*.

nervioso y muscular, así como para la filtración de residuos en la orina. El 85% del fósforo en nuestro cuerpo está en huesos y dientes. El ATP (adenosín trifosfato) es agente energético en procesos celulares y en la fotosíntesis, para la producción de azúcares a partir del CO_2 y la luz solar. El fósforo se encuentra en alimentos como leche, pescado, carnes rojas, huevos, papas, ajo y granos enteros. Se recomienda un consumo diario de 700 mg para adultos y hasta de 1250 mg para personas de nueve a 14 años de edad. Un trozo de salmón de 85 g contiene alrededor de 315 mg, un vaso de leche 247 mg y media taza de lentejas aproximadamente 178 mg.¹¹

¿Y qué quedó de aquellas luces fatuas que tanto intrigaban al abogado Harker? Apenas a finales del siglo pasado fue posible entender por completo los procesos de liberación de luz por materia orgánica putrefacta, que se originan de la interacción de los gases metano, CH_4 , fosfano, PH_3 , y difosfano, P_2H_4 . Un ingrediente fundamental de este proceso en la producción de difosfano es la acción de microorganismos.¹²

La próxima vez que usted festeje el *Halloween* no deje de sonreír al contemplar las calabazas iluminadas con ledes, extraña combinación de creencias alquímicas y de tecnología del siglo XXI. Al final de cuentas, en estos modernos fuegos fatuos vive escondido, como tesoro, el misterio del origen del fósforo y sus aplicaciones. El conde Drácula no andaba tan extraviado.

¹¹ *Idem.*

¹² John Emsley, "Science: Graveyard Ghost are a Gas", *New Scientist*, 1993. Disponible en <https://www.newscientist.com/article/mg13818782-700-science-graveyard-ghosts-are-a-gas/> (consultado el 5 de noviembre de 2023).

16. Azufre: el elemento oloroso y amistoso del vecindario

J. VIRIDIANA GARCÍA MEZA*



Utilizado desde... ¡uf!, por las culturas preindoeuropeas para fabricar pólvora, o para blanquear, fumigar, quemar o ¡purificar!, el azufre (del latín *sulphur*; S) fue descrito como elemento hasta 1777 por Antoine Lavoisier. Es un elemento “fugoso” que se origina en volcanes, aguas y respiraderos termales, que igual forma compuestos inorgánicos livianos, gaseosos —como el dióxido de azufre (SO_2) o el ácido sulfhídrico (H_2S)— o aerosoles —como el octaazufre (S_8)—, o sólidos harto pesados como los sulfuros metálicos; por ejemplo, mackinawita — $(\text{Fe}, \text{Ni})_{1+x}\text{S}$ —, argentita (Ag_2S), bornita (Cu_3FeS_4). Y aunque la Biblia lo asocia con la condena eterna entre llamas del fuego infernal, el azufre es una bendición para la vida y la vincula con lo abiótico, detalle que encanta a geomicrobiólogos y que se aprecia en el ejemplo de la biooxidación de piritita FeS_2 por microorganismos sulfurooxidantes (SOM):



* Investigadora de la Universidad Autónoma de San Luis Potosí. Ha trabajado con microorganismos quimioautótrofos y fotoautótrofos (microalgas) de ambientes extremos. Imparte clases de biodiversidad y evolución y ecología microbiana, así como cursos de temas relacionados con la geomicrobiología. Correo: jviridianagm@gmail.com.

La Ec. 1 indica que 1) el estado de oxidación del azufre (S) transita del más reducido sulfuro (S^{2-}) al más oxidado (+6, sulfato SO_4^{2-}), 2) se transfiere un titipuchal de electrones aprovechados por el SOM, y 3) en el proceso se liberan 16 protones que incrementan la acidez del medio circundante y la posibilidad de activar enzimas como las “bombas” de hidrógeno (H^+), que generan energía potencial para el SOM. La catálisis de SOM es de importancia biogeoquímica y una de las razones por las cuales el azufre resultó de interés para Sergei N. Winogradsky.

Winogradsky fue admirador de Louis Pasteur; mientras este último inauguró la microbiología médica, el primero fundaba la geomicrobiología desde que estudió en la célebre Facultad de Ciencias Naturales de la Universidad de San Petersburgo. La fama de dicha institución se debía al renombre de quien ocupaba la cátedra de química, un tal Dmitri Mendeléiev. En 1877 Winogradsky se interesó por unos gránulos intracelulares que halló en la bacteria *Beggiatoa*. ¿Gránulos de qué? Ciertamente de azufre (S), acumulados como reserva. Este hallazgo modificó el curso de la microbiología: “El S^0 en *Beggiatoa* es la única fuente respiratoria y juega el mismo papel que el de carbohidratos en otros organismos”;¹ después de tal aseveración, Winogradsky formuló el concepto de *quimiolitotrofia* (u obtención de energía al oxidar compuestos inorgánicos; por ejemplo: hidrógeno de sulfuro, H_2S), que ayudó a completar el modelo del ciclo biogeoquímico del azufre.

EL ELEMENTO AMISTOSO DEL VECINDARIO

Vecino de tres elementos de importancia biológica, el azufre y el colindante oxígeno interactúan bastantito, lo que resulta en formas más o menos oxidadas del azufre. Además, algunos

¹ M. Dworkin y D. Guntick, “Sergei Winogradsky: A Founder of Modern Microbiology and the First Microbial Ecologist”, *FEMS Microbiology Reviews*, vol. 36 (marzo de 2012), pp. 364-379.

compuestos del oxígeno son análogos del azufre, como los tan conocidos *oxi*: H_2O es análogo del hidrógeno de sulfuro, H_2S , o CO_2 , del sulfuro de carbono, CS_2 . De importancia biológica resaltan los radicales OH^- (oxidrilo) y SH^- (tiol), que se unen a compuestos de carbono para formar alcoholes o sulfhidrilos. Sobre los inorgánicos sólo aludiré al peróxido de hierro (FeO_2), análogo del disulfuro de hierro (FeS_2), y a la magnetita (Fe_3O_4), análoga de la greigita (Fe_3S_4).

Otro vecino del azufre es el fósforo; a ambos se les deben los mecanismos básicos de transporte de energía y la regulación del metabolismo en células, por ejemplo, por transferencia de grupos químicos como un tioéster ($-\text{S}-\text{CO}-\text{R}'$) sustituido por fosfato (PO_4^{3-}) durante la *fosforilación* de proteínas. Más aún, como las barreras termodinámicas se superan con más facilidad por acoplamiento del tioéster que del PO_4^{3-} , se cree que el azufre jugó un papel fundamental en el origen de la biosíntesis, no dependiente de enzimas y sin PO_4^{3-} .² Para terminar, sobre el nitrógeno y el azufre destaco a los metales de transición en metaloproteínas, que participan en la transferencia de electrones y siempre están unidos a azufre o nitrógeno; ejemplo para el azufre es la ferredoxina con núcleo parecido a la greigita (Fe_3S_4). Lo que se ha mencionado en este párrafo importa, pues cerca de 90% de las reacciones metabólicas son de transferencia de grupos o electrones, y el azufre está involucrado conspicuamente en ambos.

EL AZUFRE EN EL HADES

Tarde o temprano, las teorías sobre el origen de las biomoléculas y del metabolismo incluyen compuestos del azufre, sean “livianos” o “pesaditos”. Así, Stanley Miller consideró que el hi-

² Joshua E. Goldford, Hyman Hartman, Temple F. Smith y Daniel Segrè, “Remnants of an Ancient Metabolism without Phosphate”, *Cell*, vol. 168 (2 de marzo de 2017), pp. 1126-1134.

drógeno de sulfuro (H_2S) fue la principal fuente de azufre en la atmósfera del Hadeano (4.5-4.0 Ga), por lo que él y Urey usaron H_2S en experimentos que simulan las condiciones de plumas volcánicas hadeanas (1953); ellos obtuvieron formaldehído (CH_2O) o ácido cianhídrico (HCN), que al reaccionar originaran biomoléculas y... ¡momento! ¿Cómo evitar la disolución de estos compuestos en una “sopa primitiva”? Una solución posible son las reacciones de condensación o activación por agentes con azufre, como el sulfuro de hierro (FeS) o el sulfuro de carbonilo (COS)³ presente en gases volcánicos y análogo del CO_2 . Además, en residuos originales de algunos experimentos de Miller se detectaron compuestos organosulfurados y los aminoácidos con azufre, metionina y cisteína (Cys).⁴ Mientras la metionina es el aminoácido de inicio en la síntesis de toda proteína, los puentes S-S que forman la Cys las estabilizan, además de compactarlas reduciendo su entropía, contenido de agua local o su capacidad de intercambio de calor, creando un núcleo hidrofóbico en la proteína plegada. Lo anterior es importante ante factores extremos (temperatura, radiación, pH, etcétera); en bacterias extremófilas, como las que se cree que fueron los primeros seres vivos, se ha detectado mayor proporción de Cys y, por lo tanto, de enlaces S-S.⁵

Además del hidrógeno de sulfuro (H_2S) atmosférico, la corteza terrestre del Hadeano se hallaba pletórica de minerales tipo sulfuro de hierro (FeS), por lo que la síntesis de biomoléculas pudo estar albergada por minerales hasta ser sustituida de manera sucesiva por la biosíntesis. Modelo de ello son los ubicuos cofactores enzimáticos de la biosíntesis,⁶ algunos con

³ Dada la energía que contiene, el COS puede activar aminoácidos en medio acuoso para formar proteínas.

⁴ Eric T. Parker *et al.*, “Primordial Synthesis of Amines and Amino Acids in a 1958 Miller H_2S -rich Spark Discharge Experiment”, *PNAS*, vol. 108 (21 de marzo de 2011), pp. 5526-5531.

⁵ M. Beeby *et al.*, “The Genomics of Disulfide Bonding and Protein Stabilization in Thermophiles”, *PLOS Biology*, vol. 3, núm. 9 (2005), e309.

⁶ Eric Smith y Harold J. Morowitz, *The Origin and Nature of Life on Earth: The Emergence of the Fourth Geosphere*, Cambridge University Press, 2016.

estructura notablemente similar a la del FeS, como la unidad activa de la acetil-coenzima A (acetil-CoA) sintetasa. De hecho, se propone que la síntesis de FeS surtió de suficiente energía electroquímica como para dirigir y generar sencillos compuestos orgánicos del azufre, como el metanotiol (CH_3SH), precursor del ácido tioacético ($\text{CH}_3(\text{CO})\text{SH}$) y, por ende, de la R-CO-SCoA o acetil-CoA. ¡Encantador papel del azufre en el origen del metabolismo!

Hoy día sabemos que el Metabolismo Central, con mayúsculas, es universal, está conservado en todo ser vivo y, según Rickard y Luther,⁷ su módulo básico ha sido la ferredoxina presente en enzimas y cofactores enzimáticos con azufre, los cuales dirigen el metabolismo;⁸ un ejemplo es la citada acetil-CoA sintetasa. Cabe decir que esta última es esencial para la fijación de CO_2 en la biosíntesis de autótrofos, pero también para la degradación de carbohidratos en heterótrofos; es decir, es de importancia vital para cualquier ser vivo.

AUTOTROFÍA Y RESPIRACIÓN BASADA EN EL AZUFRE

“La red de reacciones metabólicas se descompone en módulos y capas [...] Las capas y los módulos corresponden a una secuencia histórica de acreciones”.⁹ La cita propone que la vida, en su origen, hizo suyos los mecanismos geoquímicos; aumentó el grado de control sobre éstos hasta trasladarlos a innovadores mecanismos de organosíntesis, preludio de la biosíntesis que da autonomía a lo vivo, como la palabra *autotrofia* lo expresa. Y bueno, la autotrofia se basa principalmente en el CO_2 atmosférico como fuente de carbono, y para H. J. Morowitz

⁷ D. Rickard y G. W. Luther, “Chemistry of Iron Sulfides”, *Chemical Reviews*, vol. 107, núm. 2 (2007), pp. 514-562.

⁸ Oxidorreductasas: trasladan electrones o átomos de H u O; transferasas: transfieren grupos funcionales; hidrolasas: rompen enlaces químicos con formación de agua; lisasas: agregan o eliminan grupos funcionales sin hidrólisis.

⁹ Eric Smith y Harold J. Morowitz, *The Origin and Nature...*, op. cit.

(1927-2016) éste representa el primer tipo metabólico que sólo requiere energía externa. En biosistemas hay dos maneras de cosechar energía para la biosíntesis autotrófica: fotones o “jalandos” electrones, por ejemplo, de la molécula FeS_2 (Ec. 1).

La autotrofía posee sus singularidades si de azufre hablamos... y dos rutas. La primera depende de formas reducidas del azufre, las más del hidrógeno de sulfuro (H_2S) o el sulfuro de hierro (FeS), como en *Beggiatoa* y otros SOM (Ec. 1) sin pigmentos fotosintéticos y que sintetizan carbohidratos empleando CO_2 mediante un proceso bautizado por Winogradsky como *quimiosíntesis*, para distinguirlo de la *fotosíntesis*. La segunda ruta autotrófica también está asociada al azufre, y para hablar de ella debemos recordar a dos “buenos vecinos”, azufre y oxígeno, y el efecto de la energía electromagnética: el fotón “rompiendo” H_2S , en lugar de su análogo H_2O , para la biosíntesis. Sí, hablamos de un invento temprano en la biosfera: la *fotosíntesis anoxigénica*, no productora de O_2 (al no participar el H_2O), y que requiere “poca luz” o, incluso, radiaciones ultravioletas de cerca de 400 nm. Se cree que la radiación UV fue endemoniadamente abundante en el Hadeano, como lo sugiere la presencia casi universal de *fotoliasas* en seres vivos, ubicuidad indicativa de su antiquísima función contra efectos deletéreos de la radiación UV.¹⁰

Algunas escuelas sobre el origen del metabolismo debaten entre la naturaleza autotrófica y heterotrófica de los primeros seres vivos. Una propuesta es que ambos procesos pudieron tener un origen contemporáneo y en sinergia. La heterotrofia implica la capacidad de “romper” compuestos vía su oxidación, siendo necesario un agente oxidante; el superagente oxidante es el O_2 que respiramos los aerobios, pero no los anaerobios, quienes pueden aprovechar el sulfato SO_4^{2-} como agente oxidante. La respiración microbiana con el sulfato SO_4^{2-} es más común que la aerobia, ya que el SO_4^{2-} es más soluble en agua

¹⁰ Marjorie D. Cantine y Gregory P. Fournier, “Environmental Adaptation from the Origin of Life to the Last Universal Common Ancestor”, *Origins of Life and Evolution of Biospheres*, vol. 48 (marzo de 2018), pp. 35-54.

que el O_2 ; además, en la Tierra del Hadeano, así como en la actual y, especialmente, en sus océanos, abundan rincones sin O_2 , donde la respiración de sulfato SO_4^{2-} es toda una hegemonía, y cuando este agente oxidante se emplea, el producto de la respiración es hidrógeno de sulfuro (H_2S), no H_2O , cerrándose el ciclo del azufre con este bendito gas con el que la vida ha interactuado desde su sulfurado origen.

17. Cloro: más que un blanqueador de ropa

FRANCISCO JAVIER SIERRA VALDEZ*



Cuando hablamos del cloro, lo primero que viene a nuestra mente es algún blanqueador de ropa o desinfectante, un bactericida para la piscina, o bien, un componente de la sal de mesa. Sin embargo, su tan poco afamada participación en la vida abre un nicho en la divulgación de este elemento a nivel biológico. Pero antes me permitiré algunas líneas para exponer de manera general sus orígenes, sus propiedades y sus usos convencionales.

Aunque el ácido clorhídrico (HCl) era conocido por los alquimistas desde la Edad Media, fue hasta 1774 cuando Carl Wilhelm Scheele (Uppsala, Suecia), tras combinar y calentar ácido clorhídrico con el mineral pirolusita (MnO_2), logró producir por primera vez el elemento gaseoso de cloro (Cl_2). Era un gas denso de color amarillo verdoso que, según registró, tenía un olor a ahogo y se disolvió en agua para dar una solución ácida. Notó que decoloraba el papel tornasol y también las hojas y las flores. A pesar de saber de su toxicidad, el científico sueco no pudo apreciar los peligros del gas cloro, pues murió joven tras sucumbir a sus vapores. Y aunque Scheele pensó todo el tiempo que el gas producido en su experimento contenía oxígeno, en 1807 sir Humphry Davy lo investigó y finalmente concluyó que

* Investigador del Departamento de Ciencias del ITESM, Campus Monterrey. Sus líneas de investigación se basan en la físico-química de lípidos y proteínas. Correo: f.sierra@tec.mx.

no sólo era una sustancia simple, sino que en realidad se trataba de un elemento. En 1810 anunció lo anterior; sin embargo, a los químicos les llevó otros 10 años aceptar el cloro como tal.

La palabra *cloro* proviene del griego *khloros*, que significa “amarillo verdoso”, en honor a su apariencia como gas a temperatura ambiente. Es un elemento con número atómico 17, perteneciente al periodo 3 y al grupo 16 (halógenos) de la tabla periódica, y que, por tanto, con dichas coordenadas adquiere la configuración electrónica $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. Tiene un peso atómico de 35.4527 u y un punto de fusión de 171.65 K ($-101.5\text{ }^\circ\text{C}$) y de ebullición de 239.11 K ($-34.04\text{ }^\circ\text{C}$). Este elemento posee una variedad de estados de oxidación (-1 , $+1$, $+5$, $+7$), siendo -1 el más común, excepto al interaccionar con oxígeno o con flúor. Por esta razón, así como el resto de los halógenos (valencia común -1), y por su alta electronegatividad (3.0 en la escala de Pauling), se puede combinar de manera directa bajo ciertas condiciones con casi todos los demás elementos metales y no metales formando haluros (cloruros), y completar así los ocho electrones en la capa de valencia. En los cloruros de tipo orgánico el cloro puede asociarse con los elementos de baja electronegatividad de los primeros dos grupos de la tabla periódica (alcalinos y alcalinotérreos) para formar cloruro de sodio (NaCl), de potasio (KCl) y de calcio (CaCl_2). Incluso es capaz de formar ácidos como el cloruro de hidrógeno (HCl). En algunas ocasiones, el enlace con el metal puede tener cierto carácter covalente, formando, por ejemplo, cloruro de mercurio (II) (HgCl_2) y cloruro de hierro (III) (FeCl_3). Por otro lado, en los cloruros de tipo inorgánico es posible encontrar el cloroformo (CHCl_3) y el tetracloruro de carbono (CCl_4), entre otros. Existen 16 isótopos conocidos con masas atómicas que van desde 31 hasta 46, y Cl_{35} y Cl_{37} son los dos más estables, aunque el primero es el más abundante (75.8%).

Como se combina de manera directa con casi todos los elementos, el cloro nunca se encuentra libre en la naturaleza. Por ejemplo, se halla principalmente como mineral sedimentado debido a la evaporación de aguas saladas; por lo general, como

halita (NaCl), carnalita ($\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) y silvita (KCl). Su abundancia en la corteza terrestre es de alrededor de 1.45×10^2 mg/kg, y en los océanos, de 1.94×10^4 mg/l. Hoy en día la mayor parte del cloro (Cl_2) se produce a través de la electrólisis del cloruro de sodio acuoso (NaCl).

En el pasado, el cloro se usaba comúnmente para hacer cloroformo (un anestésico) y tetracloruro de carbono (un solvente de limpieza en seco). Sin embargo, ambos productos químicos ahora se mantienen bajo estricto control ya que pueden causar daño hepático. El gas cloro en sí mismo es muy venenoso y se usó como arma química durante la primera Guerra Mundial, pues en su forma líquida produce fuertes quemaduras en la piel y como gas irrita las membranas mucosas. Irónicamente, mientras las heridas infectadas de los heridos de la guerra se limpiaban con la solución diluida de hipoclorito, los gases tóxicos del gas de cloro eran lanzados en los campos de batalla. Concentraciones tan bajas como 3.5 ppm pueden ser detectadas por el olfato, mientras que las de 1000 ppm pueden resultar fatales después de algunas respiraciones profundas. En la actualidad el cloro se usa en diversos ámbitos de la vida cotidiana. Además del conocido cloruro de sodio, o sal de mesa —utilizado para condimentar los alimentos—, y el hipoclorito de sodio (NaClO) —para desinfectar el agua potable y las piscinas—, este elemento se emplea en muchos procesos industriales: producción de papel, plásticos, tintes, textiles, medicamentos, antisépticos, anticongelantes, refrigerantes, desinfectantes, insecticidas, solventes, limpiadores industriales y pinturas, entre otros.

El ion cloruro es esencial para la vida. Es el principal anión en el plasma sanguíneo y el fluido intersticial celular, donde contribuye al mantenimiento de la presión osmótica y el equilibrio electrolítico, pues resulta determinante para conservar el balance ácido/base de los fluidos corporales. Se encuentra principalmente en el líquido cefalorraquídeo, en las secreciones gastrointestinales y también en pequeñas cantidades dentro de los huesos. Este ion constituye cerca de 0.15% del peso

corporal humano. El cloruro no tiene toxicidad conocida, ya que su exceso se excreta del cuerpo a través de la orina, el sudor, el vómito y la diarrea. El uso de diuréticos, la ingesta muy abundante de agua, así como una diarrea o vómitos excesivos, pueden agotar el cuerpo de los iones de cloruro, lo cual produce una alcalosis metabólica, afección que provoca aumento del pH sanguíneo, función muscular alterada, dificultad para respirar y tragar y, en ocasiones, la muerte.

El ácido hipocloroso, mejor conocido en el mercado como “blanqueador” o “desinfectante”, debe considerarse como un arma de doble filo en biología. Su extrema toxicidad para casi todas las bacterias es una bendición para la defensa del huésped, pero su fácil reactividad con innumerables moléculas biológicas lo convierte en un peligroso oxidante durante la inflamación. El ácido hipocloroso es producido por los leucocitos o los glóbulos blancos y mata a todos los tipos de bacterias. En la dosis correcta, también es letal para nuestras propias células. Por ejemplo, los neutrófilos, los glóbulos blancos más abundantes en la circulación de los seres humanos, son la principal fuente de ácido hipocloroso. Cuando se estimulan, se someten a un estallido de respiración en el que la enzima NADH-oxidasa se reduce al radical superóxido (NAD^+) a través de la membrana plasmática. Los neutrófilos contienen abundantes reservas de la enzima mieloperoxidasa, la cual utiliza el superóxido y el peróxido de hidrógeno para convertir el cloruro precisamente en ácido hipocloroso. Cuando un neutrófilo ingiere una bacteria, se produce ácido hipocloroso dentro de la vacuola fagocítica que la encierra, y por lo tanto la mata. En enfermedades inflamatorias como la artritis reumatoide, los neutrófilos son activados por complejos inmunes en el tejido del huésped, donde sufren una fagocitosis frustrada y dirigen el ácido hipocloroso contra el tejido de forma incontrolable o excesiva. Los estímulos solubles causan la liberación de mieloperoxidasa y peróxido de hidrógeno al ambiente extracelular, donde el ácido hipocloroso reaccionará con una variedad de agentes biológicos, produciendo es-

trés oxidativo y, como consecuencia, inflamación. La regulación del cloruro (Cl^-) en las células requiere una coordinación muy precisa en la que ciertas proteínas transmembranales (canales iónicos) excretan este ion para reducir la concentración intracelular. Estas proteínas son capaces de actuar como cotransportadores o intercambiadores mediante los cuales el Cl^- puede excretarse acompañado de un catión (por ejemplo, K^+) a favor o en contra del gradiente electroquímico, en ese orden. Es el caso de canal KCC2 , mediador fundamental en la inhibición de la sinapsis y responsable de excretar Cl^- y contrarrestar los efectos de la sobrecarga de Cl^- producida por la activación de otros canales como GABAA y activados por glicina. Otro gran ejemplo es la proteína Cftr (acrónimo de *Cystic fibrosis transmembrane conductance regulator* [regulador de la conductancia transmembrana de la fibrosis quística]), la cual es un importante transportador de Cl^- que se encuentra en las membranas celulares de los tejidos animales que producen moco, sudor, saliva, lágrimas y enzimas digestivas. El transporte de iones de cloruro ayuda a controlar el movimiento del agua en los tejidos, lo cual es necesario para la producción de moco delgado y que fluye con libertad. Lo anterior permite que este último pueda lubricar y proteger el revestimiento de las vías respiratorias, el sistema digestivo, el sistema reproductor y otros órganos y tejidos. Una de las mutaciones más comunes sobre esta proteína, deleción del aminoácido fenilalanina en la posición 508, origina una enfermedad poco conocida pero muy letal: la fibrosis quística. De hecho, un primer diagnóstico para este padecimiento en niños pequeños se basa en determinar la presencia de cloruro de sodio en el sudor por encima de los 60 mmol/l.

Estas evidencias demuestran, en primera instancia, el papel que juega el ion cloruro en la biología, pues forma parte vital del fluido electrolítico acuoso (Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , entre otros), que en conjunto con lípidos, proteínas, hormonas, azúcares, otras moléculas y condiciones termodinámicas muy precisas, han permitido el desarrollo de la vida tal como la conocemos hoy en día.

18. Argón: esa burbuja sin absorber

RAMIRO GODOY DIANA*



En una carta a *Nature*, en septiembre de 1892, lord Rayleigh escribió:

Estoy muy intrigado por ciertos resultados recientes respecto de la densidad del nitrógeno, y estaré agradecido si alguno de sus lectores puede sugerir alguna idea sobre esto. Siguiendo dos métodos de preparación alternativos, obtengo resultados distintos. La diferencia relativa, que se eleva a una parte en mil, es pequeña en sí misma; pero está completamente fuera del error experimental, y sólo puede ser explicada por una variación en las propiedades del gas.

El primer método utilizado por Rayleigh extraía el nitrógeno de aire atmosférico, mientras que el segundo, sugerido a Rayleigh por sir William Ramsay, lo obtenía de la descomposición del amoniaco.

Diversas hipótesis podían explicar por qué el nitrógeno extraído por la primera opción era sistemáticamente —aunque escaso— más pesado que el nitrógeno conseguido por la segunda. Por ejemplo, el nitrógeno separado del aire podría ser más

* Integrante de la ESPCI Paris – PSL / Francia. Su trabajo aborda la dinámica de fluidos experimental, la energía de ondas en los océanos, la interacción de fluidos y la estructura y la propulsión bioinspirada. Correo: ramiro@pmmh.espci.fr.

pesado si hubiera contenido un residuo de oxígeno (más pesado que el nitrógeno), pero lo anterior habría requerido aproximadamente 1% de oxígeno residual, demasiado para no haber sido detectado aún por los procedimientos disponibles en aquel momento. Otra posibilidad habría consistido en que el nitrógeno preparado a partir del amoníaco presentara alguna impureza. Pero no hay muchas opciones de gases más ligeros que el nitrógeno, y la hipótesis de la presencia del candidato más plausible, el hidrógeno, se desechó con otro experimento en el que se incluía hidrógeno a la preparación original sin obtener ningún cambio en la densidad del nitrógeno al final. Rayleigh se preguntó si sería posible que la diferencia de densidades no necesitara ninguna impureza para ser explicada, sino que el resultado fuera un estado distinto (disociado) del mismo nitrógeno.

Un par de años después, el 13 de agosto de 1894,¹ Rayleigh y Ramsay anunciaban ante la Royal Society el descubrimiento de un nuevo elemento constituyente de la atmósfera: el argón. De hecho, ya 100 años antes, en 1785, Henri Cavendish había sospechado de la presencia de otro componente en la atmósfera, además del nitrógeno y el oxígeno. En sus tiempos aún se usaba la teoría del flogisto para explicar la combustión y él empleaba los términos *aire desflogistizado* para el oxígeno y *aire flogistizado* para el nitrógeno. Ramsay y Rayleigh incluyeron en su artículo sobre el argón² una cita elogiosa al experimento de Cavendish acerca del cual este último declaraba:

Hice un experimento para determinar si la totalidad de una porción dada del aire flogistizado de la atmósfera podría reducirse a ácido nitroso, o si no había una parte de una naturaleza diferente al resto que se negaría a sufrir ese cambio. Al final del experimento quedaba una pequeña burbuja de aire sin absorber, que

¹ S. a., “On This Day”, *Royal Society of Chemistry*. Disponible en http://www.rsc.org/learn-chemistry/collections/chemistry-calendar/august-13#otdic_content (consultado el 5 de octubre de 2023).

² L. Rayleigh y William Ramsay, “Argon, a New Constituent of the Atmosphere”, *Philosophical Transactions of the Royal Society of London*, vol. 186 (1895), pp. 187-241.

ciertamente no era más que una parte sobre 120 del aire flogistizado que entraba al tubo. Concluyo que si hay alguna parte del aire flogistizado de nuestra atmósfera que difiera del resto y no pueda reducirse a ácido nitroso, podemos decir con seguridad que no es más que una proporción de $\frac{1}{120}$.

Hoy sabemos que la burbuja residual del experimento de Cavendish no era nitrógeno, sino, en mayor medida, argón, que está presente en el aire atmosférico seco con una proporción de un poco menos de 1%.³ Por sus trabajos relacionados con el descubrimiento del argón, lord Rayleigh y sir William Ramsay obtuvieron los premios Nobel de Física y de Química, respectivamente, en 1904.

La etimología del nombre del argón hace referencia al carácter inerte del elemento. *Argón* proviene del griego antiguo *argós*, que significa “inactivo o perezoso”.⁴ Y sí, el argón es un gas incoloro, inodoro, insípido e inerte. De número atómico 18 y masa atómica relativa 39.948, es el último elemento del periodo 3 de la tabla periódica. Con su capa electrónica de valencia de orbitales *s* y *p* llena,⁵ forma parte de los gases nobles y es un elemento de gran resistencia y estabilidad. Estas características hacen que tenga un sinnúmero de aplicaciones.

El argón a menudo se usa cuando se necesita una atmósfera inerte. En el ámbito industrial es un material muy utilizado. Por ejemplo, se emplea de esta manera para la producción de titanio y de otros elementos reactivos. En electrónica recubre componentes como el silicio y el germanio en una atmósfera protectora. Se utiliza para la manipulación sin oxígeno en química fina, con el fin de proteger un área de soldadura y como aislante entre los dos paneles de una ventana de doble vidrio. El

³ Además del nitrógeno y el oxígeno, con proporciones aproximadamente de 78 y 21%, en ese orden, la atmósfera contiene también proporciones muy pequeñas de otros gases (CO₂, Ne, He, Kr, CH₄ y H₂).

⁴ *Argós* proviene a su vez del prefijo griego privativo *a* y de la palabra *érgon*, que quiere decir “trabajo”; hablamos entonces *del que no trabaja*...

⁵ Configuración electrónica: 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶.

argón es componente de algunas lámparas incandescentes, ya que no reacciona con el filamento de estas últimas, incluso a altas temperaturas cuando están encendidas (los filamentos de tungsteno encendidos alcanzan los 3 400 °C). También se emplea en el buceo por sus capacidades de aislamiento térmico, así como en extintores mezclado con 50% de nitrógeno.

No hay ningún papel biológico conocido para el argón y en bajas concentraciones no representa peligro alguno. Sin embargo, el argón es soluble en agua, aproximadamente 1.4 veces más que el oxígeno molecular, y si uno inhala una gran cantidad de ese elemento existe riesgo de asfixia por anoxia, luego de la sustitución del oxígeno por argón.

Así, el argón también se usa en la avicultura como un producto de matanza por gas para sacrificar a grandes cantidades de animales, ya sea por razones sanitarias o simplemente como un medio eficaz de sacrificio no doloroso. Es ideal para este propósito poco feliz ya que es más pesado que el aire (su densidad a 0 °C es de 1.78 g/l, comparada con los 1.29 g/l del aire) y al ir reemplazando el aire en un espacio se concentra poco a poco cerca del suelo.

El argón cambia del estado gaseoso al líquido a -185.8 °C y del líquido al sólido a -189.3 °C ; por esa razón se encuentra en la naturaleza en su form gaseosa. Es un gas monoatómico y químicamente inactivo, como hemos dicho; sin embargo, sometido a condiciones extremas puede formar compuestos frágiles —por ejemplo, los clatratos, en los que los átomos de argón quedan atrapados en las cavidades de la red molecular de otra sustancia—. La primera vez que se sintetizó una molécula estable que contenía argón tuvo lugar en el año 2000. Se trata del fluorohidruro de argón (HArF).⁶ Otro dato interesante es el de los isótopos del argón. En la Tierra, 99.6% de este elemento se halla como argón 40, uno de los tres isótopos estables junto con el argón 36 y el argón 38; en total el argón posee 24 isótopos

⁶ Leonid Khriachtchev *et al.*, “A Stable Argon Compound”, *Nature*, vol. 406 (2000), pp. 874-876.

(entre el argón 30 y el argón 53). Sin embargo, en el resto del universo, en particular en las estrellas y en los planetas gaseosos, el argón 36 es el isótopo mayoritario. La razón de tener una mayoría de argón 40 en la Tierra obedece a que proviene de la desintegración del isótopo de potasio radioactivo potasio 40. Y dicho origen tiene otra aplicación: como el tiempo de semi-desintegración del potasio 40 es conocido (1.248×10^9 años), al evaluar la proporción potasio 40/argón 40 pueden datarse muestras de roca desde 100 000 hasta varios miles de millones años, una herramienta muy útil en geología y arqueología.

Así como lo cortés no quita lo valiente, lo inerte no quita lo importante.

19. Potasio: el elemento de los calambres

ANAILDA ALVARADO GÓMEZ*



Al hidróxido de potasio (KOH) se le consideró durante mucho tiempo como un elemento, porque no se descomponía mediante el calor ni con reactivos químicos; era conocido como *potash* por los ingleses (de donde deriva el nombre del elemento) y como *Kali* por los alemanes (de donde procede su símbolo). Fue hasta 1807 cuando el británico sir Humphry Davy aisló por primera vez este elemento metálico a través de la electrólisis del hidróxido de potasio húmedo. Davy dio a conocer sus resultados el 19 de noviembre de 1807 en la Royal Society of London, con el siguiente discurso:

Coloqué un pequeño fragmento de potasa sobre un disco aislado de platino que comunicaba con el lado negativo de una batería eléctrica de 250 placas de cobre y zinc en plena actividad. Un hilo de platino que comunicaba con el lado positivo fue puesto en contacto con la cara superior de la potasa. Todo el aparato funcionaba al aire libre. En estas circunstancias se manifestó una actividad muy viva; la potasa empezó a fundirse en sus dos puntos de electrificación. Hubo en la cara superior (positiva) una viva

* Investigadora del Cinvestav, Unidad Saltillo. Actualmente está por culminar su maestría en ciencias en ingeniería metalúrgica, cuyo proyecto de titulación se basa en la obtención de productos de alto valor agregado de potasio. Correo: ana.i.lda@hotmail.com.

efervescencia, determinada por el desprendimiento de un fluido elástico; en la cara inferior (negativa) no se desprendía ningún fluido elástico, pero [sí] pequeños glóbulos de vivo brillo metálico completamente semejantes a los glóbulos de mercurio. Algunos de estos glóbulos, a medida que se formaban, ardían con explosión y llama brillante; otros perdían poco a poco su brillo y se cubrían finalmente de una costra blanca. Estos glóbulos formaban la sustancia que yo buscaba; era un principio combustible particular, era la base de la potasa: el *potasio*.¹

El potasio es un elemento químico de la tabla periódica, de símbolo K, número atómico 19 y peso atómico 39.0983 g/mol. Es un metal alcalino, de aspecto blanco plateado, y es el séptimo elemento más abundante en la corteza terrestre (2.5% del peso del planeta).

Es tan suave que puede cortarse con facilidad, incluso con un cuchillo de cocina. Es el quinto metal más ligero y liviano, el cual tiene un punto de fusión muy bajo (63 °C), un punto de ebullición de 760 °C y una densidad de 0.86 g/cm³ (más ligero que el agua, cuya densidad es de 1.0 g/cm³); se oxida casi de inmediato al ser expuesto al aire, razón por la cual se suele colocar en aceites minerales como, por ejemplo, queroseno, con el fin de conservarlos.

El potasio se da en tres formas isotópicas naturales, de números másicos 39, 40 y 41, aunque se conocen hasta 17 isótopos de este metal preparados de manera artificial. El potasio 40 es radiactivo y tiene una vida media de 1280 millones de años. De hecho, una proporción considerable de la radiación generada dentro de nuestro cuerpo procede de este isótopo.

Debido a su alta reactividad, no se encuentra libre en la naturaleza, sino en minerales como la carnalita, la silvina y la mica. El potasio es aún más reactivo que el sodio y reacciona vigorosamente con el oxígeno del aire para formar el monóxido

¹ Vanesa Calvino *et al.*, “Efemérides: bicentenario del descubrimiento del potasio”, *Revista 100cias@uned*, vol. 10 (1º de enero de 2007), pp. 105-108.

do (K_2O) y el peróxido (K_2O_2). Al igual que otros metales alcalinos, reacciona de forma violenta con el agua y de ese modo produce hidróxido de potasio y gas hidrógeno.

El potasio no reacciona con nitrógeno para formar nitruro, ni a temperaturas elevadas. Con hidrógeno reacciona lentamente a $200\text{ }^\circ\text{C}$ y con rapidez a $350\text{-}400\text{ }^\circ\text{C}$. Produce el hidruro menos estable de todos los metales alcalinos y se combina fácilmente con la mayoría de los no metales. Debido a su insolubilidad es muy difícil obtener el metal puro a partir de sus minerales, aunque en antiguos lechos marinos y de lagos existen grandes depósitos de minerales de potasio (carnalita, langbeinita, polihalita y silvina) donde la extracción del metal y sus sales es viable en términos económicos.

La principal fuente de potasio es el carbonato de potasio (K_2CO_3), que se extrae de la lixiviación de las cenizas de madera y la evaporación de la solución en grandes recipientes de hierro. Los países más destacados en esta producción son: Canadá, Rusia, China y Estados Unidos. Los océanos también pueden ser proveedores de potasio, pero en un volumen cualquiera de agua salada su cantidad es mucho menor que la de sodio, lo que disminuye el rendimiento económico de la operación, ya que ambos elementos poseen propiedades químicas y físicas muy similares, razón por la cual es muy difícil su separación.

Para los seres humanos, los iones de potasio (K^+) juegan un papel importante en la contracción muscular, en la conducción de los impulsos nerviosos, en la acción enzimática y en la función de la membrana celular. Las concentraciones demasiado bajas en el cuerpo humano pueden conducir a una condición de hipopotasemia (una afección por la cual la persona experimenta calambres musculares graves, insuficiencia renal y parálisis intestinal). Por el contrario, un alto nivel de potasio en el organismo conduce a la hiperpotasemia (urgencia médica debido al riesgo de arritmias cardíacas). Ambas condiciones afectan de manera negativa la salud. El potasio puede encontrarse

en una variedad de fuentes naturales suficiente para casi todos los gustos, incluidos plátanos, zanahorias, cítricos, frutos secos, papas, leche y sardinas.

Para las plantas, el potasio también es muy importante, ya que es uno de los tres nutrientes esenciales para su crecimiento y su desarrollo, junto con el nitrógeno y el fósforo. Este elemento es sustancial para ello, ya que ajusta el potencial electroquímico a través de la membrana celular y su uso en cultivos puede mejorar la absorción de agua por medio de las raíces.

El 80% del potasio producido a escala mundial se utiliza para la fabricación de fertilizantes, pues como consecuencia del cambio climático la eficiencia de la agricultura ha bajado de manera considerable, lo cual propicia que la demanda de abonos aumente. Es decir, se incrementa el consumo de potasio y se garantiza la seguridad alimentaria.

Su función primaria en las plantas se da en el mantenimiento de la presión osmótica y en el tamaño de la célula; influye de esta forma en la fotosíntesis y en la producción de energía y la translocación de los nutrientes. Como tal, el elemento es requerido en proporciones relativamente elevadas por las plantas en desarrollo, ya que con niveles bajos de potasio se tienen graves consecuencias: un déficit de crecimiento, menor florecimiento, cosechas escasas y una menor calidad de producción.

Una planta con baja concentración de potasio es tan enfermiza como un cuerpo con una deficiencia de potasio. Se puede detectar a simple vista la falta de este elemento en las plantas, ya que las hojas se vuelven de color gris, amarillo o marrón, y los bordes comienzan a curvarse. Por lo regular, las deficiencias de potasio en las plantas se producen durante la última parte de la temporada como consecuencia del mineral que se utiliza para el desarrollo de los frutos.

Además de utilizarse en la fabricación de fertilizantes, este elemento tiene más aplicaciones:

1. Abono químico (sulfato, cloruro y nitrato de potasio).
2. Pirotecnia, pólvora (nitrato, cromato, dicromato y clorato de potasio).
3. Sal dietética (cloruro de potasio).
4. Medicina y fotografía (bromuro y yoduro de potasio).
5. Para provocar paro cardíaco en ejecuciones con inyección letal (cloruro de potasio).
6. Jabones blandos (hidróxido de potasio).
7. Métodos para la datación de rocas (por desintegración del isótopo ^{40}K en ^{40}Ar).
8. Vidrios, lentes (carbonato potásico).
9. Celdas fotoeléctricas (potasio metal).
10. Pintura, tintura textil y curtido del cuero (dicromato de potasio).
11. Desinfectante y germicida y agente oxidante en reacciones químicas (permanganato de potasio).
12. Aparatos de respiración autónomos de bomberos y mineros (peróxido de potasio).

20. Calcio: maestro de las señales celulares

ROSENDO PÉREZ ISIDORO*



¡BOMBA, Y EL CALCIO PASA!

Estimado en la construcción e idolatrado en la biología, el calcio es el favorito de los metales alcalinotérreos. Su símbolo es Ca, tiene un número atómico de 20 y un peso atómico de 40 D. Es el gran maestro de las señales celulares; calcio es vida y muerte. Es el quinto elemento más abundante en la corteza terrestre y el metal más cuantioso en el cuerpo humano. La mayoría se encuentra en huesos y dientes como fosfato de calcio. En promedio, el ser humano posee alrededor de un kilogramo de este elemento.

ANCESTRAL, PERO JOVEN

Los seres humanos utilizan los compuestos de calcio desde hace 2 000 años, principalmente en la edificación de templos y pirámides. Como metal puro, fue aislado con electrólisis en 1808 por Humphry Davy a partir de óxido de calcio y óxido de mercurio. Solo es blando, acompañado es duro. En efecto, pueden

* Investigador del Cinvestav, Unidad Monterrey. Su tema de investigación versó sobre los efectos de neurotransmisores, anestésicos y iones en membranas de lípidos. Correo: perezisidoror@gmail.com.

hacerse rebanadas de calcio puro con un cuchillo, pero cuando se combina con otros elementos, por ejemplo oxígeno o carbono, da compuestos muy duros.

El óxido de calcio (un producto muy abundante) es el mayor componente del cemento. Observe cuánta estructura construida con calcio. Un edificio por aquí, otro por allá; por todos lados hay calcio. Incluso hasta el agua se vuelve dura si en ella se encuentran disueltos carbonato, sulfato o cloruro de calcio.

Los seres humanos no sólo utilizan el calcio en la construcción; también los caracoles y los crustáceos lo emplean para construir sus caparazones y podría decirse que sus propias casas. Sus corazas las conforman principalmente a partir de carbonato de calcio, el mismo que se usa como aditivo en la industria alimentaria y hasta como antiácido estomacal.

El calcio es muy famoso, sus seguidores y sus admiradores se encuentran por todos lados y hasta tiene un club de fans: la *sociedad europea del calcio*.

Su nombre se origina del latín *calx*, que significa “cal”, y es el término común para referirse al óxido de calcio. El calcio tiene un punto de fusión de 842 °C y su punto de ebullición es de 1484 °C. No prende con facilidad, pero cuando lo hace produce una flama roja brillante. El calcio tiene una densidad de 1.54 g/cm³ y es sólido a temperatura ambiente. Reacciona fácilmente al aire libre y con el agua puede formar aleaciones con aluminio, berilio y cobre; se usa en la manufactura de otros metales como el uranio y el torio; también es empleado para remover oxígeno en la formación de aleaciones. El calcio tiene cinco isótopos estables, lo cual quiere decir que hay átomos de calcio con diferente número de neutrones: calcio 40, calcio 42, calcio 43, calcio 44 y calcio 46. La configuración electrónica del calcio es [Ar] 4s².

Con sus dos electrones en el orbital 4s, puede formar los iones divalentes Ca²⁺, que es la forma en la que se desempeña en diversos procesos de vital importancia en los organismos

vivos y es su forma presentable ante su enorme cantidad de seguidores.

VIVIR ENTRE VECINOS

Al calcio (Ca^{2+}) le gusta vivir acompañado. Este catión divalente (ion positivo), aparte de formar compuestos inorgánicos cediendo su par de electrones del orbital de valencia, puede “acomodarse electrostáticamente” con alrededor de 6-8 átomos vecinos por medio de asociaciones de coordinación. A esta clase de compuestos se les conoce como quelatos o compuestos de coordinación.

Cuando el calcio se organiza de manera coordinada con otros átomos se puede deshidratar con mucha rapidez, muestra gran flexibilidad hacia sus vecinos y posee una geometría irregular en su esfera de coordinación. Lo anterior le permite ser 10 000 veces más reactivo que su homólogo magnesio (Mg^{2+}). Estas propiedades hacen que el calcio haya ganado en la carrera evolutiva y hoy en día desempeñe funciones importantes en los procesos celulares.

DESDE EL PRINCIPIO HASTA EL FINAL

El calcio es el maestro de las señales biológicas. Hace unos 2 000 millones de años ocurrió algo que se le conoce como la *revolución eucariótica* impulsada por el calcio, cuando dejó de ser mortal para la célula y se convirtió en el gran mensajero de los procesos celulares. Fue quizá la “flexibilidad” química del calcio lo que lo condujo a través de la evolución a ser el elegido como tal en los sistemas vivos.

Ahora se sabe que las funciones regulatorias del calcio se dan desde la fertilización hasta la apoptosis. La contracción muscular, la actividad membranal, la división celular, la morfo-

génesis, la diferenciación, el metabolismo, la comunicación nerviosa, el transporte de hormonas y el flujo de vesículas tienen algo en común en el calcio.

COMO DIRECTOR DE LA ORQUESTA, COMO ESPECTADOR EN PRIMERA SALA O COMO ESPECTADOR EN SEGUNDA FILA

La concentración de calcio en el exterior de la célula es cuatro órdenes de magnitud mayor que la del interior. Para mantener esas concentraciones la célula se las ha arregla construyendo compuertas y sistemas de bombeo proteicos a través de las membranas celulares. El Ca^{2+} siempre está presente en la orquestada danza de la comunicación celular. El calcio puede iniciar el proceso de liberación y exocitosis de los neurotransmisores en la transmisión sináptica. Puede actuar como metabolito primario y ser reconocido por diversas proteínas, o bien actuar como segundo mensajero al desencadenar vías de señalización en el interior de la célula.

Veamos un ejemplo somero del calcio en acción. En el proceso de la contracción muscular, cuatro proteínas: actina, miosina, troponina y tropomiosina, y calcio, son los actores principales. En el proceso de la contracción aumenta la concentración intracelular de calcio. Un potencial de acción (señal eléctrica) viaja a través del axón y para en las terminales presinápticas donde se libera un neurotransmisor (acetilcolina) que provoca un desbalance iónico (se abren compuertas proteicas) y se propaga la señal eléctrica a nivel de la membrana de la fibra muscular que llega hasta el retículo sarcoplásmico, liberando gran cantidad de iones de calcio (Ca^{2+}). Estos iones se unen a la troponina y desplazan a la tropomiosina, con lo cual permiten la interacción entre miosina y actina. La repetición cíclica de este proceso da lugar a la contracción muscular.

Podemos asumir que en su presentación divalente el calcio hace maravillas con la vida. Simplemente la falta de calcio,

o una mala regulación de este ion, sin duda conducirá a la muerte celular.

Por todos los procesos en los que el calcio está implicado, es seguro que continuará con su club de fans y seguidores por un buen tiempo.

21. Escandio: más que una validación de la tabla periódica

GERARDO PÉREZ HERNÁNDEZ*



¿TIERRA RARA O METAL DE TRANSICIÓN?

En la tabla periódica moderna, el escandio encabeza el bloque de los elementos de transición, y aunque comparte características con ellos, también lo hace con los elementos de las tierras raras. Con corazón de metal de transición y cuna de tierra rara, el escandio se considera un miembro de ambas clases.

UN HÉROE SIN CAPA

A finales del siglo XVIII, un mineral de color verde-café, la gadolinita, atrajo la atención de varios científicos cazadores de nuevos elementos. La dificultad para la extracción y la purificación de los nuevos metales encontrados en la gadolinita yacía en la gran similitud de sus propiedades y en su reactividad; la mayoría de las veces, quienes se encargaban de las separaciones sólo podían conseguir mezclas de óxidos metálicos a los que en

* Investigador en la UAM, Cuajimalpa. Sus líneas de investigación incluyen el estudio teórico y experimental de las propiedades de interacción fisicoquímica de proteínas, estabilidad y reconocimiento de otras moléculas, entre las que se encuentran posibles fármacos, semioquímicos y complejos bioinorgánicos. Correo: gperez@correo.cua.uam.mx.

aquella época se les denominaba en general *tierras*. Así, a estas últimas, tanto de extracción como de difícil purificación, por encontrarse mezcladas con compuestos de propiedades parecidas, se les conocía como *tierras raras*. En 1792, Johan Gadolin descubrió en la gadolinita al que se consideró el primer elemento de las tierras raras: el itrio. A partir de ese año la gadolinita ocupó durante varias décadas a los químicos que buscaban nuevos metales; en 1839 se descubrieron en dicho mineral otros dos elementos: el cerio y el lantano. Entre 1843 y 1878 siguieron el terbio, el erbio y el iterbio, cuyo parecido en propiedades y compuestos formados es tanto como lo son sus nombres. El iterbio fue encontrado en una mezcla de óxidos a la que se nombró ytterbina, que se había logrado aislar de otros minerales además de la gadolinita. Lars Fredrik Nilson recibió la estafeta para recuperar el último elemento que escondían las tierras raras halladas en la ytterbina, proveniente de gadolinita y euxenita. En 1879, Nilson logró separar del óxido de itrio una tierra más: el óxido de un metal desconocido, que tras el estudio de sus propiedades y de su espectro de absorción de luz concluyó que se trataba de un elemento nuevo al que, un año después, lo anunció de la siguiente manera: “Para el elemento caracterizado, propongo el nombre de escandio, lo que recordará su presencia en la gadolinita o euxenita, minerales que solamente se han encontrado en la península escandinava”.¹

Nilson estaba lejos de obtener escandio puro, pero, aun así, a través del estudio de las propiedades del óxido de escandio que pudo recuperar, hizo señalamientos sobre la fórmula del óxido que podía formar (Sc_2O_3) y sobre la posición que debía ocupar en la tabla periódica. Más adelante, el mismo año en que anunció la existencia del escandio, Per Theodore Cleve confirmó que se trataba del eka-boro, uno de los cuatro elementos misteriosos que predijo Mendeléiev al presentar la tabla periódica en 1869. En una época en que la genialidad de esta última

¹ Lars Fredrik Nilson, “Sur le scandium, élément Nouveau”, *Comptes Rendus*, vol. 88 (1879), p. 647.

aún estaba en entredicho, la confirmación de la existencia del cuarto elemento augurado por el padre de la misma convirtió al escandio en el héroe del momento. Nadie dudaría, al menos durante unos cuantos años, de la capacidad predictiva de la creación de Mendeléiev.

LA RESURRECCIÓN DEL HÉROE

Con una masa atómica de 44.9559, número atómico 21, y siendo el más pequeño de los elementos de transición, así como de las tierras raras, el escandio no llamó la atención por sí mismo. Tal parece que su breve fama lo condenó al olvido por muchos años, pues en realidad se debió más a que permitió consolidar la capacidad predictiva de Mendeléiev que a las aplicaciones que se le pudieron encontrar en aquella época. Tal vez por la dificultad para aislarlo o porque simplemente aún no se inventaba aquello para lo que estaba destinado, el escandio permaneció en el olvido durante algunas décadas. No fue sino casi 40 años después de su descubrimiento en forma de óxido que el escandio se logró recuperar en su forma metálica a través de la electrólisis de una mezcla eutéctica de cloruros que Werner Fischer y su grupo de investigación llevaron a cabo en 1937. Varios años más tarde, en 1960, ya era posible obtener escandio metálico hasta con 99% de pureza. Su consecución en esta forma dio un gran impulso a las posibles aplicaciones que podría tener y con ello estuvo de nuevo en la mira de los científicos.

FUERTE COMO EL TITANIO, LIGERO COMO EL ALUMINIO,
DURO COMO LA CERÁMICA Y LUMINOSO COMO EL MERCURIO:
LOS CUATRO PODERES DEL ESCANDIO

El escandio puro es un metal de color blanco plateado, ligero, suave y de textura lisa, pero asociado a otros metales adquiere

grandes cualidades. Las aleaciones del escandio con el aluminio y otros metales como el litio, el cobre, el magnesio y el zinc permiten la creación de materiales ligeros con gran dureza y resistencia. Así, las primeras aplicaciones de estas aleaciones las llevaron a cabo los rusos durante la carrera espacial para la fabricación de cohetes. En la actualidad, por la ligereza de las aleaciones que se pueden obtener, se usa en la fabricación de bicicletas, bates de béisbol, cubiertas de aeronaves, partes de automóviles, e incluso en la producción de armas. La adición de escandio a aleaciones ya conocidas permite potenciar sus características; en aleaciones aluminio-cobre-escandio (Al-Cu-Sc) se reduce el agrietamiento durante los procesos de soldadura; la aleación aluminio-magnesio-escandio (Al-Mg-Sc) facilita la impresión 3D de modelos metálicos, tanto que este tipo de aleaciones comienza a estudiarse para su uso en prótesis humanas, pues la presencia del escandio les da mayor resistencia, además que mejora su biocompatibilidad y su biodegradación. En aleaciones titanio-escandio (Ti-Sc) se duplica la dureza del material en comparación con una aleación titanio-carbón (Ti-C), por lo que se dice que esta última es el material más duro después del diamante.

Por otro lado, la ionización del óxido de escandio (Sc_2O_3) o del metavanadato de escandio (ScVO_4) en un tubo arqueado de cuarzo o silicio al que se le aplica alto voltaje, genera una descarga de arco eléctrico de alta intensidad, que emite una luminosidad semejante a la que produce el mercurio en las lámparas de haluros metálicos. Pero la peculiaridad de las lámparas que contienen escandio es que presentan un espectro semejante al de la luz solar, también conocido como luz natural. En un principio estos utensilios se usaron en espacios abiertos para iluminación pública, en estadios y en exhibiciones; sin embargo, recientemente la luz generada por las lámparas de escandio se ha utilizado con el fin de aumentar la eficiencia de los cultivos de plantas en ambientes cerrados e incluso extraterrestres como los invernaderos de la estación espacial; no sólo porque recrea el espec-

tro de luz natural, sino también porque, en presencia de otras sales, como el bicarbonato, es posible reducir la banda espectral de emisión lumínica para situaciones particulares.

El potencial del escandio para interactuar, reaccionar y crear aleaciones se debe principalmente al arreglo electrónico que posee, el cual le confiere una valencia de 3 y una alta acidez de Lewis; por ser un elemento pequeño es ligero, con una densidad cercana a la del aluminio (2.98 g/cm^3 y 2.70 g/cm^3 , en ese orden). La estructura de sales inorgánicas de escandio muestra diferentes tipos de complejos con números de coordinación de seis, siete y ocho que le permiten formar esferas, coronas y clústeres, entre otras estructuras organometálicas complejas. Lo anterior es de suma importancia, ya que con unos cuantos átomos de escandio se pueden organizar en torno suyo varios átomos de otros elementos, como el carbono en el voleiboleno, donde 20 átomos de escandio pueden unirse con 60 átomos de carbono para generar una estructura súper dura y con capacidad superconductor, que tiene forma de balón de voleibol.

UN FUTURO INCIERTO, PERO PROMETEDOR

Aún en 2008 se alcanzaba a leer entre las aplicaciones del escandio que éstas eran escasas y se limitaban a la gran dureza que se consigue al preparar aleaciones escandio-aluminio o a su uso en lámparas. Sin embargo, desde 2012, la diversidad de sus empleos va en aumento y a la par surge la necesidad de contar con estrategias para obtener escandio de manera más eficiente, de manera que la mayoría de los estudios actuales sobre este elemento se enfoca en mejorar las técnicas para su recuperación de las minas en las que se obtiene como derivado de la extracción de otros metales de las tierras raras. Las aplicaciones del escandio ya no sólo aprovechan sus importantes cualidades, sino también se busca que tengan impacto directo en la vida humana. Aunque el escandio no forma parte de la bioquímica

de los sistemas biológicos, hay evidencia de que interactúa con algunas biomoléculas como el ADN y con proteínas como la ferritina, por lo que puede presentar cierta toxicidad. A la fecha no se ha descrito un efecto tóxico *in vivo*, e incluso, a nivel de ingeniería de tejidos, se habla del posible uso del escandio para el diseño de matrices biocompatibles que permitan el crecimiento de células en la regeneración de tejidos.

La estéreo-especificidad que brinda el escandio en la polimerización de materiales es objeto de estudio de muchos científicos por las eventuales aplicaciones que puedan encontrarse en la ciencia médica. Por otro lado, también existen estudios en los que se usa al escandio presente en minerales como un rastreador de los procesos relacionados con los fluidos en las rocas del manto terrestre, así como en eventos geoquímicos que pudieran contribuir tanto con el conocimiento de la evolución de la Tierra como con la biorremediación. Se realizan estudios en los que el escandio, junto con cátodos de titanio en celdas electrolíticas de estado sólido, se usa para mejorar la electrólisis de CO_2 empleando energía eléctrica renovable para producir combustibles igualmente renovables al mismo tiempo que se disminuyen las emisiones de CO_2 . En presencia de zirconio, el escandio se utiliza como un electrolito para producir electricidad en celdas de combustible de óxido sólido; una ventaja de esto es que el material reduce la temperatura de operación y aumenta la eficiencia de las celdas eléctricas, lo cual promete el desarrollo de nuevas generaciones de baterías eléctricas. El reconocimiento del potencial del escandio para formar materiales novedosos lo señala como un protagonista de los materiales del futuro y, aunque es claro que el destino le tiene preparado algo grande a este pequeño, los avances que se consigan en relación con su uso dependerán de su disponibilidad. La abundancia del escandio en la superficie terrestre es de 22 mg/kg; es más abundante que el plomo (14 mg/kg) y semejante al cobalto (25 mg/kg). Sin embargo, el escandio no se encuentra en yacimientos, sino que está disperso como parte de aglomerados de

diferentes minerales distribuidos en todo el mundo, de manera que el desafío tecnológico consiste en aislarlo con una pureza aceptable. Junto con otros elementos de las tierras raras, la disponibilidad del escandio va a jugar un papel político y económico importante para algunas regiones del planeta. Las zonas con mayor cantidad de escandio son Grecia, China, Rusia, Japón, Estados Unidos y Filipinas. Irónicamente para Nilson, el orgulloso sueco que descubrió este elemento, la región escandinava no aparece en esta lista.

22. Titanio: vanidoso y fifi

MIGUEL COSTAS*



—Buen día. ¿Aquí es donde se hace el registro para la fiesta de la tabla periódica?

—Sí. ¿Usted quién es?

—Soy el 22.

—¿Cómo?

—Soy el elemento con número atómico 22. Un mol de mí pesa 47.867 g. Soy un metal de transición y pertenezco al grupo 4. Mi número de oxidación es +4 y mi configuración electrónica es $[\text{Ar}]3d^24s^2$. Además...

—¡Pare, pare! Va usted muy rápido. Para registrarlo tengo que hacerle algunas preguntas. ¿Cuál es su nombre?

—Me llamo Titanio, pero mis amigos me dicen Ti.

—Bien. ¿Sabe por qué se llama así?

—Sí. Le explico. Resulta que mi descubridor original fue un clérigo y minero inglés llamado William Gregor, quien me encontró mientras estudiaba las rocas en una mina en Cornwall, en 1791, pero no me bautizó. Fue mi segundo descubridor, un químico alemán que respondía al nombre de Martin Heinrich Klaproth, quien en 1795 me nombró Titanio, en ho-

* Investigador de la Facultad de Química, UNAM. Sus áreas de investigación son la estabilidad termodinámica y cinética de las proteínas, las interacciones entre proteínas y metales, y entre biomoléculas y membranas. También estudia propiedades de bulto y superficie de sistemas líquidos organizados. Correo: costasmi@unam.mx.

nor a los titanes, semidioses muy poderosos de la mitología griega. Y me va bien el nombre, porque sí soy muy poderoso.

—Poderoso, pero no modesto, por lo que escucho. Continuemos. ¿Cuál...?

—Antes de que siga con sus preguntas, ¿me va a tomar una foto para el registro?

—No. El organizador de la fiesta piensa que no es necesario. Lo siento, pero ya sabe cómo es el asunto de las jerarquías. Ya lo dice el refrán: donde manda capitán no gobierna marinero.

—Qué lástima. Yo que vine hoy con mis mejores galas.

—Continuemos. ¿Cuál es su dirección?

—Estoy en todos lados. Dicen que soy el séptimo metal más abundante en la corteza terrestre, que represento 0.7% de su masa y calculan que actualmente hay unos 600 millones de toneladas de mí. Pero si tiene que escribir algo más específico en su formato, póngale que me explotan en grandes cantidades en Australia, Sudáfrica, Canadá, India, Mozambique y China.

—¿Algún domicilio en México?

—Sí, en Chiapas. También estoy en todas las playas con arena oscura.

—¿Y lo encuentran desnudo? ¿Vive solo?

—¡No!, para nada. Siempre estoy acompañado de mi buen amigo el oxígeno. Aunque los químicos, esos alcahuetes que se pasan la vida facilitando los encuentros amorosos entre los elementos, llaman a nuestra asociación óxido de titanio.

—¿Tiene isótopos?, primos hermanos, para que me entienda.

—Sí, tengo cinco. Pero no me llevo bien con ellos. Son unos buenos para nada. ¿No me diga que están invitados a la fiesta?

—No, no están. La fiesta es exclusiva. Sólo vendrán 118 elementos. ¿Cuáles son sus mejores virtudes?

—Pues no quiero pecar de presumido, pero tengo muchas, extraordinarias, virtudes. La primera...

—No será para tanto, ¿no? Ni tanto que queme al santo, ni tanto que no lo alumbre.

—¡Usted y sus refranes! Déjeme explicarle. La primera gran virtud es que tengo la mayor proporción dureza-densidad de los metales. Soy tan duro como el acero, pero al mismo tiempo soy poco denso. Mi tensión de rotura, como dicen los físicos, es de 430 MPa, y mi densidad, apenas de 4.507 g/m³. No sólo eso, cuando los químicos alcahuetes me divorcian del oxígeno y me ponen en matrimonios arreglados que llaman aleaciones, sólo me rompo cuando la presión alcanza 1400 MPa. Todo esto me hace un metal dúctil y maleable, y por esa razón pueden venderme como hilo y como planchas delgadas. Además, tengo una gran resistencia...

—¡Espere! Otra vez va usted muy rápido. Deje que afile mi lápiz... ¡Listo! Continúe, por favor.

—Le decía que tengo una gran resistencia a la corrosión. Con decirle que el ácido sulfúrico que no esté muy concentrado y las soluciones de cloro me hacen los mandados, o lo que el viento a Juárez, para que me entienda.

—¿Qué más?

—Me fundí a 1650 °C y por eso algunos me llaman y usan como metal refractario. Además, tengo la gran virtud de no ser tóxico al ser humano, aunque hay quienes han dicho que sí puedo serlo. Como no es un asunto de consulta popular, mejor se lo dejamos a la ciencia.

—¿Cuál es su peor defecto?

—Mmm... ser menos ligero que mi compañero el aluminio. Pero soy el doble de fuerte. Lo traigo en el nombre. Ya le dije hace rato, soy un titán, un poderoso.

—¿Y todas esas virtudes para para qué sirven?

—Para un montón de cosas. ¿Tiene listo el lápiz? Como aleación me emplean en motores, sistemas hidráulicos, aviones, helicópteros, armaduras de automóviles, barcos, motores, naves espaciales y, por desgracia, también en misiles. Para que se dé una idea, dos terceras partes de todo lo que se produce de mí se emplea en aeronaves. Por ejemplo, cada Boeing 777 tiene 59 toneladas de mí. También me usan en toda clase de utensilios.

lios deportivos como raquetas de tenis, palos de golf, cascos para hockey y fútbol americano, y marcos de bicicletas.

—¡Impresionante! ¿Hay más usos?

—Sí. Como soy biocompatible me emplean en herramientas quirúrgicas y en implantes médicos. También me integro a los huesos; soy la estrella de la película en implantes dentales y ortopédicos que pueden tener una vida útil de hasta 30 años.

—¡Estoy anonadado! ¿No me diga que hay más?

—Pues claro que hay más. Soy parte del pigmento blanco empleado en pinturas y plásticos. También soy un aditivo en alimentos procesados porque ayudo a mantener durante más tiempo su inocuidad, su frescura, su sabor, su textura y su apariencia. Y no me quedo ahí, también me adicionan a pastas dentales, a cremas para la piel y formo parte de muchos excipientes que acompañan al ingrediente activo de gran cantidad de fármacos.

—Pero usted no tiene nada que ver con el mundo de las artes, ¿o sí?

—¡Agárrese de la silla! Las cubiertas de los edificios que albergan los museos Guggenheim en Bilbao, España, y la Cerritos Millennium Library en California, Estados Unidos, están hechas de mí.

—Vaya catálogo de usos. Sorprendente. Ya casi terminamos el registro. En la fiesta habrá mesas de 10 elementos. Para sentarlo con los que tenga buena relación, ¿quiénes son sus mejores amigos?

—Mi compañero natural, el oxígeno; y mis compañeros de aleaciones: hierro, aluminio, vanadio y molibdeno.

—Haremos lo posible para ponerlos juntos. ¿Hay alguna pregunta que desee hacer?

—¿Habrá baile en la fiesta?

—No es seguro. El organizador aún no contrata a la orquesta. Aquí entre nos, creo que no le gusta bailar.

—Ojalá que sí haya. Quiero pedirle a la única dama en la tabla, la plata, que...

—¿La única de verdad?

—Sí. La tabla periódica no sabe de equidad de género.

—Eso sí que es políticamente incorrecto.

—Deseo que la plata me conceda una pieza de baile, un vals de preferencia. Hace tiempo que quiero relacionarme con ella, pero nomás no me hace caso. ¡Se ve tan guapa cuando se disfrazaba de anillo o de collar!

—No se desanime, tiene todo un año de fiesta, todo 2019, para convencerla de que baile con usted.

—Tiene razón. Como dice el refrán: no hay peor intento que el que no se hace.

—No le prometo nada, pero voy a decirle al organizador que invite a un buen químico alcahuete para que le eche una mano con la plata. ¡Nos vemos en la fiesta, mi buen Ti!

23. Vanadio: mexicano de nacimiento

OCTAVIO MIRAMONTES VIDAL*



Pablo Neruda fue un gran enamorado de México; lo recorrió de arriba abajo, de costa a costa, desde sus desiertos hasta sus selvas, y acabó describiéndolo como “México, florido y espinudo”, sintetizando lo que muchos percibimos de su historia: por una parte, magnificente hasta el asombro y, por otra, sorprendentemente trágica. Y la historia de la ciencia mexicana no está libre de estas metáforas, tiene momentos gloriosos y encumbrados, así como episodios muy tristes y dolorosos. Una de sus potenciales glorias convertida en injusticia la encarnó don Andrés Manuel del Río (1764-1849), químico y minerólogo.

Español de nacimiento, y fallecido como mexicano, Del Río vivió la convulsionada guerra de Independencia. Profundamente arraigado al país, fue uno de los ciudadanos peninsulares que no abandonaron México de manera definitiva para volver a Europa tras la declaración de Independencia en 1821, aunque sí lo hizo en corto como protesta ante la expulsión obligada de algunos otros coterráneos. Para desgracia de la joven ciencia nacional, uno de los españoles que dejaron México en 1821 fue Fausto Delhuyar, quien algunos años antes se involucró en el primer aislamiento del elemento químico wolframio.

* Integrante del Instituto de Física, UNAM. Sus líneas de investigación se centran en sistemas complejos, biología teórica y dinámica social. Correo: octavio.miramontes@gmail.com.

De ese tamaño eran las glorias de la química mexicana que otro constituyente de la tabla periódica de los elementos fue descubierto justo en México y la hazaña fue obra de Andrés Manuel del Río.

Hacia 1801, Del Río examinó muestras de minerales provenientes de una mina en Zimapán (Hidalgo, México) y concluyó que contenían un elemento químico desconocido hasta ese momento al que llamó *zimapanio*. Posteriormente, al notar la diversidad de colores de sus sales, lo nombró *pancromio*, para luego —en definitiva— denominarlo *eritronio*, al observar que sus sales calentadas cambiaban su tonalidad al rojo. Un poco después, envió muestras de los minerales que lo contenían a su amigo y colega Alexander von Humboldt, quien solicitó al químico francés Hippolyte Victor Collet-Descotils que las analizara. Ambos concluyeron en 1805, de manera equivocada, que no había un nuevo elemento y que se trataba de muestras impuras de cromo. Del Río no objetó. No sería sino hasta 1831 —30 años después del hallazgo de Del Río— que el sueco Nils Gabriel Sefström reclamara la identificación de un nuevo elemento al que llamó *vanadio*, en homenaje a la diosa Vanadis de la mitología escandinava. El vanadio fue aislado en su forma más pura por Henry Enfield Roscoe en 1867.

El nombre se mantuvo a pesar de dos grandes esfuerzos por hacer justicia a Del Río. El primero, de parte del geólogo estadounidense George William Featherstonhaugh, quien en 1831 propuso que la denominación oficial fuera *rionio* en homenaje a Del Río. El segundo, en 1947, por iniciativa de Manuel Sandoval Vallarta y Arturo Arnaiz y Freg. Ninguno de los dos intentos prosperó.

El vanadio es el elemento 23 con símbolo V. Es un metal muy dúctil y suave, de escasa abundancia, que se halla de manera natural en forma de varios minerales. Se encuentra también en los seres vivos con funciones no identificadas con claridad. Es el vigésimo elemento con más presencia en la Tierra y resulta más cuantioso que el zinc o el cobre.

El vanadio se extrae principalmente de minerales o del petróleo y de residuos de combustión. Sus usos más frecuentes se hallan en la producción de metales muy específicos (ferrovana-dios), como los aceros inoxidable y las aleaciones de aluminio y titanio para la industria de turbinas de avión a reacción o para los reactores nucleares. Su primer uso industrial fue como aleación en el acero de los automóviles Ford T para lograr un metal de gran resistencia y ligero. Algunos de sus compuestos también son muy empleados en la catálisis industrial.

Los principales productores de vanadio son China y Rusia y se ha convertido en los últimos años en un elemento muy estratégico por su diversificación de aplicaciones más allá de la metalurgia. Por ejemplo, destaca en el ramo farmacéutico, ya que algunos de sus compuestos parecen ser útiles en el tratamiento de enfermedades como la diabetes, infecciones como el dengue, el SARS y el VIH. Incluso se identifica como potencialmente útil en tratamientos antitumorales.

Una de las aplicaciones más novedosas del vanadio se encuentra en la fabricación de nuevas generaciones de pilas eléctricas conocidas como baterías redox de flujo de vanadio, que en principio serían útiles para almacenar grandes cantidades de energía asociadas a la generación solar y eólica. Dado que es una meta en todo el planeta el desarrollo de tecnologías de fuentes de energía renovable, el vanadio pronto se convertirá en un elemento muy importante.

Debido a sus múltiples usos en industrias consideradas estratégicas y de alta tecnología, como la que concierne a las aleaciones específicas para las industrias aeroespacial, farmacéutica y de energía, la producción y el mercado del vanadio comienzan a ser controlados y regulados con fuerza por los gobiernos de Estados Unidos y China. Por ejemplo, el consumo de vanadio en China se incrementó 217% entre 2006 y 2014, siempre asociado a la expansión de los sectores industriales y de infraestructura. Los precios mundiales de vanadio también se han disparado en los últimos años.

24. Cromo: un elemento antagónico

MÓNICA GALICIA GARCÍA*



El cromo es un material que se asocia con el vocablo *cromado*. De inmediato evocamos imágenes de rines de auto, molduras e, incluso, defensas de vehículos de lujo. También, en películas de cine, identificamos el cromo en aguas domésticas que provocan efectos cancerígenos en la población. Así que, ¿quién es este antagónico elemento con importantes aplicaciones en la industria de los aceros que, por otro lado, cuando está disuelto en aguas residuales, constituye un gran riesgo tanto para la salud del ser humano como para el medio ambiente?

Con número atómico 24, el cromo es el primer elemento del grupo 6 en la tabla periódica, tiene peso atómico de 51.996 y una densidad de 7.19 g/cm³.

Fue descubierto por el químico francés Nicolas Louis Vauquelin en 1797 a partir de una muestra del mineral crocoite (cromato de plomo). Vauquelin hizo reaccionar trióxido de cromo —Cr₂O₃— con carbón vegetal —carbón—, lo que produjo cristales de cromo en forma de aguja. Ciertas civilizaciones utilizaron compuestos de cromo durante miles de años, aunque los productos del cromo en forma más refinada se inventaron hasta el siglo XVIII. La dinastía Qin de China usó óxido de cro-

* Investigadora en el Departamento de Ciencias Químico-Biológicas, UACJ. Sus líneas de especialidad incluyen electroquímica ambiental, bioelectroquímica y corrosión. Correo: monica.galicia@uacj.mx.

mo en sus armas. Aunque no está claro si buscaron el color de los compuestos o sus propiedades, el metal sí protegió sus instrumentos bélicos de la corrosión.

El nombre del elemento proviene de la palabra griega *chroma*, que se traduce como “color”. La denominación *chromo* fue propuesta por los químicos franceses Antoine Francis de Fourcoy y René-Just Haüy. Esta designación refleja la naturaleza colorida de los compuestos de cromo y la popularidad de sus pigmentos, que se pueden encontrar en amarillo, naranja, verde, morado y negro. De aquí se deriva su empleo para preparar colorantes —amarillo, rojo y verde— vidrio verde, rubíes rojos y esmeraldas verdes; en algunos procesos de curtido, como revestimiento metálico decorativo y protector y como catalizador.

Como metal resulta duro, brillante y de color gris acero. Puede pulirse excepcionalmente. Como muchos metales de transición, posee un alto punto de fusión (1907 °C) y de ebullición (2671 °C). El cromo es el único elemento que presenta el ordenamiento antiferromagnético en su estado sólido y por debajo de la temperatura ambiente. Se vuelve paramagnético por arriba de 38 °C. Sus propiedades magnéticas están entre sus características más notables.

A continuación se presentan algunos de los datos más relevantes y algunas aplicaciones de este metal de transición.

INDUSTRIA AERONÁUTICA, DE DUCTOS Y AUTOMOTRIZ

En cuanto a sus aplicaciones más importantes, los aceros inoxidables son extremadamente duros gracias a la adición de cromo en su composición, que también los protege de la corrosión. Además, es importante mencionar que las aleaciones de Co-Cr (cobalto y cromo) se emplearon en un principio para motores de aviones y materiales por su gran resistencia al calor. Dichas aleaciones muestran excelentes propiedades mecánicas como solidez y dureza, capacidad de fundición, resistencia a la corro-

sión y al desgaste; aunque su plasticidad y su trabajabilidad son más bajas que las del acero inoxidable y las aleaciones de titanio.

NUTRICIÓN FAVORABLE

El cromo es un mineral que necesitan los seres humanos, aunque en cantidades mínimas o trazas. Esta forma saludable del cromo es su modo trivalente (cromo 3+), que es la forma biológicamente activa que se encuentra en los alimentos. Se sabe que el cromo aumenta la acción de la insulina, una hormona esencial para el metabolismo y el almacenamiento de carbohidratos, grasas y proteínas en el cuerpo. La carne y los productos integrales, así como algunas frutas, verduras y especias, son fuentes relativamente buenas de cromo.

CANCERÍGENO

El cromo es considerado uno de los 10 iones más tóxicos de los metales pesados (*toxic metal heavy ions*) por la Agencia Mundial de la Salud (WHO; World Health Organization) y por la Agencia Internacional para la Investigación del Cáncer (IARC, International Agency for Research on Cancer). En forma de ion disuelto en agua como cromo hexavalente (Cr +6) constituye una severa y potencial amenaza contra la salud al acceder al interior de los organismos vivos a través de la cadena alimenticia. Aunque las concentraciones sean a nivel de trazas —cantidades incluso menores a 2 ppm—, existe el problema de que el ion es bioacumulable, lo que incrementará su concentración conforme continúe el tiempo de exposición. El cromo en el organismo forma enlaces con el grupo tiol de las proteínas en lugar de realizar los enlaces biológicos naturales, lo cual genera toxicidad en humanos, animales y plantas. Esta toxicidad se manifiesta de tres formas: inhibición enzimática, estrés oxida-

tivo y un mecanismo antioxidante desapareado, lo que significa que da lugar a la formación de radicales libres. Los radicales libres, a su vez, son los responsables del daño celular que se traduce en inflamación, afección cardiovascular, cáncer, deterioro de la función inmunitaria y envejecimiento prematuro.

¿Qué tipo de empresas son las responsables de eso? ¿Dónde se encuentran estos iones de metales tóxicos? Las industrias de los colorantes vierten sus residuos con cromo (6+) en los desechos acuosos, aunque también existe riesgo en la exposición durante su procesamiento químico. La acción que reduciría este problema sería la aplicación de una normatividad más exigente en nuestro país, para que las empresas traten sus aguas antes de verterlas a los sistemas de aguas residuales. Por otro lado, una buena práctica de las empresas debería obligar a sus trabajadores a usar mascarillas con el fin de evitar la inhalación y/o la adsorción del metal a través de la piel. Es importante mencionar que en la actualidad se desarrollan diversas investigaciones con el propósito de detectar trazas de metales pesados y su reducción electroquímica a metales o iones inocuos.

INGENIERÍA BIOMÉDICA

Para uso biomédico, las aleaciones Co-Cr-Mo (cobalto/cromo/molibdeno) son más conocidas como *vitallium*. Las Co-Cr (cobalto/cromo) son resistentes a las picaduras y a la corrosión por fisuras. Las de cobalto-cromo y las de níquel-cromo son las principales aleaciones de metales comunes utilizadas en la fundición dental: las primeras se utilizan principalmente para elaborar prótesis, mientras que las segundas se aplican a coronas y a puentes.

Las aleaciones de cobalto-cromo se utilizan de manera amplia como superficies de apoyo en implantes ortopédicos, sobre todo en las cirugías de remplazo total de cadera y rodilla, debido a sus propiedades mecánicas superiores, a su resistencia a la

corrosión y a su biodegradabilidad. Sin embargo, se han considerado recubrimientos de diamante para estas aleaciones con el objetivo de reducir los problemas asociados al desgaste y a la liberación de iones metálicos, lo que aumenta la vida útil del implante en el cuerpo.

Con todo lo anterior, este antagónico elemento es único, tanto por sus importantes aplicaciones industriales y biomédicas, como por su potencial riesgo al medio ambiente y a la salud. Resulta menester mencionar que ambas características generan en la actualidad importantes líneas de investigación a nivel mundial.

25. Manganeso: primordial en la fotosíntesis

EMANUEL HERNÁNDEZ NÚÑEZ*



El manganeso, en forma del mineral negro pirolusita, fue empleado por pintores prehistóricos en las cavernas de la región de Lascaux, en Francia, hace 30 000 años. En tiempos recientes los vidrieros lo usan para remover el color verdoso del vidrio natural.

El manganeso metálico fue aislado por primera vez en 1774 por el químico y mineralogo Johan Gottlieb Gahn, quien redujo la pirolusita, un dióxido de manganeso, con carbón. En raras ocasiones se utiliza en forma pura debido a que es muy quebradizo, por lo que primordialmente se emplea en aleaciones para la producción de acero.

En 1856 el manganeso se usó por primera vez para mejorar las propiedades del acero durante el forjado a elevadas temperaturas. Más adelante se utilizó con el propósito de mejorar la dureza y la resistencia del acero, con lo cual se produjo el *acero al manganeso*, llamado acero Hadfield. El manganeso puro estuvo disponible en términos comerciales hasta 1941.

El manganeso (Mn) es un elemento químico que se encuentra en la primera serie de metales de transición (grupo 7) en la

* Investigador en el Cinvestav, Unidad Mérida. Se interesa en el diseño y la síntesis de nuevas entidades químicas con potencial actividad biológica y en el desarrollo y la validación de métodos analíticos para la identificación y la cuantificación de contaminantes, metabolitos secundarios y marcadores biológicos. Correo: ehn1978@gmail.com.

tabla periódica. Cuenta con un número atómico de 25, peso molecular de 54.938 g/mol, punto de fusión y ebullición de 1246 y 2062 °C, en ese orden. Además, tiene una densidad de 7.21 g/cm³ a 20 °C; presenta diferentes grados de oxidación, como 2, 4, 5, 6 y 7, y una configuración electrónica de [Ar]3d⁵4s². Su estado de oxidación más alto corresponde al número total de electrones 3d y 4s. El manganeso, con la valencia 7, es un oxidante fuerte que se reduce hasta 2, y tiene como intermediarios los compuestos con valencia 5. De acuerdo con su número de coordinación (4 a 8), presenta las siguientes estructuras: tetraédrica (4), cuadrada (4 y 6), octaédrica (6), bipiramidal (7) y dodecaédrica (8). Se encuentra en la corteza terrestre en 0.085%; es el quinto metal más abundante, por debajo del aluminio, del hierro, el magnesio y el titanio. Puede hallarse en forma de óxidos, óxidos hidratados o carbonatos. Asimismo, en forma de nódulos en el lecho del océano Pacífico, junto con el níquel, cobre y el cobalto.

Es un metal alotrópico; su estructura cristalina cambia con la temperatura. Durante el enfriamiento del estado de fusión, a 1138 °C, solidifica con una estructura cúbica centrada en el cuerpo, fase δ . Si se disminuye la temperatura a 1100 °C, cristaliza con una estructura cúbica centrada en la cara, fase γ . A temperatura ambiente se obtienen las fases β y α . Éstas se caracterizan por poseer una estructura cúbica compleja y ser extremadamente duras y quebradizas, a diferencia de la fase γ que es más maleable.

Semejante a la reactividad química del hierro, el manganeso metálico se oxida de manera superficial en aire, forma óxidos en aire húmedo y se quema en aire u oxígeno a elevadas temperaturas. Cuando se enfría y se calienta bruscamente descompone el agua y forma gas hidrógeno e hidróxido de manganeso; se disuelve con facilidad en ácidos minerales diluidos y genera hidrógeno y sales de manganeso. Su reactividad es muy útil en metalurgia y con varios compuestos químicos.

Abunda en un gran número de depósitos terrestres; sin embargo, las menas principales se encuentran como dióxido de manganeso (MnO₂) en forma de minerales. Éstas se hallan como

óxidos de pirolusita, romanechita, manganita, hausmanita y mena de carbonato rodocrosita (MnCO_3).

En la corteza terrestre, los yacimientos se localizan en Australia, Sudáfrica, China, Gabón y Brasil. En adición a las fuentes terrestres, grandes áreas de sedimento marino están cubiertas de nodos de manganeso, llamados *nodos polimetálicos*, los cuales consisten en concentraciones de manganeso con silicio, hierro y aluminio. Se estima que la cantidad de manganeso en los nódulos polimetálicos es mayor que las reservas terrestres.

En estado puro se produce a través de procesos hidrometalúrgicos y electrolíticos, y el ferromanganeso y el silicomanganeso se generan por la fusión de las menas de manganeso en hornos de explosión o eléctricos.

Más de 90% del manganeso se emplea en aplicaciones metalúrgicas; en estado puro se utiliza para aleaciones de cobre y aluminio, y el ferromanganeso y el silicomanganeso, para la producción de hierro y acero.

Todo el manganeso natural es el isótopo estable manganeso 55. Existe con cuatro formas alotrópicas, en las que la fase α es la etapa estable a temperatura ambiente.

De la gran variedad de compuestos químicos del manganeso, los más estables son los que presentan los estados de oxidación 2, 6 y 7. Éstos son ejemplificados por las sales de manganeso (Mn^{2+}), los manganatos (MnO_4^{2-}) y los permanganatos (MnO_4^-).

Los principales compuestos industriales del manganeso incluyen varios óxidos. El monóxido de manganeso (MnO) se emplea para la producción de sales de manganeso, así como aditivo en fertilizantes y catalizador en la impresión de textiles. En la naturaleza se encuentra como el mineral verde manganosita. Comercialmente, se prepara al calentar el carbonato de manganeso en ausencia de aire o en atmósfera e hidrógeno o monóxido de carbono.

El compuesto más importante de este elemento es el dióxido de manganeso, con estado de oxidación 4+; el mineral ne-

gro pirolusita es la fuente de manganeso y de todos sus componentes. Se emplea como oxidante químico en síntesis orgánica; también como material catódico en baterías. Se produce directamente de la mena de pirolusita y de manera sintética por descomposición de nitrato de manganeso o por electrolisis de una solución de sulfato de manganeso.

PAPEL BIOLÓGICO

El manganeso es un elemento esencial para todos los organismos vivos. Muchos tipos de enzimas lo contienen. Por ejemplo, durante la fotosíntesis la enzima responsable de convertir las moléculas de agua en oxígeno contiene cuatro átomos de manganeso. Algunos suelos presentan un bajo contenido de manganeso, por lo que los fertilizantes son adicionados con manganeso; también se emplea como suplemento alimenticio para animales de pastoreo.

El cuerpo humano contiene un promedio de 12 mg de manganeso. Se consumen 4 mg cada día de alimentos como nuez, cereal de trigo entero, salvado, té y perejil. Sin manganeso los huesos crecen esponjosos y se rompen con facilidad. También es esencial para la absorción de la vitamina B1.

26. Hierro: protector de la vida, actor principal de la historia de la humanidad y promotor de viajes

EUGENIA CORVERA POIRÉ*



¿Afirmaciones megalómanas y un comercial turístico para presentarme? Espérenme tantito y les explicaré.

Nuestra casa, como cualquier estrella, era la esquizofrenia pura. Por un lado, teníamos la fuerza de gravedad que nos empujaba hacia el centro para compactarnos lo más posible. Por el otro, la enorme temperatura y la presión en el interior causaban una fuerza de expansión que intentaba separarnos hacia fuera del centro. Antes de que mis hermanos hierros y yo nacióéramos, cada uno con 26 protones, cuando sólo vivían ahí nuestros antepasados helios, carbones, oxígenos, neones y los demás familiares con reputación de ligeros, siempre ganó en el balance la fuerza de gravedad. Cuando nacimos nosotros y la enorme temperatura provocó que alcanzáramos el punto de ignición, absorbimos tanta energía que provocamos que disminuyera la presión interna y la casa colapsó en unos segundos, lo cual produjo, durante un cortísimo tiempo, las condiciones para crear a mis sobrinos: el oro, la plata, el platino, el uranio y muchos más, que, aunque sean muy apreciados en la Tierra, la verdad sea dicha, son una bola de pesados. Y luego, como si

* Investigadora en la Facultad de Química, UNAM. Sus intereses científico-académicos versan sobre el comportamiento de fluidos pulsados de la nano a la macroescala y sus aplicaciones a problemas biológicos y médicos. Le encantan la ciencia en general, la literatura, los viajes, la música y la filosofía. Correo: eugenia.corvera@gmail.com.

nuestra casa fuera de hule, al colapso le siguió una explosión que nos lanzó a todos al espacio. Y así fue como empecé mi vida, viajando, como resultado de lo que los seres humanos llaman una *supernova*. Para ser sinceros, tengo hermanos hierros que se formaron en estrellas masivas, pero todos mis sobrinos, los elementos pesados, se crearon en supernovas. En lo personal, estoy seguro de que salí de una supernova, la explosión más impresionante que existe en el universo. Con el tiempo, todos los elementos que fuimos lanzados al espacio nos juntamos y formamos nuevas estrellas y nuevos planetas.

Mis hermanos y yo, por ejemplo, somos el elemento más abundante en el núcleo de la Tierra; ahí estamos en forma de hierro fundido, tenemos un montón de cargas libres, y como nos mantenemos en constante movimiento, formamos líneas de corriente que producen, ni más ni menos, el campo magnético terrestre. Vas entendiendo, ¿verdad? (perdona, querido lector, que te hable de *tú*, no acostumbro a hablar de *usted* a seres de los que formo parte). Los navegantes con sus brújulas, las mariposas monarca, las palomas mensajeras, algunas especies de murciélagos y las oscuras golondrinas, pueden viajar gracias a mí. Todos ellos detectan el campo magnético de la Tierra y así se orientan. Lo hacen a través de moléculas sensibles al campo magnético terrestre que van desde compuestos inorgánicos como la magnetita, o ferrita de hierro, que permiten orientarse a una brújula, hasta complejas proteínas en los ojos de algunos pájaros que literalmente les permiten ver el campo magnético del planeta.

Otra de mis contribuciones a los viajes es mi participación en el tren, que va sobre vías de hierro. El tren, el medio más cómodo para transportar seres humanos, invita a la contemplación del paisaje y te da la calma propicia para recordar escenas de cuando eras pequeño y tiempo para reflexionar. Es una pena que el tren de pasajeros en México prácticamente haya desaparecido; sólo tenemos el *Chepe* en la sierra Tarahumara y el *Tren Maya*. Las ferrovías funcionan en una gran parte del

mundo, pero, además, ahora hay trenes ultrarrápidos, de levitación magnética, que se mueven sobre vías llenas de electroimanes, los cuales son circuitos eléctricos que crean un campo magnético cuando las ruedas de los trenes van pasando. Este campo repele las ruedas y hace que los trenes leviten y disminuyan la fricción, lo que les permite ir mucho más rápido. Los electroimanes tienen un núcleo de hierro que concentra el campo magnético y hace que éste tenga una mayor intensidad. El *Maglev*, que es el tren comercial más rápido del mundo, realiza en poco más de siete minutos el trayecto de 30 kilómetros que separa el Aeropuerto Internacional de Pudong del centro de la ciudad de Shanghái.

¿Es necesaria más evidencia de que promuevo viajes? Pues bien, gracias a mí, el oxígeno que necesitan los tejidos llega a cada rincón de tu cuerpo. El mejor aliado de las células para recibir oxígeno es el hierro. El hierro es necesario para el correcto funcionamiento de la mioglobina y la hemoglobina, que son dos proteínas encargadas de almacenar y transportar oxígeno. La mioglobina se encuentra en los músculos y la hemoglobina en los glóbulos rojos de la sangre. Cuando respiras, la hemoglobina capta oxígeno del aire inhalado y lo lleva desde los alvéolos pulmonares a todos los tejidos del cuerpo. La mioglobina, que tiene una afinidad por el oxígeno mayor a la de la hemoglobina, lo atrapa cuando la sangre llega a los músculos y lo guarda de reserva para cuando éste sea necesario. Ésta es la razón principal por la que, cuando te falta hierro, te sientes cansado y sin capacidad para concentrarte o realizar esfuerzos físicos. Además, la hemoglobina retiene el dióxido de carbono que desechan las células cuando extraen energía de los nutrientes de los alimentos y lo lleva a los pulmones para eliminarlo a través de la exhalación. La carne roja, las almejas y los mejillones, la yema de huevo, las lentejas y los frijoles, la fruta, las zanahorias, los vegetales verdes, las nueces y el trigo entero en la dieta, pueden aportar la cantidad de hierro que se necesita diariamente.

Además de ser el principal elemento del núcleo de la Tierra, mis hermanos y yo constituimos uno de los elementos más abundantes en la corteza terrestre; por eso somos el elemento más usado en la industria. Los cuatro isótopos estables que se encuentran en la naturaleza tienen masas de 54, 56, 57 y 58. Esto quiere decir que podemos tener 28, 30, 31 o 32 neutrones, que, sumados al número de 26 protones, dan las masas correspondientes. Por su abundancia, el hierro se ha usado desde tiempos prehistóricos. Aunque controvertida, una de las clasificaciones más comunes de la historia del mundo antes de la escritura la divide en Edad de Piedra, Edad de Bronce y Edad de Hierro. La Edad de Hierro no se refiere al momento en que los seres humanos empezaron a utilizar el hierro. En los estados mesopotámicos, durante la Edad de Bronce, hay evidencia del uso del hierro por sumerios, acadios y asirios que data del año 3000 a.C. La Edad de Hierro se refiere al periodo en el cual la metalurgia del hierro fue la tecnología dominante en el trabajo de metales. En esta etapa se produjeron de manera masiva armas y herramientas de hierro que remplazaron rápidamente a las de bronce. El descubrimiento de que añadir un poco de carbón al hierro lo convertía en un material más duro, más maleable y menos quebradizo (el acero), fue lo que hizo que los instrumentos de hierro sustituyeran a los de bronce. La Edad de Hierro sucedió a diferentes tiempos en diversas partes del mundo. Se considera que en Medio Oriente comenzó en el siglo XII a.C. y en China hasta el siglo VI a.C.

Según Jared Diamond, la historia de los últimos 10 000 años es más o menos así: los habitantes de los pocos lugares del mundo donde se encontraban las especies de plantas y animales domesticables más valiosas fueron los que desarrollaron la agricultura (“el gran fraude de la historia de la humanidad”, según Noah Harari). Estos pueblos tuvieron las condiciones favorables para desarrollar las armas, los gérmenes y el acero, que les permitieron expandirse a costa de otros pueblos hasta que estos últimos fueron eliminados, o bien todos acabaron compartiendo

las nuevas ventajas. En consecuencia, los pobladores de esas tierras junto con su cultura (idiomas, sistemas de escritura y tecnologías), su ganado y sus cultivos, terminaron por dominar el mundo antiguo y el mundo moderno. Esto me pone a mí y a mis hermanos hierros como actores principales de la historia de la humanidad. Cualquiera intuye por qué para las armas y el acero fuimos esenciales; pero también en el desarrollo de gérmenes (que en realidad tiene que ver con el desarrollo de la inmunidad a las enfermedades) tuvimos mucho que ver. El hierro es vital para todas las formas de vida, incluidas las bacterias. Éstas requieren hierro para vivir y replicarse y necesitan luchar por él dentro de los animales (humanos y no humanos) a los que invaden. Como ven, ahí estoy, donde menos se lo imaginan.

El hierro, con estados de oxidación 2 y 3, se encuentra combinado con otros elementos en cientos de minerales. Los más importantes para la extracción del hierro son la hematita, la magnetita, la limonita y la siderita. En muchos minerales se encuentra en forma de óxidos de hierro. Éstos fueron utilizados como pigmentos en la pintura prehistórica del Mediterráneo durante varios milenios. Entre los ocre naturales, los rojos contienen hematita, mineral que está hecho de oxígeno y hierro, y su nombre proviene del griego *hema*, que significa “sangre”. En México, el polvo de hematita fue usado como pigmento en los murales teotihuacanos. Los óxidos de hierro también dan al planeta Marte su característico color rojo.

Como dato curioso, mis hermanos y yo damos nombre a una isla. La isla El Hierro, en el archipiélago canario, que por muchos años fue, para los habitantes de Europa —que creían que la Tierra era plana—, el extremo más occidental del mundo conocido. En el siglo II de la era cristiana Ptolomeo consideró como meridiano cero al que pasaba por el extremo occidental de la isla. El Hierro siguió siendo la isla del meridiano cero hasta finales del siglo XIX, cuando se decidió moverlo a Greenwich.

Ya estoy casi al final de mi relato y aún no les he contado por qué soy protector de la vida. Pues bien, resulta que mi abundancia

en el núcleo terrestre es necesaria para que el campo magnético de la Tierra tenga la intensidad necesaria para repeler los vientos solares. Sin la protección del campo magnético, los vientos solares habrían erosionado la atmósfera como parece que lo hicieron en Marte desde que su campo magnético se extinguió. Sólo para darles una idea de qué pasaría si la Tierra no tuviera atmósfera, baste recordar que el robot explorador *Yutu-2*, recientemente enviado por China a la cara oculta de la Luna, tuvo que ponerse en modo de hibernación poco después de haber llegado a ese satélite natural para soportar la radiación solar, que durante los días lunares (13 y medio días terrestres) hace que la temperatura supere los 100 °C. Sin atmósfera para protegernos, el agua de los océanos se habría evaporado y la vida en la Tierra no existiría. Este acoplamiento de la vida con la astrofísica da una estrecha ventana de habitabilidad en el espacio-tiempo y me da un protagonismo que no tiene parangón.

Espero haber logrado que perdonen mi presunción y haberlos convencido de que no soy arrogante, sólo tengo juicio de realidad.

27. Cobalto: en la vitamina B₁₂

JULIO ARTURO SOTO GUERRERO*



El cobalto (Co), cuyo número atómico es 27, se encuentra en el grupo 9 de la tabla periódica, entre el hierro (Fe) y el níquel (Ni). Los tres son ferromagnéticos, lo que significa que se originan fenómenos físicos de magnetización cuando son expuestos a campos magnéticos. La densidad del cobalto (8.90 g/cm^3) es parecida a la del cobre. Se trata de un metal de color gris que se funde alrededor de los $1495 \text{ }^\circ\text{C}$. El cobalto no se encuentra libre en la naturaleza por lo que es necesario extraerlo de minerales y llevarlo a un proceso de refinación electroquímica para obtenerlo con alta pureza.

Las culturas de la Antigüedad aprendieron a preparar pigmentos para impregnar de color los objetos de vidrio y cerámica que fabricaban. Una variedad de azul se prepara desde hace milenios empleando minerales con cierto contenido de cobalto. Hay evidencia de que los alfareros egipcios y persas añadían de manera ocasional a sus creaciones lo que hoy se conoce como *azul cobalto*.

Siglos más tarde, este tipo de pigmentación se utilizaría en objetos de cerámica o vidrio fabricados en las antiguas culturas romana y china.

* Investigador en 3M México. Trabaja para 3M México en el grupo de Investigación y Desarrollo, donde ejerce como químico analítico en proyectos multidisciplinarios, de innovación y de aplicación de la ciencia. Correo: sotoxja@gmail.com.

Hacia finales del siglo XIV se descubriría un nuevo mineral en los Montes Metálicos (*Erzgebirge*, en alemán; *Krušné hory*, en checo), una cordillera ubicada entre Sajonia (Alemania) y Bohemia (República Checa). Al calentar el mineral durante los procesos metalúrgicos se emitían gases tóxicos. El mineral contenía arsénico.

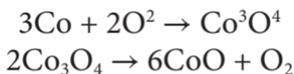
Aunque estos mineros de la Edad Media buscaban plata, nada podían extraer de él. Creían que los gnomos habitantes del subsuelo, llamados *kobolds*, habían sustituido la plata por este mineral inservible. Es así como dichos duendecillos imaginarios inspiraron el nombre del elemento que hoy conocemos como *cobalto*.

De Europa central de la Edad Media tenemos que pasar a Suecia del siglo XVIII para relatar el descubrimiento moderno del elemento cobalto.

Éste se debe a Georg Brandt (1694-1768). Después de estudiar química y medicina en Europa continental, de regreso a Suecia, Brandt se incorpora a la Oficina de Minas y a la Casa de Moneda Real, donde lleva a cabo trabajo experimental. Es entonces cuando parte de su investigación se dedica al aislamiento del metal cobalto.

Su descubrimiento se publica en 1735 y lo llama *cobalt regulus*. En la investigación, Brandt fue afortunado pues pudo analizar minerales libres de arsénico: linneíta (Co_3S_4). De Georg Brandt se dice que fue uno de los primeros químicos en renunciar por completo a la alquimia.

El cobalto es mucho menos reactivo que el hierro. Por ejemplo, es estable frente al oxígeno atmosférico. Sin embargo, si se calienta empieza a oxidarse para formar linneíta (Co_3S_4). Este óxido contiene los dos estados de oxidación comunes del cobalto: Co^{II} y Co^{III} , es decir, $\text{Co}^{\text{II}}[\text{Co}^{\text{III}}]_2\text{O}_4$. Si se sigue calentado por arriba de los 900 °C se forma CoO .



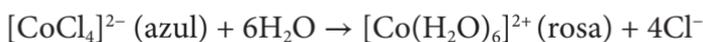
En general, el cobalto es resistente a muchos agentes corrosivos suaves.

Por otro lado, reacciona fuertemente —incluso a temperatura ambiente— con ácido nítrico concentrado.

Los metales de transición, entre ellos el cobalto, forman compuestos y complejos coloridos. Los colores pueden cambiar según la carga del ion metálico y el número y el tipo de grupos de átomos (llamados ligandos) unidos al ion metálico. En el caso del cobalto (II), muchas de sus sales hidratadas y sus soluciones contienen el ion $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ de color rosa a rojo. Cada molécula de agua, H_2O , se coloca en uno de los seis vértices del octaedro que describe la estructura del complejo.

El cobalto también forma complejos tetraédricos, con cuatro grupos unidos al ion Co^{2+} . El lector puede concebir el ion cobalto en el centro de ese tetraedro imaginario. En general, sin ser una observación infalible, los complejos tetraédricos del cobalto (II) tienden a ser azules, mientras que los octaédricos forman compuestos de color rosa a violeta.

Lo anterior se aprovecha en algunos materiales desecantes:



Si el material está seco se verá azul. Conforme gana humedad (agua) se tornará rosa.

Para evitar confusión hay que decir que los complejos de cobalto sólo son indicadores y están presentes en una cantidad relativamente menor. El desecante suele ser otro material; por ejemplo, el gel de sílice.

En soluciones ácidas, la oxidación de Co^{2+} , para formar Co^{3+} , puede lograrse por medio de electrólisis o de la presencia de ozono. Sin embargo, el ion Co^{3+} es muy inestable y es reducido con rapidez a Co^{2+} .

Se mencionó que el cobalto es ferromagnético, por lo que no sorprenderá que uno de sus usos se encuentre en la fabricación de magnetos permanentes.

Otro empleo importante del cobalto metálico se halla en la preparación de herramientas de corte (discos o brocas especiales) para metales, rocas y otros materiales de alta resistencia.

Asimismo, existen materiales llamados súper aleaciones por sus propiedades extraordinarias. Las aleaciones basadas en cobalto han sido empleadas en aplicaciones de ingeniería para enfrentar el desgaste. Esto debido a que las aleaciones con cobalto tienden a ser fuertes y resistentes a la corrosión y a mantener su dureza a alta temperatura. Por ejemplo, este tipo de aleaciones se utiliza en algunas piezas de motores aeronáuticos porque mantienen su desempeño incluso a altas temperaturas.

Hoy en día se prepara y se usa una gran variedad de pigmentos con cobalto de diferentes colores. Lo que hay detrás son óxidos mixtos, esto es, óxidos que contienen cobalto y algún otro elemento (aluminio, fósforo, zinc, etc.) para sintetizar colores como azul, violeta, verde, turquesa, rosa, marrón, etcétera.

Es muy probable que el teléfono que guardamos en nuestro bolsillo use baterías de ion litio. Éstas son baterías recargables comunes para la industria electrónica de gran consumo. Usan LiCoO_2 (un compuesto de litio, cobalto y oxígeno), el cual es un semiconductor, en el electrodo positivo, llamado cátodo, y grafito (carbono), en el electrodo negativo o ánodo. La creciente demanda de estas baterías ha provocado un aumento en el precio del cobalto en los últimos años.

En la naturaleza, el cobalto consiste en un solo isótopo: cobalto 59. El isótopo radioactivo cobalto 60 se obtiene por irradiación con neutrones en un reactor nuclear. Dicho isótopo es una fuente de radiación gamma (γ), la cual es del mismo tipo que los rayos X, y por esta razón se usa contra el cáncer en una forma de oncología radioterapéutica.

La terapia con cobalto es relativamente simple y adecuada para pequeños hospitales y servicios médicos en países en vías de desarrollo.

El cobalto es un elemento esencial para la vida e importante para seres humanos y animales. Está presente de manera pri-

mordial en la forma de vitamina B₁₂. Esta última (también llamada *cianocobalamina*) es una vitamina soluble en agua. Es necesaria para la formación de los componentes celulares de la sangre, el funcionamiento normal del cerebro y el sistema nervioso, la producción de DNA y RNA, y el metabolismo de carbohidratos, lípidos (grasas) y proteínas.

Las personas necesitamos ingerir un suministro de vitamina B₁₂ a través de nuestra dieta: carne, pescado, huevo y productos lácteos.

Dorothy Crowfoot Hodgkin (Premio Nobel de Química, 1964), con el apoyo de numerosas imágenes de rayos X, cálculos extensos y un análisis astuto de la información experimental, determinó la estructura de la vitamina B₁₂ en 1956, la cual tiene la disposición química más compleja de todas las vitaminas.

28. Níquel: un duende travieso

VANESA OLIVARES ILLANA*



Los oligoelementos son elementos que se hallan en pequeñísima cantidad en los seres vivos, resultan esenciales para algunas funciones de los organismos, y a pesar de su diminuta presencia, su ausencia deriva en procesos patológicos.

Algunos de estos micronutrientes son el cobre, el zinc, el hierro, el yodo, el manganeso y, por supuesto, nuestro protagonista: el níquel. Este último es un componente esencial en bacterias, hongos, algas y plantas, ya que es un cofactor presente en el sitio activo de muchas de sus enzimas, como la ureasa, que cataliza la hidrólisis de la urea a CO_2 y amoníaco. Lo anterior aumenta el pH y es de vital importancia en el metabolismo del nitrógeno; la superóxido-dismutasa, que cataliza la dismutación de superóxido en oxígeno y peróxido de hidrógeno, por lo cual es muy determinante en la defensa antioxidante de las células, y la [NiFe] hidrogenasa, que cataliza la oxidación de hidrógeno molecular a protones (H_2 a $2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$), lo cual ayuda a la obtención de energía por la cadena respiratoria. Éstos son sólo algunos ejemplos.

Si bien aún no se ha demostrado con claridad que el níquel sea esencial para seres humanos y otros eucariotas superiores, sí

* Investigadora en el Instituto de Física de la Universidad Autónoma de San Luis Potosí. Su interés se centra en el estudio de interacciones biomoleculares involucradas en el cáncer; en particular cómo se regulan los supresores tumorales p53 y retinoblastoma y cómo la desregulación de esas interacciones provoca la enfermedad. Correo: vanesa@ifisica.uaslp.mx.

sabemos que resulta muy benéfico y ayuda al óptimo funcionamiento de nuestro organismo. Por ejemplo, se ha visto implicado en el buen funcionamiento del sistema reproductor, en el metabolismo de lípidos o grasas, en el de la vitamina B₁₂, y en el desarrollo de los huesos. El níquel afecta los niveles de glucosa en la sangre y aumenta la absorción de otros oligoelementos como hierro, zinc y cobre; además se ha demostrado que potencia el crecimiento del ganado. Su deficiencia en el organismo provoca la disminución del crecimiento, anemia, además de originar la presencia de urea y glucosa en sangre, así como altos niveles de glucosa y triglicéridos en el hígado, entre otros. Pequeñas dosis de níquel son de gran ayuda para nuestro cuerpo.

Y, claro, te preguntarás dónde se le puede encontrar, o si deberás comprar suplementos alimenticios que lo contengan. No te inquietes, con una dieta variada obtenemos las cantidades suficientes para cubrir nuestras necesidades. Por ejemplo, el chocolate es una buena fuente de níquel. Claro que si no te gusta puedes probar con el brócoli. Otra buena fuente de níquel son las lentejas, los chícharos, las frutas secas y las nueces, por lo que no hay de qué preocuparse. Aunque no estaría mal que conozcas el otro lado de la moneda de este elemento.

En concentraciones altas, el níquel es peligroso. Nuestra exposición al níquel ocurre vía inhalación, ingestión y absorción cutánea. La exposición a altas concentraciones puede causar alergias debido a que es capaz de activar la inducción de citoquinas y vías de señalización como las de las MAPK/p38 NF-kB, involucradas en el proceso de inflamación, lo cual también causa dermatitis de contacto. Ésta es una de las dermatitis más extendidas a nivel mundial, sobre todo en Europa. En 2002, un grupo de investigadores reportó que las monedas de uno y dos euros liberan entre 240 y 320 veces más níquel que el permitido según la norma de la Unión Europea para este metal. Dichas monedas están hechas con una aleación de cobre con 20% de zinc y 5% de níquel, llamada aleación *níquel brass*. En monedas mexicanas se utilizan diferentes aleaciones: de bronce de alumi-

nio (92% cobre, 5% aluminio y 2% níquel); de acero inoxidable (16% cromo, 0.75% níquel, 0.12% carbono, 1% silicio, 1% manganeso y el resto hierro) y de alpaca (65% cobre, 25% zinc y 10% níquel). Como vemos, en estas aleaciones la cantidad de níquel es baja, salvo en el caso de la última. Las únicas monedas que utilizan alpaca son las de 10 pesos, pero nadie ha investigado si esta aleación desprende níquel ni mucho menos cuánto. (El níquel puede provocar cáncer.) Existe suficiente evidencia que muestra que las personas que trabajan en minería, fundición y refinerías de níquel son propensas a desarrollar cáncer en vías respiratorias. En estudios con animales de laboratorio se observó que las rutas de administración que producen tumores son por inhalación y por vía intrarrenal, intraperitoneal, intraocular, subcutánea e intramuscular. No existe evidencia de riesgo de cáncer por exposición al níquel del ambiente, por vía cutánea o en la dieta.

Como ya vimos, el níquel es cofactor de muchas enzimas en todos los dominios de la vida, y las bacterias patógenas no son la excepción. *Helicobacter pylori* es la bacteria que causa gastritis, se hospeda en el estómago de las personas y causa dolores horribles. Pero... ¿cómo esta bacteria es capaz de sobrevivir al ambiente tan hostil de nuestro estómago, el cual tiene un pH bajísimo (de cerca de 1.5)? *H. pylori* cuenta con un set de enzimas dependientes de níquel que le permiten colonizar nuestras barrigas: la ureasa, por ejemplo, que como ya mencionamos aumenta el pH y le ayuda a crear un microambiente apto para su crecimiento. Además, cuenta con una [NiFe] hidrogenasa que, como también ya dijimos, permite el consumo de hidrógeno, el cual es muy abundante en el nicho gástrico. Lo anterior nos muestra la doble faceta del níquel: por un lado, es primordial; por otro, en concentraciones altas, es tóxico; lo cual corrobora una vez más que poco veneno no mata, y suficiente sí.

El níquel (Ni) es un elemento químico con número atómico 28 y masa atómica 58.71. Está situado en el grupo 10 de la tabla periódica, grupo al que se le conoce como familia

del níquel, donde también se ubican el paladio, el platino y el darmstadtio, antes conocido como ununnilio. Todos ellos pertenecen al grupo de metales de transición. El níquel es un metal de color blanco plateado, motivo por el cual se le llegó a confundir con la plata. Es el vigesimocuarto elemento más abundante en nuestro planeta; lo podemos hallar en emisiones volcánicas, en agua y suelo, además de encontrarse en meteoritos. Las principales minas de níquel se localizan en Canadá, Cuba y Rusia.

En 1751 el químico sueco Axel Fredrick Cronstedt aisló un metal blanco de un mineral que los mineros llamaban *kupfernickel* o el “diablo del cobre”. Ellos pretendían extraer cobre (*kupfer* en alemán) del *kupfernickel*, pero atribuían a un duende travieso o *nickel* su incapacidad para trabajar y aislar aquel elemento de ese mineral. Axel llamó entonces *níquel* a este metal blanco. Es dúctil y maleable, es decir, puede soportar grandes deformaciones. Es necesario aplicar una gran fuerza para poder romperlo y gracias a estas características se ha utilizado para la fabricación de monedas. Tiene baja conductividad térmica y eléctrica y también cuenta con propiedades magnéticas. Posee escasa susceptibilidad a la corrosión y a la oxidación, por lo que uno de sus principales usos se halla en la producción de acero inoxidable. Alrededor de 65% de todo el níquel se emplea en esto, ya que con dicha aleación se crean desde utensilios médicos y de cocina hasta cuerdas de guitarra y partes de autos como ejes y cigüeñales. Podemos encontrar níquel en imanes, discos duros, baterías, pilas recargables con aleaciones de níquel-cadmio (Ni-Ca), en motores marinos con aleaciones de níquel-cobre (Ni-Cu) que resisten la corrosión. Las aleaciones con titanio se usan en robótica. Se usa de igual forma en joyería, ya que presenta un intenso brillo y en aleación con oro se puede obtener oro blanco, dejando un acabado liso y suave al tacto.

El níquel se mete hasta la cocina; los sustitutos de mantequilla, llamados margarinas, son aceites vegetales a los que se les

agregan hidrógenos de modo que a temperatura ambiente pasen de ser líquidos a sólidos suaves y sean untables. Para lograr esta hidrogenación en la preparación de la margarina se utiliza como catalizador el níquel, en una aleación llamada *níquel-Raney*.

Cuando se quiere mejorar la resistencia a la corrosión de ciertos objetos, se aplica una capa o recubrimiento de níquel, lo que de manera adicional brinda un acabado brillante y limpio. A dicho proceso se le denomina *niquelado*. Es quizá por esta razón que, en algunos lugares de habla hispana, cuando se pretende describir un trabajo impecable, se suele decir “ha quedado niquelado”; en francés, de igual forma, cuando se alude a algo bien hecho se expresa “*c’est nickel*”, y cuando está súper bien hecho: “*nickel-chrome*”.

A principios del siglo pasado, en los Estados Unidos y Canadá se volvieron populares unos espacios donde se proyectaban películas a cinco centavos la entrada. Estas monedas eran de níquel y se les conocía con ese nombre. A aquellos sitios se les llamó *Nickelodeon*, por el costo de la entrada (un níquel) y porque Odeón era un famoso teatro de París. Nickelodeon es ahora un canal televisivo de caricaturas.

29. Cobre: el metal más curioso de la historia

LILIANA QUINTANAR VERA*



El cobre, con 29 protones y 29 electrones, es uno de los metales que acompaña a la humanidad desde la prehistoria. Su uso data desde los 7000 a.C. en el territorio que ahora constituye Turquía e Irak, donde se han encontrado utensilios de cobre. En el continente americano se hallan indicios de su uso moldeado a martillazos para fabricar puntas de flechas que datan del 4000 a.C. Pero fueron los egipcios, en 2750 a.C., los primeros en utilizar el cobre para ductos transportadores de agua, como hacemos hoy en día. En el 5000 a.C., el empleo de crisoles para extraer cobre a partir de carbonatos minerales marca el inicio de un periodo en la prehistoria denominado la Edad del Cobre, Calcolítico (del griego *chalkós*, “cobre”, y *lithos*, “piedra”) o Eneolítico (del latín *aeneus*, “cobre”, y griego *lithos*, “piedra”). Este periodo marca un momento importante para la humanidad: el uso de procesos metalúrgicos para lograr la innovación en la producción de materiales y utensilios, lo cual lleva a la intensificación del comercio y a la especialización laboral. En el continente americano, la cultura moche fue partícipe de esta innovación, al extraer cobre de minerales como malaquita en

* Investigadora en el Departamento de Química del Cinvestav. Se ha destacado por sus estudios sobre el papel que juegan los metales en el desarrollo de enfermedades neurodegenerativas como Alzheimer y Parkinson, y en padecimientos degenerativos como diabetes tipo 2 y cataratas. Correo: lilianaq@cinvestav.mx.

lo que hoy es Perú, aunque el desarrollo de esta tecnología es tardío (400 a.C.) en comparación con otras regiones del planeta. Al Calcolítico le sigue la Edad de Bronce, cuando se comienzan a hacer aleaciones de cobre y estaño para producir este material metálico, utilizado ampliamente para monedas, joyería, armas y estatuas, entre otros.

El cobre es un metal utilizado en la sociedad moderna; tiene una gran diversidad de aplicaciones, que van desde los cables para conducir electricidad hasta la producción de circuitos electrónicos y como matriz para materiales superconductores. Muchas de sus aplicaciones se deben a su alta conductividad eléctrica y térmica, propiedades en las que sólo su vecina del piso de abajo en la tabla periódica, la plata, le gana. Su ductilidad y su maleabilidad lo han hecho el metal predilecto para la confección de diversos utensilios, como las hermosas ollas que hacen los artesanos de Santa Clara del Cobre, Michoacán, y hasta para obras de arte, pues el gran Leonardo da Vinci y otros artistas europeos del siglo XVI pintaron en láminas delgadas de cobre. Leonardo también utilizó lápices con punta de cobre para algunos de sus dibujos, como en los *Estudios de manos y brazos* y en *Adoración de los magos*, que se hicieron “invisibles” con el paso del tiempo.

Pero ¿de verdad se puede hacer un dibujo invisible? Uno de sus bosquejos fue analizado por medio de fluorescencia de rayos X para determinar su contenido de cobre y se halló que este último se había oxidado; formó una sal e hizo prácticamente invisibles para el ojo humano los trazos del gran artista renacentista. La oxidación del cobre también es la responsable del color verdoso de la Estatua de la Libertad, monumento que contiene más de 80 toneladas de cobre. Cuando este ícono de la libertad para los migrantes estadounidenses fue fabricado por manos artesanas francesas y colocado en la isla neoyorquina en 1886, su color era marrón rojizo y brillante. Su oxidación de Cu^0 a Cu^{2+} es el proceso responsable de este cambio de matiz, pues al pasar de la configuración electrónica $[\text{Ar}] 3d^{10}4s^1$ a $[\text{Ar}] 3d^9$

es posible con la luz visible inducir transiciones electrónicas que absorben en la región del rojo y el amarillo, dando lugar a las tonalidades azul verdosas características de muchas sales de Cu^{2+} . De ahí proviene también el color azul de las turquesas, mineral empleado para ornamentos usados por gobernantes de diferentes civilizaciones como egipcios, persas, chinos, incas y aztecas. Un bellissimo y magnífico ejemplo de este uso es el disco de turquesa encontrado en la ofrenda 99 del Templo Mayor en la Ciudad de México. La fórmula de este hermoso mineral, $\text{CuAl}_6(\text{PO}_4)_4(\text{OH})_8 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, nos dice todo: contiene cobre en su estado formal de oxidación 2+.

Si el cobre, ya sea metálico o como mineral, fue utilizado en civilizaciones que se desarrollaron en extremos opuestos del planeta, se debió a su abundancia y a su disponibilidad. En la naturaleza se encuentran dos isótopos estables del cobre: cobre 63 y cobre 65; el más ligero de ellos es el más abundante también (69%). El cobre es un elemento químico que se originó a partir de la explosión de supernovas; quizá por esa razón es uno de los metales de transición más abundantes, junto con otros de su periodo, como el manganeso, el hierro, el cobalto, el níquel y el zinc, con los que comparte su origen cósmico y el piso del bloque 3d de la tabla periódica. La biodisponibilidad también es lo que determina el uso del cobre en los organismos vivos y la evolución de proteínas y enzimas que lo requieren. Cuando nuestro planeta recién se formó, la atmósfera era anaeróbica y el cobre se encontraba de manera preponderante como sales insolubles de Cu^+ , principalmente como el sulfuro de cobre (CuS), pues este ion gusta de ligandos blandos como el sulfuro. No debe sorprender entonces que, en las primeras formas de vida, otros metales —como el hierro en forma de cúmulos junto con el azufre— se usaron para funciones biológicas, pero no el cobre. Fue hasta la evolución de las cianobacterias y de otros microorganismos fotosintéticos que generan oxígeno, hace 2 400 millones de años, cuando la concentración de dicho gas en nuestro planeta aumentó y causó la lenta oxidación de

las sales de Cu^+ a sales de Cu^{2+} , que son más solubles. Esto ocasionó asimismo un incremento en las concentraciones de cobre en los océanos, que lo hizo más biodisponible para su adquisición por organismos vivos. La incorporación del cobre como metal esencial para la vida coincide con el desarrollo de organismos multicelulares que requirieron funciones especializadas; entre ellas, lidiar con la creciente concentración de oxígeno en la atmósfera. La supervivencia en el nuevo ambiente aeróbico de nuestro planeta necesitó la evolución de sistemas capaces de transportar, activar y reducir a la molécula de oxígeno. El resultado de esa evolución es que el cobre, junto con el hierro, es uno de los metales esenciales más importantes, utilizado como cofactor de enzimas que catalizan la reducción de oxígeno a agua. Un ejemplo de estas enzimas es la citocromo c oxidasa, que cataliza dicha reacción en las mitocondrias de cada una de nuestras células, al usar dos grupos hemo, un cobre mononuclear y un sitio binuclear de cobre; este último y uno de los grupos hemo son sitios de transferencia electrónica. En esta enzima, el hierro de un grupo hemo y el cobre mononuclear actúan en equipo para lograr la ruptura del doble enlace en la molécula de O_2 , su reducción y su protonación para formar dos moléculas de H_2O : $\text{O}_2 + 4e^- + 4\text{H}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.

Esta simple reacción no sólo sustenta la vida aeróbica de la Tierra, sino que también es la base para la formación de un gradiente de protones en la membrana mitocondrial, que después es aprovechado para la producción de trifosfato de adenosina (ATP), principal fuente de energía para nuestras células.

En sistemas biológicos, el cobre es usado de la misma forma en sitios de transferencia electrónica como el cobre 1, que le da un color azul intenso a las enzimas que lo contienen, como la plastocianina, que es importante para la cadena de transferencia de electrones en la fotosíntesis. La ceruloplasmina humana es otra proteína de color azul, presente en nuestra sangre, que acopla la oxidación de hierro (importante para su transporte) a la reducción de oxígeno a agua. El cobre azul en esta enzima se

encarga de la transferencia electrónica del sustrato, el Fe^{2+} , al sitio de activación de O_2 , un cúmulo trinuclear de cobre. El color del cobre azul (o tipo 1, como se le llama por sus propiedades espectroscópicas) se debe a la estructura electrónica tan peculiar de este sitio, donde el cobre está coordinado a un grupo tiol de una cisteína, a dos imidazoles de histidinas y en ocasiones a un cuarto ligante axial, como el tioéter de una metionina. El enlace cobre-azufre (Cu-S) que se forma con la cisteína es tan covalente que en la plastocianina se ha determinado que 36% de la densidad del espín electrónico está deslocalizada en el azufre. La alta covalencia del enlace Cu-S origina una banda muy intensa y característica de estos sitios, que aparece a 600 nm en el espectro de absorción electrónica de estas enzimas y que corresponde a una banda de transferencia de carga del azufre al metal. La alta covalencia de este sitio es lo que le ayuda a “pasar” los electrones de un lado a otro de forma muy eficiente. Por otro lado, la geometría tetraédrica distorsionada del sitio de cobre azul se halla impuesta por la estructura de la proteína, y es intermedia entre lo que “le gusta” al ion Cu^{2+} (que prefiere números de coordinación de 4 a 6 en geometrías de cuadrado plano o pirámides de base cuadrada), y lo que “le agrada” al ion Cu^+ (números de coordinación de 2 a 4 y geometrías lineales, trigonales o tetraédricas); de tal suerte que, en la geometría tetraédrica distorsionada de un cobre azul, ni el Cu^{2+} ni el Cu^+ se muestran “muy a gusto” en este sitio. Lo anterior también facilita la transferencia electrónica, pues el sitio puede ciclar entre los dos estados de oxidación del metal con una energía de reorganización muy baja; es decir, no le cuesta trabajo mucho reorganizar la estructura ciclarse entre los dos estados de oxidación. Minimizar la energía de reorganización es una estrategia común a todos los sitios activos de metaloproteínas que tienen funciones de transferencia electrónica, y como hemos discutido, el cobre azul no es la excepción.

Así pues, ya sea como el cobre azul en nuestra sangre o como el azul turquesa del mineral que ornamenta el bello disco

encontrado en el Templo Mayor de Tenochtitlan, el cobre es esencial para nuestra vida y la decora de hermosas tonalidades azulinas en formas diversas. La vida de la civilización en nuestro planeta simplemente no sería como lo es sin este metal que nos ha acompañado desde el origen.

30. Zinc: ayudante del hierro

JOSUÉ GÓMEZ MACÍAS*



A este elemento de la tabla periódica se le puede llamar zinc o cinc; sin embargo, se usa más el primer nombre debido al origen de la palabra. Los primeros escritos en los cuales se menciona el zinc datan del año 1500, aunque la derivación del término no es del todo clara. Una posibilidad es que el vocablo *zinc* esté conectado con la expresión alemana *zinke* (el diente del peine), derivada de *zacke* (pico irregular). Lo anterior se debe a la apariencia irregular del mineral depositado en los hornos. La segunda posibilidad es que la palabra se origine de la voz persa *seng*, que significa “piedra”.

A Andreas Marggraf se le atribuye su descubrimiento en 1746, al producir zinc por destilación de la smithsonita en un recipiente sellado. No fue el primero en describir el metal; sin embargo, se le otorga este hallazgo debido a su precisa explicación del proceso y por establecer la teoría básica de su producción.

Los chinos y los hindúes ya conocían el zinc a su manera antes del año 1500, pues lo empleaban para hacer monedas con una pureza de 99% durante la dinastía Ming. Los griegos, los romanos y todo el mundo occidental sabían cómo producir la-

* Investigador del Cinvestav, Unidad Saltillo. Su área de interés es la extracción de metales preciosos por métodos no contaminantes. Correo: ferrari_13josue@hotmail.com.

tón (aleación de cobre y zinc), el cual usaron cerca del 8000 a.C. para hacer joyería, pero el zinc metálico aún lo desconocían como tal. La forma en que elaboraban el latón consistía en fundir minerales de cobre o cobre metálico con un mineral de zinc llamado smithsonita (carbonato de zinc). Este mineral causó un gran interés a los alquimistas, a quienes se les conocía por “convertir” los metales en oro, y la smithsonita lograba darle al cobre un tono áurico.

Este metal con símbolo Zn forma parte del grupo 12 de la tabla periódica, junto con el cadmio y el mercurio. Plateado a primera vista, parece pertenecer a los metales de transición; sin embargo, la química de este elemento (igual que la del cadmio y el mercurio) es marcadamente diferente. Ejemplo de lo anterior es que los puntos de fusión del zinc y el cadmio son 419 °C y 321 °C, en ese orden, valores mucho más bajos que los típicos para los metales de transición, que tienen un punto de fusión cercano a los 1000 °C.

La única similitud real entre los elementos del grupo 12 y los metales de transición es la formación de complejos, sobre todo con ligandos como el amoníaco, los iones cianuro y los iones halogenuro. El zinc y el cadmio muestran un comportamiento químico muy similar; además, poseen un número de oxidación de +2 en todos sus compuestos simples. El cloruro y el sulfuro de zinc son solubles en agua, mientras que el óxido, el carbonato, el fosfato, el silicato y los complejos orgánicos son insolubles o escasamente solubles.

El zinc es uno de los elementos menos comunes, con una presencia en la corteza terrestre de 0.0005% a 0.02%. (Es el vigésimoquinto elemento más abundante.) La fuente principal de zinc es el sulfuro de zinc (ZnS), una mena llamada *blenda de zinc*, y existen yacimientos en Australia, Canadá y los Estados Unidos. El zinc nativo es prácticamente inexistente.

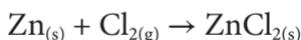
A este elemento se le conocen 15 isótopos, de los cuales sólo cinco son estables, con masas atómicas de 64, 66, 67, 68 y 70. Cerca la mitad del zinc en el planeta se encuentra como el

isótopo de masa atómica 64. La configuración electrónica de dicho metal es $[\text{Ar}] 3d^{10}4s^2$. Los electrones del orbital $4s^2$ son los que se pierden durante la ionización.

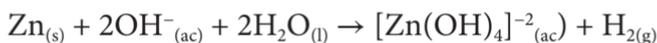
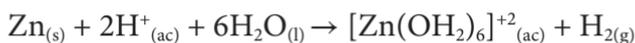
Este metal blando es químicamente reactivo. Por ejemplo, reacciona con ácidos diluidos para formar el ion zinc:



También puede arder cuando se le calienta en presencia de cloro gaseoso, de acuerdo con la siguiente reacción:



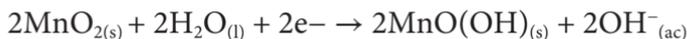
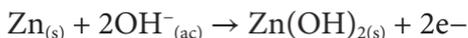
El zinc también se parece al aluminio porque ambos metales son anfóteros, lo cual se puede ver en las ecuaciones:



Uno de los principales usos del zinc metálico es como recubrimiento del hierro contra la corrosión; a este proceso se le conoce como galvanizado, que alude a la naturaleza electroquímica del proceso. En realidad no es tan reactivo como sería de esperar. Eso obedece a la formación de una capa protectora en aire húmedo. Inicialmente se tiene una capa de óxido de zinc; luego, al pasar el tiempo, se forma el carbonato básico ($\text{Zn}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$). Una de las ventajas del chapeado con zinc es que se oxida de manera preferencial respecto del hierro, aun cuando una parte de este último se halle expuesta, gracias al potencial de reducción más negativo del primer elemento en relación con el segundo. Aprovechando esta misma propiedad, puede ser usado como ánodo de sacrificio para evitar que las tuberías o las estructuras ferrosas se oxiden al estar conectadas a una barra de zinc, sin necesidad de que el acero esté galvanizado.

El óxido de zinc es el compuesto más importante, el cual presenta una estructura de diamante; es decir, en el cristal cada átomo de zinc está rodeado tetraédricamente por cuatro átomos de oxígeno, y cada átomo de oxígeno se encuentra rodeado a su vez por cuatro átomos de zinc. Este óxido se emplea como pigmento blanco, o como componente en diversos esmaltes, en vidriados y en ungüentos antisépticos. En combinación con el óxido de cromo (III), se usa como catalizador en la fabricación de metanol. El óxido de zinc es un sólido blanco que al calentarse adquiere un color amarillo; dicho cambio de tonalidad es reversible al enfriarse. A este fenómeno se le conoce como *termocromía*. El cambio de color es resultado de la pérdida de un poco de oxígeno de la red cristalina del referido compuesto al elevar su temperatura. Recupera su tono original al enfriarse, porque el oxígeno que se perdió durante el calentamiento vuelve a la red cristalina.

Una peculiaridad que posee el zinc dentro de su grupo es que es el único elemento que no es tóxico, como el cadmio y el mercurio. Así, todos los elementos de esta agrupación tienen en común el hecho de que son empleados para la fabricación de baterías y cada metal es importante en un tipo de celda distinto (el zinc es utilizado en las baterías alcalinas). Esta celda se ha convertido en una de las baterías caseras más populares; consta de una envoltura de zinc (el ánodo) con una varilla central como cátodo, que se compone de una mezcla comprimida de grafito y óxido de manganeso (IV). El electrolito de la celda es una solución de hidróxido de potasio. En la celda, el zinc se oxida a hidróxido de zinc mientras que el óxido de manganeso (IV) se reduce al óxido hidróxido de manganeso (III); las reacciones que se llevan a cabo son las siguientes:



En el proceso global se consume un mol del ion de hidróxido en el ánodo y se produce uno igual en el cátodo. Debido a que se conserva la concentración del ion hidróxido, el potencial de la celda se mantiene constante, lo cual le da una ventaja respecto de la antigua pila seca en la que el voltaje suministrable decae a lo largo de su vida útil.

31. Galio: ¿aluminio o mercurio?

MAGALI SALAS REYES*



Hace varios ayerés, cuando no sabía qué dirección tomaría mi vida, en el segundo año de preparatoria, el curso de química llamó poderosamente mi atención por toda la gama de conocimientos que me permitían entender algo del mundo que me rodeaba; por ejemplo, saber por qué el hielo, al ser un sólido no se hunde en el agua, o cómo es que muchos mamíferos o plantas captamos oxígeno del aire para respirar. Y así, se pueden citar miles de ejemplos de fenómenos que son expresiones y resultado de las propiedades químicas y fisicoquímicas de la materia. Desde aquel entonces no dudé en decidir que tomaría el camino que me llevara a investigar sobre la composición de la materia y sus transformaciones.

En este andar de aprender e investigar, yo, como otras personas con el mismo interés, sin lugar a duda, nos topamos con la tabla periódica de los elementos. Cada uno de estos últimos tiene propiedades particulares que definen su reactividad y su afinidad con otros elementos, lo que a su vez determina cómo se pueden combinar para formar compuestos químicos que tendrán también propiedades químicas bien definidas. En la

* Investigadora en la Universidad Veracruzana. Sus líneas de investigación son: síntesis y estudio electroquímico de compuestos con potencial actividad biológica como los sistemas antioxidantes, estudio de mecanismos de reacción a través de técnicas electroquímicas y estudio sobre propiedades electroquímicas de disolventes verdes. Correo: magasalas@uv.mx.

naturaleza hay elementos que son muy abundantes y fundamentales para que exista toda clase de vida en nuestro planeta. Sin embargo, existen otros elementos que son poco abundantes y no por eso dejan de ser importantes; es el caso del galio. Por esa razón me permitiré contarles algunos aspectos relevantes y curiosidades de este elemento.

El elemento galio fue descubierto en 1875 por Paul-Émile Lecoq de Boisbaudran, en París, Francia. Sin embargo, su existencia la predijo seis años antes el químico ruso Dmitriv Mendeléiev. En la tabla periódica que propuso este último, dejó un espacio en blanco abajo del aluminio y pronosticó que correspondería a un elemento con masa atómica de alrededor de 68 y con densidad de 5.9 g/cm^3 . ¡Maravillosamente, el razonamiento de Mendeléiev fue acertado ya que las propiedades dichas eran muy cercanas a las que se hallaron más tarde!

En el laboratorio privado de Boisbaudran —algún día yo quisiera tener uno igual—, a partir de la muestra de un mineral con sulfuro de zinc (ZnS) se hizo un análisis a través de algo que los químicos llamamos *espectro* —no confundir con un fantasma o algo por el estilo—. (Un espectro es la respuesta de hacer incidir energía en una muestra a través de radiación electromagnética.) Boisbaudran se encontró con un patrón de líneas que no había visto antes y concluyó, a partir de este resultado, que en la muestra debería estar presente un nuevo elemento. En noviembre de 1875 logró extraerlo y aislarlo mediante un tratamiento denominado *electrólisis*, en presencia de hidróxido de potasio (KOH). Una vez conseguido lo anterior, en diciembre del mismo año Boisbaudran presentó su logro en la Academia Francesa de Ciencias, llamándolo *galio*, cuya designación se deriva del nombre en latín de Francia: *Gallia*.

El galio pertenece al grupo 13 del periodo 4 de la tabla periódica, su símbolo es Ga, su número atómico es 31 y su masa atómica 69.723. Su estado de oxidación es +3, lo que implica que puede perder hasta tres electrones de su capa más externa para combinarse con otros elementos. Su punto de ebullición

es de 30 °C y el de fusión de 2403 °C. Estas últimas propiedades fisicoquímicas indican que el galio se mantiene en estado líquido en un muy amplio intervalo de temperatura, desde 30 °C a 2402 °C. A temperatura ambiente (25 °C), es posible observarlo como metal sólido con una apariencia similar a la del aluminio, pero si se toma un trozo y lo calentamos con el calor de nuestra mano, se vuelve líquido y entonces se verá como el mercurio que se usa en los termómetros.

En el cuerpo humano hay menos de 1 mg de galio; en la corteza terrestre se encuentra en una concentración de 18 partes por millón (ppm, lo que significa que algo está diluido respecto de un disolvente en una millonésima parte) y ocupa el lugar 34 de los elementos más abundantes. En el mar se tiene una concentración de 30 partes por trillón (ppt) y en la atmósfera no se le halla.

No existen minerales de galio y las fuentes donde se encuentra son de aluminio. También puede tenerse hasta 1.5% de galio en el humo del carbón. Pero la principal forma de extracción es por medio de los procesos de refinamiento y purificación de zinc y cobre. Debido a que no es muy abundante, cada año la producción mundial es de 30 toneladas. La pregunta que surge de inmediato es, considerando que es un elemento tan escaso, ¿en realidad resulta importante extraerlo? La respuesta es sí, ya que tiene varios usos, principalmente en la industria electrónica y en medicina.

El galio, combinado con el arsénico, forma el arseniuro de galio (GaAs), que es un semiconductor de electricidad con propiedades similares a las del silicio. Se utiliza como sustituto de éste en el ramo electrónico.

Además, tiene la capacidad de convertir la electricidad en luz y, por ello, se usa también en la fabricación de ledes (*light emitting diodes*, o diodos emisores de luz, en español), en los monitores de relojes y celulares y, dada su ventaja de ser un material que se calienta menos que el silicio, su empleo se extiende a la fabricación de supercomputadoras. Por cierto, el al-

cance en cuanto a aplicaciones del GaAs no sólo se limita a su utilización en nuestro planeta, pues los paneles solares que se han instalado en algunas de las naves de exploración enviadas a Marte fueron de arseniuro de galio.

No sólo se han aprovechado las propiedades de compuestos con galio, sino que este elemento también se ha usado en la preparación de medicamentos para combatir bacterias que merman nuestra salud; por ejemplo, en antibióticos, contra *Pseudomonas aeruginosa*, *Francisella tularensis* y varias micobacterias como *Klebsiella pneumoniae*. En 2018, un artículo de la revista *Science Translational Medicine*¹ detalló un estudio en el que se midió el efecto antibacterial del galio en esputo de fibrosis quística (una infección que afecta los pulmones), donde el agente infeccioso era la *Pseudomonas aeruginosa*. Los resultados indicaron que 4 o 5 µg de galio resultaban suficientes para limitar el completo crecimiento de la bacteria y que el elemento en cuestión inhibía las enzimas clave de esta última, que dependen del hierro, y provocaba la referida alteración de su desarrollo, así como mayor sensibilidad a agentes oxidantes.

Por otro lado, también se han usado los isótopos² del galio 67 (con tiempo de vida media de 78 horas) y el galio 68 (con tiempo de vida de 68 minutos), como marcador o trazador radiactivo en medicina nuclear, con el cual es posible detectar disfunción en nuestros, órganos, tejidos y células. La técnica que usa galio 68 es la tomografía de emisión de positrón (PET, por sus siglas en inglés) y se llama *gammagrafía con galio 67*. Este último isótopo es un análogo del ion hierro. Las células tumorales pueden concentrar el complejo transferrina-Ga 67, asociado a los receptores de transferrina, donde también se han encontrado en las proteínas citoplasmáticas, así como en

¹ Christopher H. Goss *et al.*, “Gallium Disrupts Bacterial Iron Metabolism and has Therapeutic Effects in Mice and Humans with Lung Infections”, *Science Translational Medicine*, vol. 10, núm. 460 (26 de septiembre de 2018), eaat7520, doi:10.1126/scitranslmed.aat7520.

² Los isótopos son átomos de un mismo elemento que pueden tener variantes en su peso atómico por poseer uno o más neutrones en su masa atómica.

algunas macromoléculas dentro de los organelos celulares. La captación de galio 67 es directamente proporcional al metabolismo celular; por este motivo se utiliza para evaluar la viabilidad tumoral y por su baja concentración en tejidos fibrosos o masas necróticas. El galio 67 incrementa su concentración en el tejido afectado por inflamación y por procesos infecciosos. Debido a lo anterior, la gammagrafía con galio es útil en los diagnósticos de linfoma de Hodgkin, hepatoma, cáncer pulmonar y melanoma.³

Finalmente queda la reflexión sobre el impacto que tiene la química de elementos como el galio en nuestras vidas y, en general, el enorme conocimiento que nos ofrece la química para poder tener bienestar. No es casual que desde la Antigüedad muchas civilizaciones, como la griega o las del Lejano Oriente, mostraran asombro y tuvieran respeto por la naturaleza y sus manifestaciones; de alguna manera sabían que los elementos que la conformaban eran esenciales para su cuerpo y su espíritu.

³ Luis Matos Pedron, “Gammagrafía con galio 67”, *Gammagrafía e inmunoanálisis. Diagnóstico y tratamiento radioisotópico*. Disponible en <https://www.gamagrafia.com.mx/gammagrafia-con-galio67.html> (consultado el 19 de octubre de 2023).

32. Germanio: el carácter predictivo de la tabla de Mendeléiev

OSCAR ROSAS-ORTIZ*



Adormilada por el vaivén del tren, Liz contempla con admiración las gotas de lluvia que chocan insistentemente contra el vidrio de la ventanilla. A sus cinco años la niña no para de hacer preguntas sobre casi cualquier cosa... Y los últimos 20 minutos que se ha mantenido en contemplación silenciosa representan un oasis de tranquilidad para su padre que la acompaña. Las gotas, en su constante golpetear, deforman la imagen de todo aquello que está al otro lado de la ventana. El paisaje se antoja fascinante e irreal, digno escenario de las historias fantásticas que Liz gusta de escuchar para conciliar el sueño. De pronto, como un relámpago en la oscuridad, la idea surge en su mente... El tren, la lluvia, la gente y todo lo que le rodea detienen su movimiento... Liz visualiza las gotas de lluvia como compuestas de gotas más pequeñas, y estas últimas de gotas aún más diminutas, y así sucesivamente... El proceso no se detiene. Asustada, se aferra con fuerza al brazo de su padre y cierra los ojos... “¿Qué te ocurre, pequeña?” Temblorosa, después de unos instantes, Liz contesta preguntando: “¿De qué está hecha la lluvia? ¿Y el vidrio?... ¿Y nosotros?”

Las interrogantes de Liz pueden resumirse en una sola: ¿de qué está hecho el universo? La respuesta, sin embargo, depen-

* Investigador del Departamento de Física del Cinvestav. Es especialista en los fundamentos y el formalismo de la mecánica cuántica. Correo: orosas@fis.cinvestav.mx.

de del contexto en el que se plantee esa cuestión. A nivel fundamental podríamos decir que el universo está hecho de *partículas elementales* y de *materia-energía oscura*. Una respuesta menos ambiciosa podría incluir *fotones*, *electrones*, *protones* y *neutrones*. En otra aproximación, quizá la más acertada para satisfacer la curiosidad de Liz, se podría afirmar que las cosas están hechas de *átomos*. Los átomos se distinguen por su número de protones y electrones. En su estado natural, como elementos químicos fundamentales de la materia, tienen igual número de protones que de electrones, así que son eléctricamente neutros. El número de protones se usa como la huella digital de un determinado átomo y define su *número atómico*. Si el número de electrones no coincide con el de protones decimos que el átomo está ionizado —es decir, que tiene carga eléctrica— y le llamamos *anión* (*catión*) cuando hay exceso (falta) de electrones respecto del número atómico. Los átomos se combinan entre sí de muchas formas para dar lugar a los diferentes niveles de organización de la materia que observamos a nuestro alrededor. Lo más sorprendente es que, con base en su número atómico, la diversidad de elementos químicos que conocemos en la actualidad se reduce a tan sólo 118 elementos; 94 de ellos existen de manera natural y los 24 restantes han sido sintetizados en laboratorios (cuatro de estos últimos se descubrieron apenas en 2015). Las cosas, en respuesta a las preguntas de Liz, están hechas de diferentes combinaciones de átomos... Tenemos 118 variedades a escoger. La lluvia es básicamente agua, cuyas moléculas se componen de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Nosotros mismos somos un conglomerado de carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, entre otros elementos químicos.

La pregunta sobre de qué están hechas las cosas es recurrente en nuestra especie desde sus orígenes. En un instante de iluminación de la historia de la humanidad, los filósofos griegos introdujeron el concepto de *átomo* como aquello que no puede ser cortado o dividido. Desde entonces nuestro en-

tendimiento sobre el tema ha tenido altibajos. Con todo, la idea de átomo como aquello que es indivisible nos ha servido como guía para escudriñar el comportamiento de la naturaleza con una perspectiva tan profunda que incluso hemos desarrollado modelos del origen del universo. Otro instante de iluminación surgió de la mano de un profesor de química que buscaba facilitar la vida de sus estudiantes al implementar una serie de reglas mnemotécnicas para el estudio y el entendimiento de las propiedades atómicas. La transmisión de conocimiento es otra de las características de nuestra especie y, como veremos, también es una herramienta poderosa para descifrar los secretos de la naturaleza.

Dmitri Ivanovich Mendeléiev (1834-1907) obtuvo su doctorado en la Universidad de San Petersburgo en 1865 e inició su carrera como académico —dictando el curso de química inorgánica— en la misma institución dos años después. Cuando preparaba las notas de su curso, al buscar una forma sencilla de organizar los 63 elementos químicos conocidos hasta entonces, Mendeléiev se dio a la tarea de recopilar toda la información posible acerca de los pesos atómicos, temperaturas de fusión y demás propiedades químicas y físicas de esos elementos. Con todos esos datos, el químico ruso formó grupos de elementos (como el litio, el sodio y el potasio) que tenían propiedades químicas similares.¹ Como resultado, se percató de que, al organizar lo recabado en relación con el peso atómico, el patrón de propiedades se repetía después de un cierto número de elementos. Había, sin embargo, uno que otro par que debía colocarse con posiciones intercambiadas, sacrificando su ordenamiento respecto del peso atómico, a fin de respetar tanto el patrón como la periodicidad. De ese modo, Mendeléiev concretó un arreglo de casillas ordenadas en renglones y columnas que sentaría las bases para la configuración de la tabla periódica que usamos hoy en día.

¹ Becky Ham, *The Periodic Table*, Chelsea House, Nueva York, 2008.

El ordenamiento actual de los elementos obedece al número atómico más que al peso atómico (lo que justifica el intercambio de posiciones que Mendeléiev realizó en forma intuitiva); cada periodo (renglón) los organiza de izquierda a derecha (con el elemento de menor número atómico a la izquierda) mientras que cada grupo (columna) los distribuye de arriba hacia abajo. El hidrógeno, cuyo número atómico es igual a 1, ocupa la casilla localizada en el cruce de la primera columna y el primer renglón.

En la época de Mendeléiev muchos otros estudiosos del tema habían conformado sus propios arreglos, por lo que el ordenamiento propuesto por él no resultaba relevante en sí mismo. La genialidad de este investigador consistió en asociar con cada una de las casillas de su arreglo el conjunto de propiedades que debería poseer el elemento correspondiente, sin importar si ese elemento ya había sido descubierto o no. Las casillas sin elemento conocido quedaron vacantes, como un traje a la medida que se exhibe en un aparador hasta en tanto no llegue el cliente apropiado para portarlo. Mendeléiev acuñó los prefijos *eka*, *dvi* y *tri* (uno, dos y tres) para nombrar a los elementos faltantes cuando éstos correspondían a una casilla que estaba una, dos o tres posiciones debajo de un elemento ya conocido. Con lo anterior, además de establecer un conjunto de reglas para describir y explicar las propiedades de los elementos conocidos hasta ese momento, la tabla de Mendeléiev adquirió un carácter predictivo respecto de los elementos aún por conocer o descubrir —perfil del que carecían los arreglos propuestos por otros investigadores—. Mendeléiev anunció sus resultados en 1869.

El descubrimiento del galio (1875), del escandio (1879) y del germanio (1886) permitió llenar tres de las casillas que habían quedado vacías y constatar la validez general de la periodicidad descubierta por Mendeléiev. El nombre contemporáneo de los tres elementos anteriores obedece a la nacionalidad de sus descubridores.

El germanio es un elemento de color gris plata, quebradizo, de estructura cristalina y semiconductor. Se encuentra distribuido en una gran extensión de la corteza terrestre —aunque en pocas cantidades—, por lo general en forma de sulfuro o asociado a los sulfuros de otros elementos como el cobre o el zinc. Debido a su posición en la tabla periódica (número atómico 32, peso atómico 72.59, grupo 14, periodo 4, símbolo Ge), debajo del silicio y arriba del estaño, a la derecha del galio y a la izquierda del arsénico, donde ocurre la transición de metales a no metales, adquiere propiedades físicas y químicas como metal bajo condiciones muy especiales.

Entre los elementos de la tabla periódica, el germanio ocupa un papel esencial en la historia de la ciencia. Como hemos visto, su descubrimiento fue determinante para eliminar cualquier duda acerca de la periodicidad de los elementos químicos descubierta por Mendeléiev. El primer transistor (1946) se construyó con germanio, la tecnología de semiconductores ha tenido importantes avances con este elemento como protagonista y, por si fuera poco, se le usa en la detección de neutrinos, por mucho las partículas más evasivas que conocemos en la actualidad. Resulta que estas partículas tienen una masa tan pequeña que al principio se pensaba que carecían de ella. Son de tres tipos; el primero de ellos fue detectado en 1956. Los neutrinos son eléctricamente neutros y se mueven casi tan rápido como la luz, por lo que resulta muy difícil detectarlos. La combinación de un neutrino con un átomo de galio da lugar a un átomo de germanio inestable,² por lo que una determinada concentración de galio puede usarse para detectar neutrinos al identificar la presencia de germanio combinada con la disminución de galio.

El germanio fue descubierto por mediación del mineral conocido como *argirodita*, compuesto básicamente de plata y azufre. Al estudiar este mineral, Clemens Alexander Winkler (1838-

² Pilar López Sancho, “¿Qué son los neutrinos?”, *El País* (24 de abril de 2019). Disponible en https://elpais.com/elpais/2019/04/22/ciencia/1555928900_548619.html (consultado el 19 de octubre de 2023).

1904) se percató de que el contenido de plata y azufre medido de manera individual no era suficiente para completar la masa total, de modo que sospechó la presencia de un elemento adicional. Winkler consiguió purificar ese elemento el 6 de febrero de 1886 y sugirió nombrarlo *germanio*. En la configuración de la tabla de Mendeléiev, el germanio correspondía al *ekasilicio* (el silicio tiene número atómico 14, en el grupo 14, periodo 3, de la tabla contemporánea), por lo que actualmente ocupa la casilla justo debajo del silicio.

Entre otras aplicaciones, el germanio se usa en la construcción de fotodetectores, amplificadores de luz de baja intensidad, sistemas de visión nocturna y microscopía. Sin embargo, la batalla por liderar la producción de semiconductores orientados a la construcción de dispositivos electrónicos —dominada en la actualidad por China—³ genera riesgos de escasez de su abastecimiento.⁴ Por otro lado, es común encontrarlo en los meteoritos que llegan a la Tierra. Se ha identificado, por ejemplo, en unas cuentas de hierro que se resguardan en el Museo Petrie de Arqueología Egipcia (Londres) y que se descubrieron en 1911 en el norte de Egipto. Dichas cuentas fueron usadas de forma funcional (joyería) en el antiguo Egipto y han proporcionado información acerca del manejo de metales en aquellos tiempos: su fabricación (3200 años a.C.) “a partir de láminas de hierro de meteoritos, granulado, duro y quebradizo, habría requerido un trabajo muy cuidadoso del metal para, primero, ir golpeando el material hasta hacer las láminas de un milímetro o menos de grosor, y luego enrollarlas sin romperlas”.⁵ Cuida-

³ Xavier Fontdeglòria, “El dominio tecnológico de China pasa por los semiconductores”, *El País* (Pekín, 20 de mayo de 2018). Disponible en https://elpais.com/economia/2018/05/04/actualidad/1525435563_840300.html (consultado el 16 de octubre de 2023).

⁴ S. a., “Riesgo de escasez de 14 minerales en Europa”, *El País* (Bruselas, 17 de junio de 2010). Disponible en https://elpais.com/sociedad/2010/06/17/actualidad/1276725608_850215.html (consultado el 16 de octubre de 2023).

⁵ Alicia Rivera, “Hierro de meteoritos en joyas de hace 5000 años”, *El País* (Madrid, 19 de agosto de 2013). Disponible en https://elpais.com/sociedad/2013/08/19/actualidad/1376942023_432499.html (consultado el 16 de octubre de 2023). Para

dos semejantes se tienen en la actualidad para manipular los compuestos semiconductores que incluyen al germanio como ingrediente.

Liz toma de la mano a su padre para descender del vagón, el viaje ha terminado. Sus ideas giran alrededor de la respuesta que le han dado a sus preguntas. Los diminutos ladrillos llamados *átomos* sirven para construir los edificios que denominamos *cosas*... hay 118 tipos diferentes de ladrillos... ¡son muchos! Parece que el agua es fácil, sólo se necesitan tres ladrillos para construir una molécula... un momento. “Papá... ¿qué es una molécula?... ¿cómo se pegan los ladrillos que llamaste hidrógeno y oxígeno?... ¿por qué no podemos romper los ladrillos?”

más detalles puede consultarse Thilo Rehren *et. al.* “5000 Years Old Egyptian Iron Beads Made from Hammered Meteoritic Iron”, *Journal of Archaeological Science*, vol. 40, núm. 12 (diciembre de 2013), pp. 4785-4792.

33. Arsénico: veneno medicinal

GUILLERMO ELIZONDO AZUELA*



El símbolo del arsénico es As. Tiene un número atómico de 33 y una masa atómica de 74.92, con valencias +3, -3 y +5. Se encuentra en el grupo 15, periodo 4, bloque *p*, de la tabla periódica. Es un elemento sólido de color gris metálico con una estructura cristalina romboédrica. Se le considera un metaloide porque tiene propiedades intermedias entre los metales de transición y los no metales. Su nombre proviene de la palabra persa *zarnikh*, que significa “amarillo” u “oro”. Se tradujo al griego como *arsenikos* y de ahí al latín como *arsenicum*. También se le conocía como oropimente, de la raíz latina *auri pigmentum*.

Es el quincuagésimo segundo elemento más abundante de la corteza terrestre y se encuentra principalmente en forma de sulfuro, presente en diversos minerales ricos en cobre, plomo o hierro. A san Alberto Magno, monje dominico del siglo XIII, se le atribuye ser el primero en obtener arsénico puro. En la Edad de Bronce el arsénico se fundía con otros metales para incrementar la dureza de éstos. Los griegos conocían los efectos tóxicos del oropimente (As_2S_3) y según Aristóteles se utilizaba

* Investigador del Departamento de Biología Celular del Cinvestav. El objetivo general de sus investigaciones es el estudio del factor de transcripción AhR en la regulación del sistema ubiquitina-proteosoma (SUP). Su laboratorio hace uso de análisis bioquímicos, farmacológicos, biológicos celulares y moleculares, así como de ratones modificados genéticamente y de cultivos celulares. Correo: gazuela@cinvestav.mx.

para teñir el pelo y matar los piojos —Hipócrates lo recomendaba para curar las úlceras—. Los árabes utilizaron el rejalgar (AsS), nombre de raíz árabe que significa “polvo de mina”, para fumigar, base del pigmento rojo que decora las paredes de las necrópolis tebanas. En la Europa medieval, los alquimistas utilizaron el oropimente en su búsqueda de oro.

Quizás el mayor uso que se le ha dado a los compuestos arsenicales ha sido como veneno, principalmente el arsénico blanco, o trióxido de arsénico (As_2O_3), ya que en su forma pura es mucho menos tóxico debido a su baja absorción. Se cree que antes de quitarse la vida, Cleopatra probó en sus esclavos la eficacia de varios venenos, en su búsqueda del método menos doloroso. Por supuesto que descartó el arsénico ya que produce náuseas, vómito y cólicos, además de que la muerte no resulta inmediata.

El arsénico fue uno de los venenos que más se utilizó en las intrigas de las dinastías del Renacimiento italiano. La *cantarella*, una mezcla de vísceras de cerdo y arsénico, era la favorita de la familia Borgia. La ventaja del arsénico sobre otros venenos es que no tiene sabor y los síntomas que provoca son similares a los del cólera y la disentería. En la corte francesa del siglo XVII el uso del arsénico también fue muy popular para solucionar las diferencias.

Durante la Revolución industrial se incrementó la demanda de metales como el hierro y el plomo, frecuentemente contaminados con arsénico. Cuando éstos se horneaban durante su proceso de obtención y purificación, el arsénico reaccionaba con el oxígeno y se formaba el trióxido de arsénico (As_2O_3), el cual se condensaba en un polvo blanco que bloqueaba la chimenea del horno. Este subproducto no era desechado: se vendía como veneno para ratas, cucarachas y otras plagas domésticas. Lo anterior propició una caída importante en los precios del arsénico junto con un incremento de los envenenamientos, muchos de ellos intencionales. Dado que los síntomas por intoxicación con arsénico se confunden con los provocados por

algunas enfermedades, y puesto que no existía un procedimiento de detección, muchos asesinatos pasaron inadvertidos o no pudieron comprobarse. En 1832 James Marsh diseñó un método en el que hacía reaccionar hidrógeno, generado por la combinación de zinc con ácido, con alguna muestra biológica de la víctima. Si contenía arsénico, éste reaccionaba, formándose un gas, la arsina (AsH_3), el cual es inflamable y, por lo tanto, detectable. En la actualidad, uno de los métodos que más se emplea para detectar al arsénico es la espectrofotometría por absorción atómica.

El arsénico también era el arma favorita de diversos escritores de novelas policiacas, entre las que destacan las de Agatha Christie. De igual modo está presente en los relatos de George Simenon y fue la elección de *madame* Bovary para terminar con su vida.

Los compuestos de arsénico más nocivos son los inorgánicos. La toxicidad de los compuestos arsenicales se debe a su fácil absorción y a que altera varios procesos bioquímicos. Los arsenatos (AsO_4^{3-}) son químicamente muy similares a los fosfatos (PO_4^{3-}) y la célula no distingue entre ellos. Los fosfatos son esenciales para la célula, forman el esqueleto del ADN y constituyen al adenosil trifosfato (ATP), fundamental en la transferencia y el almacenamiento de la energía. Los arsenitos como el trióxido de arsénico se unen con facilidad al azufre, el cual se encuentra en varios aminoácidos que conforman a las proteínas. Esta interacción, particularmente con los grupos sulfhidrilos, modifica la estructura de las proteínas y por lo tanto sus funciones.

En el siglo XVIII se redescubrió el uso del arsénico como pigmento: el oropimente, de un amarillo intenso; el rejalgar, rojo rubí, y el verde Sheele (CuHAsO_3) eran más baratos y fáciles de producir que los pigmentos vegetales. Se utilizaron para teñir casi todo, desde ropa y juguetes hasta dulces y pasteles. Su uso para teñir papel tapiz con el que se cubrían y se decoraban las paredes del interior de las casas fue muy popular debido a que

mataba a los ácaros, aunque también afectaba a las personas. En 1893 Bartolomé Gosio descubrió que el *Penicillium brevicaulis*, que crece en la humedad de las paredes, utiliza el arsénico para producir el $\text{As}(\text{CH}_3)_3$, también conocido como gas de Gosio. Se especula que el arsénico encontrado en el cabello de Napoleón Bonaparte provenía del papel tapiz de su habitación; dado que Santa Elena es una isla con un clima cálido y húmedo, es probable que el emperador francés haya estado expuesto al gas de Gosio. Es difícil saber si ésta fue la causa de su muerte, pero seguramente dañó su salud.

El arsénico, sin importar la época, se ha empleado como medicamento. En el siglo XIX el tónico de Fowler, cuyo principal ingrediente era el arsenito de potasio (K_3AsO_3), se prescribía para varios tipos de enfermedades como la malaria o el asma. Charles Darwin lo tomó por varios años con el fin de controlar el temblor de sus manos. Tal vez su delicada salud se debía, entre otras cosas, al consumo de dicho compuesto inorgánico. A principios del siglo XX el médico alemán Paul Ehrlich creó el Salvarsan (arsénico que salva), también conocido como “bala mágica”, para el tratamiento de la sífilis. Años después recibió el premio Nobel por desarrollar la ciencia de la quimioterapia. En la actualidad, el trióxido de arsénico (As_2O_3) se utiliza para tratar la leucemia promielocítica aguda ya que promueve la generación de radicales libres e induce la apoptosis selectiva de las células leucémicas.

El uso del arsénico como medicina complicó enormemente los casos de asesinato, ya que en numerosas ocasiones se identificó que en los cuerpos de las víctimas ese metaloide provenía de algún fármaco elaborado con base en el mismo. Otro argumento muy común fue la defensa estiria. Estiria fue un ducado que se encontraba en la frontera entre Austria y Eslovenia. Los pobladores de dicha región comían trióxido de arsénico debido a que creían que les daba mayor capacidad respiratoria durante el esfuerzo físico, mejillas chapeadas y una piel más blanca. Esta práctica popularizó en Europa el uso del trióxido de arsénico

(As₂O₃) para mejorar la apariencia y el estado de salud. Los comedores de arsénico también contribuyeron a la leyenda de los vampiros, ya que algunos de sus cadáveres se preservaron en excelente estado por varios años, quizá debido a la actividad microbicida del compuesto arsenical. Tal vez si Cleopatra hubiera conocido este efecto se habría decantado por el arsénico, a pesar del dolor, y de ese modo hubiera conservado su mítica belleza y habría podido presumirla en el Duat. Por cierto, el arsénico no provoca la muerte de todas las bacterias. El lago Mono, localizado en California, contiene elevados niveles de arsénico. En sus aguas habita una bacteria de la familia *Halomonadaceae*, la cual sustituye el fósforo por arsénico, al punto de incorporar este elemento a su ADN y continuar con su ciclo de vida.

El arsénico no provoca la muerte solamente por exposiciones agudas. Exposiciones crónicas pueden provocar la falla de múltiples órganos, así como cáncer de piel, pulmón e hígado. Hoy en día millones de personas que habitan a lo largo del río Ganges se encuentran expuestas al arsénico de manera habitual. La razón de lo anterior obedece a que el vital líquido proveniente de miles de pozos, construidos con el propósito de evitar el consumo de agua contaminada del río Ganges, tiene concentraciones elevadas de arsénico, lo cual disminuyó la incidencia del cólera, pero aumentó el riesgo de padecer diversas enfermedades.

Actualmente, el arsénico se utiliza en la fabricación del vidrio para eliminar el color verde causado por impurezas y en la producción de semiconductores como el arseniuro de galio.

34. Selenio: semimetal y sentimental

MARCO ANTONIO CHÁVEZ ROJO*



—Adelante, buenos días. Tome asiento, por favor. ¿Cuál es su nombre?

—Selenio; se abrevia Se.

—¿Talla y peso?

—Mi radio atómico anda arribita de un angstrom (\AA); ya sabe, no me he repuesto del pasado puente Lupe Reyes... Y mi masa: 79, en promedio. Me refiero a que un mol mío tiene una masa de 78.96 g, pero prácticamente 50% de las veces me encontrarán con una masa de 80, y las demás, en cualquiera de mis isótopos: 74, 76, 77, 78 y 82. Y hasta se han sintetizado algunos radiactivos. El selenio 75 se usa en investigación biológica como marcador de proteínas *in vivo* por su emisión de rayos gamma.

—Bien, pondré simplemente 79. Sigamos. ¿Fecha y lugar de nacimiento?

—Hace miles de millones de años, en el interior de alguna estrella masiva... Pero ponga Mariefred, en la provincia de Södermanland, Suecia, 27 de enero de 1818.

—¿Domicilio?

—Grupo 16 esquina con periodo 4, número 34.

* Investigador de la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Autónoma de Chihuahua. Sus líneas de investigación son la física estadística y las suspensiones coloidales. Correo: mchavezrojo@gmail.com.

—¿Es donde usted se encuentra por lo general, o dónde podemos localizarlo?

—Pues, precisamente a eso vine; ¿sabe?, últimamente siento que ando por los suelos... Es cierto que no estoy entre los elementos más abundantes de la corteza terrestre (hay por lo menos 70 más abundantes que yo), pero aun así creo que el suelo es donde se me puede encontrar y de ahí se comprende mi presencia en plantas, y luego en animales... Y si usted me lo permite, puedo estar también dentro de su cuerpo.

—Gracias, creo que con esa información es suficiente.

—Agregue también vitrales, copiadoras, champús, televisiones viejitas, productos agroindustriales...

—¿Me puede decir el nombre de sus padres?

—Ella: Natura. Madre soltera, aunque en mi acta aparece Jöns Jakob Berzelius como mi padre. Era un buen hombre. Él me reconoció y me bautizó.

—¿Él lo llamó Selenio?

—Sí, fue por mi parecido a mi hermano que se llamaba Tierrito, y como yo soy menor, pues me pusieron Lunito, aunque en ese tiempo estaban de moda los nombres en latín y al final nos quedamos como Telurio y Selenio.

—¿Pasaba tiempo con su padre? ¿Jugaban juntos?

—Imagínese, mi papá jugó conmigo tanto que reportó 90 compuestos míos... Era un hombre admirable, muy trabajador y apasionado por lo que hacía; yo lo pondría a la altura de Dalton, Lavoisier y Boyle.

—¿Tanto así?

—Usted dirá: en 1808 escribió un tratado de química que vino a sustituir el escrito por Lavoisier casi 20 años antes; en 1813 introdujo el sistema de nomenclatura química que básicamente es el que se emplea en nuestros días y, por si esto fuera poco, determinó una gran cantidad de pesos atómicos con una precisión increíble, considerando los rudimentos de los instrumentos y las técnicas con los que contaba.

—Realmente admirable. ¿Y cuál era su juego favorito?

—Las rondas. Y todavía lo son. En estado gaseoso puedo formar moléculas cíclicas de seis y ocho átomos, y en solventes orgánicos también formo rondas de ocho y 10. Es muy divertido.

—¿Cuál es su ocupación?... Por la forma como viene vestido, puedo juzgar que usted es un... ¿metal?

—Pues más o menos. No exactamente. Soy un semimetal y también soy muy sentimental. A veces me gana la emoción. Cuando las cosas no están en orden me pongo rojo.

—¿De coraje? ¿Es usted obsesivo compulsivo?

—Estoy hablando de mis formas alotrópicas: de las dos amorfas, una es negra, vítrea, y la otra roja, coloidal; aunque mi fase más común es la cristalina, cuando mis átomos se acomodan en forma hexagonal y el resultado es este elegante traje gris metálico que traigo puesto hoy. Por eso mi papá Berzelius pensó que yo era un metal cuando me descubrió. También me veo rojo cuando mis átomos forman un cristal monoclinico. De modo que en total podemos resumirlo en tres formas alotrópicas... no, menos, como cuatro: dos cristalinas y dos formas amorfas, si me permite usar esta última expresión que etimológicamente se autodestruirá en 5, 4, 3, 2...

—Tiene usted un sentido del humor un poco ácido.

—Sí, tengo mis antecedentes ácidos. ¿Le conté cómo me descubrieron?

—Lo escucho.

—Pues verá usted, mi papá y otros colegas adquirieron una antigua destilería donde producían, entre otras cosas, ácido sulfúrico. Los técnicos notaron que cuando se usaba pirita proveniente de las minas de Falun (ciudad famosa por su producción de cobre) se formaba una pasta roja en el fondo del contenedor y por su color sospecharon que tenía un alto contenido de arsénico. Mi padre y Johan Gottlieb Gahn —su colega y socio— analizaron el sedimento del que, debido a su olor, M. H. Klaproth sospechó que contenía telurio, pero mi padre demostró que no era mi hermano sino su servidor quien entraba en escena.

—Muy interesante... Y dígame, señor Selenio, ¿cómo puedo ayudarle? Me decía que últimamente se ha sentido mal... ¿Cómo va su vida social?

—Gracias a Dios se me facilita socializar; usted sabe, formar compuestos... Hierro, aluminio y sodio son buenos amigos, formamos un enlace iónico intenso... ¡Con el oxígeno ni se diga! Además de sentirme cómodo con él, hace que me lleve bien con muchos elementos; con los halógenos, por ejemplo. Menos con el yodo, con ese no me entiendo. Con hidrógeno sí me llevo bien, pero mi papá me regañó por juntarme con él y en una carta le contó a un amigo sobre el H_2Se :

[Este gas] tiene el olor del hidrógeno sulfurado [sulfuro de hidrógeno], cuando se diluye con aire; pero si se respira menos diluido, produce una sensación dolorosa en la nariz y una inflamación violenta, que termina en un catarro, que continuará durante un tiempo considerable. Yo todavía estoy sufriendo por haber respirado, hace unos días, una burbuja de este gas, no más grande que un pequeño guisante. Apenas comenzaba a percibir un sabor hepático, cuando experimenté una sensación de vértigo que pronto cesó. Y la sensibilidad de la membrana de Schneider fue destruida hasta el punto de que el amoníaco más fuerte apenas produjo un leve efecto sobre mi nariz.

—Pues sí, una mala amistad...

—He vivido de todo: formo cristales y vidrios, enlaces iónicos y covalentes, sé lo que es ser agente oxidante y reductor, lo que es ser un ácido, y conozco la combustión (precisamente el H_2Se); incluso puedo reaccionar de manera explosiva con algunas sustancias... Es que cuando me junto con oxígeno y cloro ($SeOCl_2$), esos dos están retelocos y las fiestas se ponen buenas con ellos, disolvemos lo que se nos atravesase y hasta nos han dicho que somos un solvente universal. Y también puedo entenderme bien con moléculas orgánicas y proteínas. ¿Le conté que mi padre acuñó el término *proteína*? Él era médico. Yo creo

que por eso tengo buenas calificaciones en biología y bioquímica, aunque a veces huelo mal cuando me junto con esas moléculas orgánicas.

—Usted ha mencionado en nuestra conversación tres veces su mal olor. ¿Tiene problemas de bromhidrosis?

—No sé qué sea eso, pero siempre he tenido ese problema; muchos compuestos que formo despiden un olor desagradable. Cuentan que, a principios del siglo pasado, en Cambridge, Inglaterra, a un químico que trabajaba sintetizando compuestos orgánicos de este servidor, le pidieron amablemente que trabajara en un lugar abierto por los olores. Sin embargo, el hedor tuvo tal alcance que los asistentes a un homenaje a Charles Darwin en un salón cercano estaban más concentrados en el origen de tan peculiar aroma, que en el origen de las especies. Entonces, se le pidió a ese químico, aún con más amabilidad, que se fuera a trabajar a un páramo en las afueras de la ciudad. Ya no molestó a nadie; por el contrario, los olores fétidos de su laboratorio, similares a los de carne podrida, fueron atractivos para miles de insectos; los únicos que valoraron su trabajo. Pero no he venido por eso, la razón de mi visita es otra. Creo que lo mejor es que usted lo vea por sí mismo. ¿Puede dirigir hacia mí la luz de esa lámpara?

(La luz se dirige hacia Selenio.)

¡Buenos días, amigos! Sean bienvenidos como cada mañana a su programa favorito; estamos transmitiendo en vivo desde...

—Señor Selenio. Señor Selenio. ¿Está usted bien?

(La luz se apaga.)

—Oh, sí, disculpe, es algo que no puedo evitar... Me da la luz y algo me pasa, no puedo parar, siento que soy conductor.

—Ya veo. Creo que ya había leído de su trastorno, se llama fotoconducción y la padecen materiales que al ser iluminados se convierten en conductores... Últimamente se ha presentado en muchas moléculas orgánicas y...

—¡Ay no! ¡También usted! “Orgánicas, orgánicas” ¡Para todo es moléculas orgánicas! Ya estoy harto de que siempre...

—Señor Selenio, está usted muy excitado, relájese...

—Sí, perdón, tiene razón. También me pasa eso por la luz; mis electrones se excitan. No, no se excitan, ¡se van de mí! ¡La luz me arranca mis electrones! Y por más que trato de evitarlo, yo no sé qué es lo que...

—Efecto fotoeléctrico. Así es como se llama. Usted tiene un don. No, tiene dos. ¿Ya consideró sacarles provecho?

—Pues sí, en el negocio de la familia, la xerografía. El corazón de la fotocopiadora es un cilindro recubierto por mí. Me proporcionan una carga eléctrica, y como en la oscuridad no soy conductor, me quedo con ella. Una luz sobre el documento ilumina el cilindro en toda su superficie, que pierde la carga, excepto donde las letras producen sombra. Por eso el tóner se siente atraído hacia esas regiones perfectamente definidas y... ¡voilà! Y en las copiadoras a color trabaja mi hermano Telurio.

—¿Y sólo se dedica a eso?

—No, en 200 años he tenido la oportunidad de dedicarme a varias cosas; poco tiempo después de que Willoughby Smith descubriera mi trastorno —la fotoconducción, como la llama usted—, en 1873, nada menos que Alexander Graham Bell me invitó a colaborar con él, en el que hasta su muerte consideró su mayor invento (por encima del teléfono). Lo nombró fotófono. Era un dispositivo en el que la voz producía vibraciones en un espejo que reflejaba luz a través de una distancia considerable hacia al espejo receptor que, a su vez, la reflejaba hacia un dispositivo donde yo trabajaba. La luz “modulada” por la voz del emisor producía una corriente eléctrica en el dispositivo fotoconductor que portaba esa información que reproducía un altavoz...

—¡Vaya!... El abuelito de los *smartphones*.

—No es para tanto, pero sí, también me he dedicado a la electrónica; soy semimetal, ¿lo recuerda?, y, por lo tanto, soy semiconductor. Entonces ya se imaginará... fotómetros, fotorresistencias, rectificadores... Ésa fue una buena época, pero me despidieron en la década de 1940. Llegó un jovencito llamado silicio, que hacía todo eso y más, pero a un costo mucho

menor. Ni hablar, así es la vida. Todavía conservo algunos contratos importantes con la industria de las celdas fotovoltaicas, pero la electrónica ya no es mi fuerte. Ahora lo mío es pintar el vidrio de rojo. Hace 100 años se producía media tonelada mía cada año en todo el mundo. Ahora se producen 2500, la mitad de las cuales se destina a la industria del vidrio y la cerámica. También me he dedicado a la metalurgia y a la industria de los lubricantes; aunque últimamente me ha ido bien en el ramo de la salud y el bienestar físico.

—¿Es usted médico?, ¿entrenador físico?

—No, le he dicho que si me da la oportunidad puedo estar dentro de usted y hacer muchas cosas buenas...

—No estoy seguro de querer continuar con esta conversación...

—Pues es su elección; sólo le digo que, si su ingesta de mí está por debajo de los 50 a 100 μg diarios que se recomiendan, puede tener problemas de salud y, disculpe mi atrevimiento, pero en los hombros de su saco alcanzo a ver unas pequeñas partículas de caspa... ¿No ha pensado utilizar el champú de la marca...

—¡Shhh! No diga marcas, por favor; no sé si este libro tenga contemplados anuncios comerciales.

—Bueno, pues si yo fuera usted, comería más huevo, carnes, pescado, mariscos, semillas, granos, frutos secos... Tome té negro, vino, cerveza.

—Lo haré. Y además compraré las cápsulas de selenio que vende mi prima como suplemento alimenticio.

—Sí, pero que no se le pase la mano, porque en exceso también puedo ser tóxico... ¿Ya vio la foto del autor de este artículo? ¿Por qué cree que se quedó calvo?

—¿De quién habla?

—Olvidelo. Lo importante es que no le falte, ni le sobre, y no compre esas píldoras. Una dieta bien balanceada es suficiente. Yo soy como la salsa en los tacos: nadie puede estar sin mí, pero en exceso soy muy malo. O como decía la canción de Emilio José:

*Ni contigo ni sin ti
tienen mis males remedio.
Contigo, porque me matas;
y sin ti, porque me muero.*

“O la rola de U2: ‘*I can’t live with or without you*’”.

—O sea que usted no nos perjudica ni nos beneficia, sino todo lo contrario.

—Ááánde, como dijo don Luis. Creo que ya nos entendemos. Les beneficio, pero en exceso los intoxico.

—Pues no tiene usted cara de elemento tóxico...

—No se crea todo lo bueno ni todo lo malo que se dice de mí. Como la Luna, tengo mi lado oscuro... Hasta carcinogénico me han llamado. Ya desde el siglo XIII había chismes: Marco Polo relató en su diario que, en alguna región de China, los comerciantes sabían de ciertas plantas que al ser consumidas por las bestias de carga les provocaba la pérdida de sus cascos... Hoy se sabe que ése es un síntoma típico del envenenamiento por culpa mía en animales, que en China hay regiones con concentraciones más muy elevadas y que, además, en esos lugares crecen plantas como el *Astragallus*, que me acumulan de manera natural. En mi defensa debo decir que hay especies vegetales que no pueden crecer sin mí. Me necesitan para su metabolismo. Por otro lado, hay quienes me defienden con vehemencia y hablan maravillas de mí: dicen que soy bueno para el corazón, la tiroides, el sistema inmunológico, el metabolismo, la piel y el pelo; que soy un poderoso antioxidante y que ayudo a los asmáticos, a los enfermos de cáncer, y que prevengo este mal, sobre todo el de próstata... ¿Cuántos años tiene usted? Le calculo unos 40...

—¿Siempre es usted así? ¿Todo lo toma a broma?

—No, no es broma. Sí se dice todo eso de mí, pero sigo siendo sujeto de investigación para tener evidencias que corroboren o refuten los cientos de hipótesis que existen acerca de mí. Lo que sí puedo decirle con certeza es que dos aminoácidos, la selenocisteína y la selenometionina, se llaman así por

alguna razón que usted ya imagina y eso significa que seguramente hay suficiente trabajo para mí en el cuerpo humano... Eso sin mencionar algunas enzimas en las que participo.

—¡Vaya! Creo que ahora todo me queda más claro acerca de usted...

—Pues he de decirle que, si usted ve con claridad, no es algo que me resulte ajeno. Se sabe que también me gusta estar en la retina y que mis propiedades fotoeléctricas juegan un papel fundamental en la visión. No es casualidad que en las águilas me encuentre en concentraciones 100 veces mayores que en los seres humanos, esto es, de 7 mg... ¡Oh no! ¿Qué hora es? Tengo que retirarme, está llegando la noche y ya sabe, en la oscuridad no conduzco nada bien y puedo ocasionar un accidente... Disculpe, ha sido un placer, con su permiso...

—¡Espere, señor Selenio! No se vaya. ¡Hoy es noche de luna llena, podemos seguir platicando!

35. Bromo: maloliente, pero desinfectante

JUAN MANUEL SOLANO ALTAMIRANO*



En la tabla periódica encontramos un elemento que parece no bañarse con frecuencia. De hecho, en su nombre lleva la penitencia ya que se llama bromo, el cual proviene de la palabra griega *bromos*, o *hedor* en español. No sólo eso, además de heder (o apestar) en la forma estable en la que se encuentra en la naturaleza (es decir, en forma de gas diatómico), el bromo es de color marrón rojizo, lo que parece confirmar su poco higiénica apariencia. Pero, como dirían las abuelitas, no es bueno dejarse llevar por las primeras impresiones.

El bromo se utiliza como desinfectante de piscinas, al igual que el cloro, aunque por su mayor costo se emplea mucho menos. Donde sí se prefiere aprovechar es para desinfectar tuberías de agua caliente, ya que es más estable que el cloro a temperaturas altas. Pero, además de destinarlo como agente desinfectante, lo encontramos como elemento de algunos anestésicos generales como el halotano, cuyo nombre químico es 2-bromo-2-cloro-1,1,1-trifluoroetano ($\text{BrCH}(\text{Cl})\text{CF}_3$). Es más, no sólo lo aplicamos en forma de productos finales, sino como intermediario para generar otras sustancias químicas; esto es, en algo que los químicos denominan *técnicas de síntesis orgánica*. Éstas se emplean para construir moléculas nuevas (y algunas no tan nuevas)

* Investigador de la Facultad de Química, BUAP. Trabaja en simulaciones computacionales en la química. Correo: jmsolanoalt@gmail.com.

que sirven, en última instancia, como medicamentos, aditivos y un sinnúmero de compuestos que se usan en muchas partes. Las técnicas de síntesis orgánica basadas en el bromo son tan importantes que tienen nombre propio y se les conoce como *técnicas de síntesis por bromación*. Los compuestos finales que generan estas últimas a veces contienen bromo y en ocasiones sólo se utilizan en pasos intermedios durante la síntesis de compuestos complejos.

El bromo tiene por símbolo Br, número atómico 35 y masa atómica de 79.90. Por sí mismo, el bromo diatómico (denotado como Br₂) es un líquido a temperatura ambiente, algo que no es muy común, pues sólo existen dos elementos que poseen esa particularidad: el bromo y el mercurio. Para los interesados en cuestiones técnicas, el bromo tiene una distribución electrónica de capas de 2, 8, 18 y 7, respectivamente. Lo anterior sugiere que requiere un único electrón para completar una capa cerrada, de ahí que en la naturaleza lo encontremos en forma diatómica (Br₂). Pertenece al grupo de los halógenos, lo cual significa que, en términos químicos, se comporta igual que el cloro, el flúor y el yodo.

Otros compuestos en los que encontramos al bromo son el bromuro de potasio y el bromuro de sodio, los cuales se emplearon en los siglos XIX y XX como medicamentos antiepilépticos, aunque se sustituyeron de manera gradual por otros compuestos como el hidrato de cloral y los barbitúricos. Los bromuros dejaron de usarse porque resultaron tóxicos para las personas, aunque hubo épocas en las que se distribuían en productos como el bromo-seltzer (parecido al alka-seltzer que conocemos, sólo que con bromuro de sodio en lugar de bicarbonato de sodio).

Pero no todo es miel sobre hojuelas. Un dato no tan agradable sobre el bromo es que puede dañar la capa de ozono, y si se le compara con el cloro, es 50 veces más efectivo para ese efecto. La humanidad también ha recurrido a compuestos con bromo para producir armas químicas. Son los casos del bromuro

de xililo, la bromoacetona y el bromoacetato de etilo, los cuales se aplicaron para esos propósitos durante la primera Guerra Mundial, principalmente como gases lacrimógenos. Y aunque estos últimos están prohibidos en conflictos bélicos, algunos aún se usan para dispersar manifestaciones.

Como ha sucedido con otros elementos, el bromo fue descubierto de manera concurrente por más de un investigador. En este caso, dos científicos lo hicieron cada uno por su cuenta: Carl Jacob Löwig en 1825 y Antoine-Jérôme Balard en 1926. Este último encontró compuestos químicos bromados en las cenizas de algas marinas que extrajo de las marismas de Montpellier (Francia).

Aunque el bromo abunda en la naturaleza, no se halla en estado libre, sino en forma de sales de bromo. Éstas son muy solubles en agua, por lo que se han acumulado a lo largo de muchos años en cuerpos acuosos. Por estas razones, la fuente principal de bromo en la actualidad es el agua de mar, si bien no de cualquiera. Entre los principales productores de bromo a partir de agua oceánica se encuentran los Estados Unidos, Israel y China. Del total de los elementos químicos presentes en la corteza de nuestro planeta, el bromo representa 0.0003%, aunque en los océanos llega a 0.0066 por ciento.

Y no hay que olvidar el famosísimo daguerrotipo en el que apareció José Arcadio Buendía con el pelo erizado y ceniciento, según nos cuenta Gabriel García Márquez en *Cien años de soledad*, donde seguramente el bromo también estuvo presente. Su uso en la daguerrotipia se debió a que los vapores de bromo generaban capas de bromuro de plata sensibles a la luz, las cuales eran más perceptibles que las formadas por el cloruro o el yoduro de plata. Y no sólo ha participado en la daguerrotipia, el bromo se sigue usando en el componente sensible a la luz de las emulsiones fotográficas, aunque dicho arte está cayendo en desuso por el auge de la fotografía digital. Como dato técnico, las sales formadas por algún halógeno se conocen como haluros.

Y si alguien aún duda de que el bromo es importante en nuestras vidas, resulta que también está presente en compuestos ignífugos (o retardantes de flama), los cuales se añaden a otros materiales y, como se podrá inferir, generan componentes que son más difíciles de quemar. Los materiales con ignífugos se utilizan para prevenir incendios, ya sea para disminuir la velocidad de propagación del fuego o bien para evitar que ciertas zonas se incendien.

Como hemos visto, en nuestros días usamos el bromo en varios lugares con diversas funciones. ¡Nada mal para este maloliente elemento!

36. Kriptón: el elemento oculto

DANIEL IGNACIO SALGADO BLANCO*



El nombre del kriptón proviene del griego *kryptos*, que significa “oculto”, y, en efecto, el kriptón permanece con un perfil bajo la mayor parte del tiempo. Se trata de un gas que, si bien es ubicuo, es uno de los componentes que conforman la mezcla de gases que llamamos *aire*, aunque lo encontramos en cantidades mínimas. Por ejemplo, en nuestra respiración, de los 11 000 litros de aire que inhalamos a diario sólo uno corresponde al kriptón. Esta proporción es similar a la que hay entre el peso promedio de un elefante africano adulto y medio kilo de tortillas.

El kriptón no sólo se encuentra en cantidades diminutas, sino que, además, no suele interactuar mucho con otros elementos; es parte de un grupo selecto dentro de la tabla periódica: los gases nobles.

El nombre que reciben le hace honor a su actitud presuntuosa: ningún otro elemento es lo suficientemente bueno para ellos; por lo menos así es en general, aunque, como siempre sucede, puede haber excepciones.

El kriptón debe su nombre al escocés William Ramsay (1852-1916), quien junto con Morris Travers (1872-1961) logró aislar este elemento en 1894. Quizá sir William Ramsay, a

* Investigador del IPICYT, UASLP. Sus principales líneas de especialidad están centradas en las simulaciones moleculares de la materia a escala microscópica y, recientemente, a escala nanoscópica. Correo: daniel.salgado@ipicyt.edu.mx.

quien se le atribuye el descubrimiento de cuatro elementos más de la tabla periódica entre 1894 y 1898, sea lo más cercano que podremos estar de un *Superman* en esta historia.

Quien se convertiría en el primer premio Nobel británico en 1904 también suele ser caracterizado como un hombre que tuvo gran carisma, un buen lingüista que se desenvolvía con soltura en seis idiomas —y que podía entablar conversaciones en una docena más—, compositor e intérprete de música, además de escritor de poesía.

Esta talentosa persona no sólo inauguró el grupo de los gases nobles en la tabla periódica al encontrar, de forma paralela e independiente a lord Rayleigh, el elemento argón, sino que contribuyó con cinco de los siete elementos que componen este grupo particular (además del argón y el kriptón, descubrió el helio, el neón y el xenón).

PERO ¿QUÉ SON LOS GASES NOBLES?

Un elemento dentro de la tabla periódica no es otra cosa que uno o más átomos del mismo tipo. Los clasificamos con nombres distintos porque al estar compuestos por átomos diferentes se comportan de manera desigual. Podemos pensar que un átomo está formado a partir de tres componentes: protón, neutrón y electrón. Los protones, que son partículas con carga positiva, determinan a qué tipo de elemento corresponde un átomo. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno corresponde a un átomo con un solo protón, mientras que el átomo de helio corresponde a uno con dos protones, y así sucesivamente. El kriptón, por su parte, no es otra cosa que un átomo formado por 36 protones. Debido a esta relación de los elementos con el número de protones de su átomo a esta cantidad se le llama *número atómico de un elemento*. Un segundo componente de los átomos son los neutrones, los cuales son partículas sin carga eléctrica. Protones y neutrones conforman el núcleo de cada

átomo, por lo que a ambos se les suele llamar *nucleones*. Por último están los electrones, esto es, partículas con carga negativa y se hallan alrededor del núcleo del átomo.

Por lo general, el número de electrones y protones dentro de un átomo es el mismo. Debido a que sus cargas son iguales en magnitud, pero distintas en signo, un átomo suele tener carga total nula o cero. Tiene sentido: si lo común fuera que los elementos estuvieran formados por átomos con carga eléctrica efectiva, entre ellos habría una repulsión o una atracción constante. Bajo este escenario el panorama del mundo cambiaría de manera drástica, pues los materiales estarían ensamblados con piezas —átomos— que todo el tiempo tratarían de atraerse o repelerse. Por fortuna lo anterior no es así y los átomos suelen tener carga eléctrica nula. El kriptón no es la excepción en cuanto a la carga nula de sus átomos, por lo que contiene 36 electrones.

Aun teniendo átomos con carga eléctrica nula resulta que existe afinidad entre algunos elementos, es decir, que cuando se juntan les agrada permanecer así. Una de las razones para que permanezcan juntos es la repartición que hacen de sus electrones. Un átomo con carga eléctrica nula puede buscar más electrones o bien deshacerse de algunos. Es como si fueran electrónicamente pretenciosos y buscaran tener más de lo que ya tienen, y, por otro lado, como si algunos de ellos fueran electrónicamente austeros y trataran de desprenderse de estas posesiones. Juntar a ambos tipos de elementos puede derivar en una buena unión: un átomo recibe los electrones que el otro dona y los dos ganan. Al kriptón, por otro lado, no se le puede catalogar como un elemento pretencioso ni como uno austero, pues, como ya se ha mencionado, pertenece a un grupo al que no le interesa mezclarse con nadie más. Para dicho grupo no es necesario buscar otros elementos que reciban o donen sus electrones, de manera que su unión con otros elementos sólo sucede en condiciones muy particulares. Debido a esta característica, a este grupo, el de los gases nobles, también se le conoce como el de los inertes.

La razón de que los gases nobles no pertenezcan al grupo de elementos electrónicamente pretenciosos ni al grupo de los electrónicamente austeros está relacionada con su número de electrones. En efecto, al acomodar electrones en un átomo éstos van llenando niveles de energía permitidos y cada nivel sólo puede tener un número determinado de electrones. Es una regla de la naturaleza que una rama de la física, la mecánica cuántica, describió hace tiempo y que la tabla periódica incorpora de forma natural. Por ejemplo, el primer nivel de energía que se llena en un átomo puede tener dos electrones, por lo que en el primer renglón de la tabla periódica hay dos columnas: en la primera se ubica el hidrógeno y en la segunda el helio. El helio es precisamente el primer elemento del grupo de los gases nobles, y debajo de él, en la misma columna, se encuentra el resto de ellos, incluido el kriptón. Ser feliz con su número de electrones resulta una característica definitiva para las propiedades que poseen los gases nobles. De manera específica en el caso del kriptón tenemos un elemento que no tiende a formar moléculas en condiciones normales, es decir, a temperaturas y/o presiones a las que la mayoría de las personas está acostumbrada. Uno de los pocos elementos con los que llega a juntarse bajo condiciones muy específicas es el flúor. Ambos elementos pueden formar, por ejemplo, el fluoruro de kriptón, que está compuesto por moléculas que resultan de la unión de un átomo de kriptón y uno de flúor.

Una de las aplicaciones que se le da al kriptón proviene precisamente del fluoruro de kriptón, el cual puede utilizarse para producir una luz láser ultravioleta. Esta última se caracteriza por tener una longitud de onda muy pequeña. En general, mientras más diminuta es la longitud de onda de la luz, mayor es su energía, por lo que la luz producida con fluoruro de kriptón contiene una energía muy grande. De hecho, si no se utiliza con cuidado puede llegar a causar graves daños en objetos o en personas. Por otro lado, si se maneja de forma adecuada resulta muy útil, en especial en cirugías médicas y dentro de la nanolitografía.

En efecto, esta luz, por tener mucha energía y estar colimada y coherente (al estar colimada puede mantenerse como un hilo muy delgado y recto de luz al viajar), se puede usar como una especie de bisturí. En el caso de las cirugías puede emplearse para realizar cortes en tejido humano (como en cirugía de ojos, por ejemplo), mientras que en la nanolitografía permite esculpir miniestructuras, como circuitos integrados o semiconductores, entre otras, principalmente en la industria electrónica.

Además de su uso para láseres, el kriptón también se ha utilizado en algunos *flashes* fotográficos de alta velocidad, e incluso para detectar actividad de pruebas nucleares, ya que es uno de los residuos de las reacciones químicas involucradas. Las aplicaciones que hemos encontrado para un elemento escaso en la Tierra, y con poca intención de interactuar con otros elementos, son testimonio de una de las principales labores científicas: entender a la naturaleza para después utilizarla en nuestro favor. Vale la pena recordar que, gracias al quehacer científico, el kriptón dejó de estar oculto para las personas y nos ha proporcionado aplicaciones que utilizamos en nuestra vida diaria. Hoy saludamos a William Ramsay y a Morris Travers por permitirnos empezar este viaje.

Agradezco los valiosos comentarios hechos a este escrito por parte de las doctoras Brenda Morales Muñoz (Facultad de Filosofía y Letras, UNAM) y Fabiola Jaimes Miranda (Conahcyt y División de Biología Molecular del Instituto Potosino de Investigación Científica y Tecnológica, IPICYT), así como del doctor Florentino López Urías (División de Materiales Avanzados del IPICYT).

37. Rubidio: rojo carmesí

PEDRO MIRAMONTES*



Ni Bunsen ni Kirchhoff eran particularmente religiosos, por eso me sorprendió verlos llegar a misa muy atildados un domingo. Al salir, Bunsen comentó: —De repente, ahí adentro, sentí un ataque de devoción. —¡Nah! —replicó Kirchhoff—. Estabas modorro.
Anécdota referida por Henry E. Roscoe

Como lo muestra el epígrafe, Robert Bunsen y Gustav Kirchhoff fueron muy buenos amigos y tuvieron un trato cercano y lleno de afecto y buen humor. Pero, por encima de esto, compartieron una fecunda vida científica. Se conocieron en 1851 cuando Bunsen acudió a la Universidad de Breslau para una corta estancia y ahí precisamente trabajaba Kirchhoff. Al año siguiente, Bunsen se mudó a la Universidad de Heidelberg y al poco tiempo Kirchhoff lo siguió. Compartieron una veintena de fructíferos años y no se alejaron sino hasta que, después de rechazar muchas ofertas de trabajo, por fin en 1875 Kirchhoff aceptó un puesto en la Universidad de Berlín.

Tanto Bunsen como Kirchhoff tuvieron grandes logros científicos por separado. Bunsen, químico de formación, inventó el

* Investigador de la Facultad de Ciencias, UNAM. Su campo de estudio gira alrededor de la evolución biológica, pero desde un punto de vista de las ciencias exactas: física y matemáticas. Correo: pmv@ciencias.unam.mx.

mechero que lleva su nombre y se destacó, entre otras cosas, por descubrir un antídoto para el envenenamiento con arsénico que, por cierto, le salvaría la vida años después cuando —luego de un accidente en su laboratorio— se contaminó con ese elemento. Kirchhoff, por su parte, enunció, además de sus famosas leyes de los circuitos eléctricos, las de la espectroscopía que también, en su honor, llevan su nombre.

Las ideas subyacentes a la espectroscopía se remontan a la descomposición de un rayo de luz mediante un prisma, que mostró Newton a finales del siglo xvii, y en 1814 Joseph von Fraunhofer construyó un espectroscopio con el que fue capaz de identificar las líneas de emisión en el espectro solar.

Sobre estas bases, Bunsen y Kirchhoff construyeron un dispositivo que mejoraba de manera notable el de Fraunhofer y permitía una identificación directa y rápida de líneas en los espectros tanto de emisión como de absorción de diversas sustancias.

La mayoría de los elementos químicos fue descubierta en el siglo xix. A lo largo de esos 100 años se hallaron más que desde la remota Antigüedad hasta el fin del siglo xviii, sumados a los del siglo xx (en el siglo xxi ya no hubo y no habrá más descubrimientos; si acaso la síntesis de un puñado). ¿Qué tuvo de especial el siglo xix para que ahí se concentraran tantos hallazgos?

En la primera mitad de la mencionada centuria se descubrieron 24 elementos y, sin duda, el ímpetu provino de la Revolución industrial, cuya acelerada necesidad de nuevos procesos químicos, tanto para la industria textil como para la metalúrgica, estimuló la investigación y el análisis mineral que, a su vez, llevaron al descubrimiento de esos elementos. Pero para la identificación de la mayoría de los 25 elementos que se hallaron en la segunda mitad del siglo xix fue de fundamental importancia el espectroscopio de Bunsen y Kirchhoff. Fue también la irrupción de la física en el descubrimiento de los elementos. En palabras de Bunsen, “tanto Kirchhoff como yo estamos tan entrega-

dos a un trabajo que ni siquiera nos deja dormir [...] Sustancias de la Tierra pueden determinarse mediante este método con la misma facilidad que las del Sol. Hemos sido capaces de detectar litio en 20 gramos de agua de mar”.¹

Se refería al método de colocar un compuesto en una llama del mechero de Bunsen y analizar la luz emitida mediante su espectroscopio. De paso, a Bunsen le interesaba la detección de litio pues era un gran fumador de puros cubanos: gracias a sus técnicas, podía identificar en el espectro de emisión del tabaco las mismas líneas de litio que en suelo de Pinar del Río; así, garantizaba la autenticidad de lo que compraba.

En 1860 aquel par de colegas identificaron dos metales alcalinos con la ayuda del espectroscopio: primero dieron con el cesio (Cs) e, inmediatamente después, con el rubidio (Rb). El reporte original que enviaron Bunsen y Kirchhoff a la Academia de Ciencias de Berlín dice:

Si se trata a la leptodita de Sajonia con cloruro de platino se obtiene un precipitado que muestra en el espectroscopio únicamente las líneas del potasio. Si se lava este precipitado varias veces, se desvanecen las líneas del potasio y aparecen nuevas que no corresponden a ningún elemento descrito hasta la fecha. Entre ellas se pueden mencionar específicamente dos líneas rojas más allá de la línea alfa del potasio. El maravilloso rojo oscuro de esas líneas de un nuevo metal alcalino nos ha conducido a llamar a este elemento rubidio y asignarle el símbolo Rb por el latín *rubidus*, nombre con el cual los antiguos designaban al rojo carmesí.²

El rubidio es un metal suave y brillante. Su número atómico es 37 y su masa 85.46. Si bien su punto de fusión es de 39.3 °C, se mantiene fluido a la temperatura ambiente en un estado metaestable que se rompe fácilmente con una perturbación. Reac-

¹ Henry E. Roscoe, *The Life and Experiences of Sir Henry Enfield Roscoe, Written by Himself*, Macmillan, Londres, 1906.

² *Idem*.

ciona con violencia con el agua y se inflama de manera espontánea en contacto con el aire.

El rubidio es un metal alcalino y, por lo tanto, se encuentra en la primera columna de la tabla periódica junto con el litio, el sodio, el potasio, el cesio y el francio. Dado que el litio, el sodio y el potasio son tan importantes en el metabolismo de los mamíferos, cabría esperar que el rubidio también lo fuera. Aunque no es así, los seres vivos admiten altas dosis de rubidio sin mostrar signos de intoxicación. Por alguna razón todavía desconocida, al rubidio le gusta viajar a los lugares del organismo con una alta vascularización, como el miocardio y los tumores cancerosos. Debido a ello, algunos isótopos del rubidio se comercializan y se emplean con gran éxito en la imagenología médica no invasiva como la tomografía por emisión de positrones.

El rubidio tiene relativamente pocos usos tecnológicos: se emplea para darle una tonalidad púrpura a los fuegos de artificio, su isótopo rubidio 87 se usa en geología para la datación de rocas y con el yoduro de plata-rubidio se fabrican baterías eléctricas de película delgada.

Sin embargo, tanto Bunsen como Kirchhoff estarían felices de saber que el rubidio permitió que se llevase a cabo el descubrimiento físico de un condensado de Bose-Einstein. En la década de los veinte del siglo pasado, Satyendra Nath Bose y Albert Einstein hicieron la predicción teórica de un nuevo estado de la materia formado por un gas de bosones sumamente diluidos, en el cual sus componentes ocupasen el estado cuántico mínimo. En este material, fenómenos cuánticos como la interferencia de las funciones de onda podrían observarse a escala macroscópica.

En 1995, Eric Cornell y Carl Wieman obtuvieron por primera vez en el laboratorio un condensado de Bose-Einstein (BE) después de enfriar a temperaturas de nanogrados Kelvin una nube de átomos de rubidio 87. Cornell y Wieman habrán estado contentos pues su descubrimiento les mereció el premio

Nobel. ¡Qué hubieran dicho Kirchhoff, Bunsen, Einstein y Bose de haber atestiguado que un condensado BE de rubidio disminuye la velocidad de pulsos de luz a unas cuantas decenas de kilómetros por hora!

Un detalle final pero importante: Dmitri Mendeléiev, el genio descubridor de la tabla periódica de los elementos, estudió en Heidelberg con Gustav Kirchhoff y Robert Bunsen.

38. Estroncio: *lord* Voldemort

JOSÉ MIGUEL MÉNDEZ ALCARAZ*



Cuando recibí la invitación para participar en el proyecto editorial colectivo de la tabla periódica, mi primera reacción fue ignorarla, pues no imaginé que sería bien recibida por la comunidad y hasta me pareció una ocurrencia. Por eso no podía creérmelo cuando llegó una avalancha de respuestas y solicitudes, con copia para todos, para marcar territorio y que casi acaba con todos los elementos de la tabla en un par de horas. Fue como cuando se forma un tumulto alrededor de una oferta que uno desdeñó y ante semejante espectáculo el hipotálamo decide que siempre sí quiere, con urgencia y carácter de vida o muerte. Busqué con premura alguna traza de afecto por algo que huele mal tres de dos veces, según recuerdo del laboratorio de química. Me vino a la cabeza que en primero de secundaria tuve que memorizar la tabla periódica y el maestro se molestaba conmigo porque no lograba retener al bismuto. Lo que pasaba era que él lo pronunciaba con un acento extraño y yo entendía *bisputo*; obviamente no iba a repetirlo. Usé el estroncio como apodo de uno de mis hermanos menores, porque me pareció un nombre horroroso. El pobre tuvo que esperar varios años para descubrir su verdadero significado mientras imaginaba cosas terribles, con un poco de ayuda. Eso me trajo mu-

* Investigador del Cinvestav Zacatenco. Sus áreas de interés son la mecánica estadística y la materia condensada blanda. Correo: jmmalcaraz@gmail.com.

chos recuerdos y en el espejo de las añoranzas descubrí que también tengo mi elemento preferido.

Por muy extraña que parezca, la fórmula que describe la distribución de electrones alrededor del núcleo del estroncio es $[\text{Kr}]5s^2$. Significa que debemos añadirle dos electrones al kriptón para transformarlo de un gas noble, homónimo del planeta que vio nacer a Superman, en un metal alcalinotérreo con un nombre horrible. Para completar tan infausta mutación nominal, también deben agregarse protones al núcleo del kriptón, hasta llegar a 38, que irremediablemente se hacen acompañar de una pandilla de neutrones que vienen en grupos diversos y forman los isótopos del estroncio. Se le conocen cuatro estables: estroncio 84, estroncio 86, estroncio 87 y estroncio 88, con 46, 48, 49 y 50 neutrones, y unos 16 radiactivos, de los cuales el estroncio 90, con 52 neutrones, es el *lord* Voldemort de esta historia.

El estroncio 90 se produce durante la explosión de una bomba atómica o un accidente nuclear y llega a nosotros con la lluvia radiactiva. Como si eso no fuera lo suficientemente perverso, el estroncio tiene habilidades histriónicas que le permiten imitar al calcio, pues los átomos de ambos elementos poseen orbitales externos y tamaños similares. Los átomos de estroncio 90 aprovechan estas semejanzas para suplantar a los del calcio en los desafortunados huesos de quienes entran en contacto con ellos, pudiendo causar cáncer con el tiempo. Con una vida media de casi 29 años, hace su trabajo sin prisa alguna. Estarán de acuerdo conmigo en que una maldad tan grande debe ser confinada en instalaciones remotas. Por eso ha sido puesto en cajas metálicas herméticas en las regiones polares más inhóspitas y en naves espaciales enviadas a orbitar la Tierra sobre nuestras casas e incluso un poco más allá.

Para cocinar núcleos de estroncio, uniendo los 38 protones y su séquito de neutrones, se necesitan calderos gigantescos; se llaman *estrellas* y sólo en su interior puede formarse estroncio a partir de los pocos elementos generados de forma espontánea

en los primeros minutos de vida del universo. Con el correr del tiempo, y en sus últimos estertores, algunas estrellas moribundas recuperan parte de su esplendor previo y devienen en supernovas; explosiones colosales que arrojan al universo el contenido de sus entrañas. De ellas, a la Tierra le tocó una buena cantidad de estroncio, pues es el decimoquinto elemento en abundancia. A pesar de haber estado aquí desde el principio, no fue sino hasta 1790 cuando los médicos Adair Crawford y William Cruickhank lo identificaron por primera vez cuando trabajaban en Estroncia, una pequeña localidad de Escocia con unos 350 habitantes. No lo encontraron puro, sino en sus formas más comunes de estroncianita (carbonato de estroncio, SrCO_3) y celestita (sulfato de estroncio, SrSO_4). La celestita forma cristales tan magníficos que lleva por nombre el adjetivo celestial. En la actualidad los principales productores de estos minerales son China, España y México.

El estroncio puro puede aislarse por electrólisis. Tiene apariencia metálica, plateada y blancuzca, con ciertas tonalidades amarillas, y debe guardarse en parafina, pues es tan reactivo que a temperatura ambiente y en contacto con el aire arde de manera espontánea con una flama tímida y púrpura, convirtiéndose en cenizas mustias ante nuestros ojos incrédulos. El escarlata de su flama ayuda a embellecer fuegos artificiales, mas su primer uso fue en la producción de azúcar de remolacha en el siglo XIX. En el siglo XX se utilizó principalmente en los tubos de rayos catódicos de los televisores de entonces, para suprimir rayos X residuales.

La demanda de estroncio se vino abajo con el desarrollo de nuevas fuentes de azúcar y de las pantallas de cristal líquido. No obstante, su parecido con el calcio le confiere ciertas características destacables.

No es que los átomos de estroncio sean bribones que suplantán a los de calcio cuando se les presenta la oportunidad. Es sólo que se parecen tanto que los huesos los confunden e incorporan a su tejido. Tampoco es que los huesos sean miopes.

Pasa que se encuentran en el mismo lugar, al mismo tiempo, y por casualidad el estroncio sustituye al calcio en uno de varios miles de eventos, en armonía con la concentración de estroncio en el medio ambiente. Lo anterior no sólo ocurre en los huesos, sino también en muchos otros procesos fisiológicos que involucran al calcio, como en la liberación de neurotransmisores. El estroncio 90 tampoco se envía al espacio por su vileza, sino porque es una buena fuente durable de energía.

Lo que sí resulta un poco siniestro es que exista una industria bien establecida de medicamentos alternativos y suplementos alimenticios basada en el estroncio. Lo mezclan en ungüentos, pastillas y pastas de dientes costosas, con la promesa gratuita de que eso fortalecerá los huesos. Incluso hay dietas ricas en estroncio en las que se consumen —adivine usted— alimentos ricos en calcio. Todo esto muy acorde con nuestro tiempo, en el que el pensamiento mágico abusa de manera tan contundente de las tecnologías de la información para socavar la cultura científica y restituir sus fueros sobre el planeta.

El estroncio 89, otro isótopo radiactivo producto de la fisión nuclear, se utiliza en el tratamiento de algunos tipos de cáncer. El hecho de que el isótopo natural rubidio 87 decaiga en estroncio 87 con una vida media de aproximadamente 48 800 millones de años se aprovecha en técnicas de datación geológica.

La relación de concentraciones de estroncio 87 respecto del estroncio 86 funciona como sistema de posicionamiento global químico; el famoso GPS de los huesos. Resulta que la proporción estroncio 87/estroncio 86 se halla distribuida de forma tan disparaja alrededor de la Tierra que es posible hacer un mapa en el que cada región tiene asociada un valor distinto del cociente de marras.

Como el estroncio se pega a los huesos, según la proporción con que se encuentra en el medio ambiente, éstos almacenan información geográfica de sus dueños. Los dientes también nos dicen por dónde pasaron los portadores de sus sonrisas, pues se forman en capas progresivas a lo largo de la vida. Los

zoólogos han sabido beneficiarse de esto al estudiar migraciones animales. También los médicos forenses y los arqueólogos, como en el muy sonado caso de Yax.

K'inich Yax K'uk' Mo', Yax para los llevados, fue fundador y rey de la ciudad maya de Copán (Honduras) entre los años 426 y 437. Sus sucesores lo apreciaban tanto que incluso cientos de años después consideraban conveniente labrar relieves pétreos que los mostraran juntos. Mas a Yax siempre lo adornaban con una especie de anteojos que tal vez necesitara, pero que aún no se habían inventado. Se trataba de un *accessoire* muy acostumbrado en Teotihuacan, pero no en el mundo maya, lo cual generó muchas dudas sobre su origen. Cuando sus restos mortales fueron descubiertos en 1995, una pequeña muestra de uno de sus dientes dio como resultado un valor de estroncio 87/estroncio 86 que situaba la niñez de Yax en Tikal (Guatemala), bajo dominio teotihuacano en aquel entonces. Esto aclaró su origen, pero entender el mal gusto en cuestión de anteojos requiere un enfoque distinto.

Durante mis lecturas para elaborar este escrito no sólo descubrí que muchas personas tienen elementos preferidos, sino también una interesantísima escena cultural detrás de la tabla periódica con participantes muy diversos, como coleccionistas de elementos, reacciones químicas e historias. La exploré un poco de la mano del estroncio y quedé encantado. Encontré varias aplicaciones divertidas, como *Los elementos* y *Los elementos en acción*; colecciones de historias, como *El último alquimista en París*; una canción, *Strontium Burning*, que utiliza la combustión espontánea y discreta del estroncio como metáfora de los sentimientos que genera una relación en crisis, e incluso un libro de relatos cortos, raros y estimulantes, dedicado al estroncio en una suerte de reivindicación lírica, puesto que la autora lo considera injustamente marginado de las tertulias cotidianas: *La sonrisa del Estroncio*. Para finalizar, dado que escribí bajo la influencia de mi hija adolescente, miembro insigne de la generación Z, debo recordarles que sobre nuestras cabezas or-

bita el estroncio 90. Si se precipitara sobre la Tierra y tomara el control de los neurotransmisores, podría ser el detonante del apocalipsis zombi.

PD: La madrugada del 26 de abril de 1986 una serie de explosiones destruyó uno de los reactores de la central eléctrica atómica de Chernóbil. Se estima que durante la contingencia se arrojaron a la atmósfera unos 50 millones de curie (Ci) de núcleos radiactivos, el equivalente a 50 toneladas de radio 226, muchos de los cuales aterrizaron en un área de unos 28000 km² en las cercanías de la planta nuclear, principalmente en Bielorrusia. Entre los más peligrosos, el cesio 137 y el estroncio 90 se mezclaron con tierra, agua, aire y fuego. Pasaron a formar parte de todas y cada una de las cosas, convirtiendo al rocío de la mañana, a la brisa refrescante del mediodía, a las flores del campo, a los pájaros cantores, a lo bueno de la vida, en objetos radiactivos, portadores latentes de sufrimiento y muerte. Millones de años de evolución y milenios de civilización le permitieron al género humano provocar este desastre posmoderno, pero nada en ellos lo preparó para tratar con las consecuencias con algo más que algunas reacciones primitivas, como echar piedras sobre el reactor y salir corriendo.

En palabras de Svetlana Aleksiéovich, autora del libro *Voces de Chernóbil*: “De pronto el pasado se ha visto impotente; no encontramos en él en qué apoyarnos; en el archivo omnisciente (al menos así nos lo parecía) de la humanidad no se han hallado las claves para abrir esta puerta”.¹

¹ Svetlana Aleksiéovich, *Voces de Chérnobil*, Penguin Random House, s. l., 2019.

39. Itrio: nada barato

ANA MARTÍNEZ VÁZQUEZ*



¿Itrio? ¡Qué nombre más raro! Incluso para nombrar a un elemento de la tabla periódica la denominación suena extraña. ¿A quién se le ocurrió llamarlo así y por qué? Como otros pocos elementos de la tabla periódica cuyas designaciones le hacen honor a quien los descubre, el itrio se llama así porque se le encontró por primera vez en la isla de Ytterby, en el archipiélago de Estocolmo, Suecia. En ese sitio se localiza una mina de tierras raras conocida como la mina de Ytterby. No es extraño que se sitúe en Suecia, ya que por alguna extraña razón es en ese país donde más elementos químicos se han descubierto, 19 para ser exactos, lo que representa más de la quinta parte de los que se encuentran en la naturaleza. Aunque quizá nunca hayas oído hablar de la mina de Ytterby, ésta es muy famosa porque ahí se hallaron concentradas muchas de las tierras raras que hoy aparecen clasificadas en la tabla periódica. La mina cerró sus puertas en 1933.

Al itrio lo encontraron por primera vez en 1794, cuando Johan Gadolin merodeaba por el lugar en búsqueda de novedades. A los elementos químicos no basta con descubrirlos; también hay que aislarlos y determinar sus propiedades. El químico

* Afiliada al Instituto de Investigaciones en Materiales y a la Facultad de Química, UNAM. Estudia cúmulos metálicos de diversa especie y química computacional para entender drogas como los antipsicóticos. Correo: martina@unam.mx.

sueco Carl Gustaf Mosander aisló y caracterizó al itrio en 1843 y por esa razón a él se le atribuye su verdadero hallazgo.

El número atómico que le toca al itrio es el 39 y su símbolo es Y porque su nombre en inglés es *yttrium*. Un mol de átomos de itrio tiene una masa igual a 88.906 g. Su densidad es 4.47 g/ml, más de cuatro veces mayor que la del agua y casi cuatro veces menor que la del mercurio.

Si observas bien, el itrio es uno de los elementos que se encuentran en la parte central de la tabla periódica, en el llamado bloque *d*. Sus vecinos son el estroncio a la izquierda y el circonio a la derecha. En la superficie de la Tierra se presenta en estado sólido, es blanco plateado y brilla. Es un metal y por lo mismo es un buen conductor de calor y de electricidad.

Hoy el itrio no se obtiene de la isla de Ytterby. Muchos países son productores y el más importante es China, con una producción de 220 000 toneladas métricas (tm) en 2014; le siguen los Estados Unidos con 120 000 tm y Australia con 100 000. Claro que puede surgirte la pregunta de si vale el esfuerzo producir tanto itrio. ¿Para qué o por qué se obtiene? Lo primero es que no es barato, así que las naciones productoras reciben una buena cantidad de dinero por él. ¿Cuánto crees que cuesta el kilogramo? ¿Cuánto pagarías por tener un pedazo de este metal? Si buscas el valor comercial publicado sabrás que el precio de un kilo oscila entre 350 y 500 dólares. El itrio es la más abundante de las tierras raras, pero es difícil de extraer. De ahí que su precio sea elevado.

¿Y para qué producir tanto itrio? ¿Quién lo compra y qué se puede hacer con él? Como metal y como óxido, el itrio tiene muchas aplicaciones. De seguro tú mismo tienes itrio en tu casa, porque se utiliza para producir lámparas ahorradoras, vidrios y televisores a color. En las pilas y las baterías que se recargan también hay itrio, sobre todo en las que se usan en las motocicletas eléctricas. Se emplea en la industria metalúrgica porque se combina con otros metales y se forman aleaciones con propiedades particulares. Por ejemplo, mezclado con óxi-

geno, hierro y silicio pueden producirse filtros de microondas. Si lo colocas con aluminio y gadolinio tienes materiales con propiedades magnéticas. El óxido de itrio y aluminio tiene una dureza similar a la del diamante, y de hecho se utiliza como piedra preciosa. A las superaleaciones de níquel que se utilizan en las turbinas de los aviones se le agregan pequeñas cantidades de óxido de itrio para mantener las propiedades mecánicas a altas temperaturas. En ocasiones se fabrican catalizadores de itrio, los cuales hacen más rápidas las reacciones químicas. En equipos médicos sirve para intensificar las señales de las pantallas de rayos X que se usan en las radiografías.

También pueden formarse compuestos para atrapar impurezas, con lo cual se contribuye al cuidado del ambiente. La otra cara de la moneda es que cuando se desechan productos que contienen itrio en los rellenos sanitarios, ese elemento llega al agua y alcanza a peces y a otros seres vivos, causándoles daño en las membranas, afectando su reproducción y alterando su sistema nervioso. Como todo lo que usamos, al itrio no hay que desecharlo: hay que reutilizarlo y, cuando sea posible, reciclarlo.

40. Zirconio: ambientalmente benigno

MARISOL GÜIZADO RODRÍGUEZ*



El zirconio, con número atómico 40, es un metal de transición que se encuentra en la familia 4, de un característico color blanco y grisáceo brillante y cuyo símbolo es Zr. Su principal estado de oxidación es +4 y tiene cinco isótopos naturales: zirconio 90, zirconio 91, zirconio 92, zirconio 94 y zirconio 96, de los cuales el primero es el más abundante, con 51.5% del total de la masa. Es un elemento del bloque *d*, con una electronegatividad baja de 1.33. A temperatura ambiente presenta una estructura cristalina hexagonal compacta (α -Zr). Tiene puntos de fusión y ebullición muy altos. Se trata de un metal muy duro y resistente que se emplea en varias aplicaciones; por ejemplo, en vehículos espaciales. El origen etimológico del zirconio proviene del persa *zargun*, que significa “color dorado”. Muestra una gran resistencia a la corrosión a muchos ácidos y alcalinos comunes y es un metal tan duro que se asemeja al acero.¹

* Afiliada al Centro de Investigación en Ingeniería y Ciencias Aplicadas (CIIICAP)-IICBA de la Universidad Autónoma del Estado de Morelos, Cuernavaca, Morelos. Estudia el desarrollo de materiales por métodos amigables con el ambiente para la fabricación de celdas solares y otros dispositivos optoelectrónicos. Correo: marisol-guizado@uaem.mx.

¹ Colaboradores de Wikipedia, “Circonio”, *Wikipedia, la enciclopedia libre* (2023). Disponible en <https://es.wikipedia.org/wiki/Circonio> (consultado el 17 de octubre de 2023); Doug Stewart, “Zirconium Element Facts”, *Chemicool Periodic Table* (18 de octubre de 2012). Disponible en <http://www.chemicool.com/elements/zirconium.html> (consultado el 17 de octubre de 2023).

Por debajo de 0.55 K el zirconio es superconductor. Se han reportado mezclas de niobio-renio-hafnio-circonio-titanio (Nb-Re-Hf-Zr-Ti) con superconductividad a una temperatura crítica de 5.3 K.²

El zirconio fue identificado primero por Martin Heinrich Klaproth cuando analizó un cristal de la sustancia en Berlín, en 1789. Ese mismo año se descubrió el uranio; en la actualidad ambos elementos metálicos son esenciales para la generación de energía nuclear. En 1824 J. J. Berzelius lo aisló impuro al calentar fluorozirconato potásico (K_2ZrF_6) en un tubo de hierro. Hasta 1914 se obtuvo el metal puro.³

ZIRCÓN

La primordial fuente de zirconio es el zircón. Más de 1.5 millones de toneladas de este mineral se extraen cada año, principalmente en Australia y Sudáfrica. La arena de zircón es, por tradición, un material refractario que se utiliza para hacer revestimientos para hornos y moldes de fundición.⁴

Una de las características fundamentales del zirconio es que posee una sección transversal de captura de neutrones muy baja, por lo cual se emplea con amplitud en aplicaciones relacionadas con la energía nuclear.⁵ El 90% del zirconio que se utiliza se destina al recubrimiento de reactores nucleares.

² Sourav Marik *et al.*, “Superconductivity in Equimolar Nb-Re-Hf-Zr-Ti High Entropy Alloy”, *Journal of Alloys and Compounds*, vol. 769 (noviembre de 2018), pp. 1059-1063, doi: <https://doi.org/10.1016/j.jallcom.2018.08.039>.

³ Mary E. Weeks, “The Discovery of the Elements. XI. Some Elements Isolated with the Aid of Potassium and Sodium: Zirconium, Titanium, Cerium, and Thorium”, *Journal of Chemical Education*, vol. 9, núm. 7 (1932), p. 1231, doi: 10.1021/ed009p1231.

⁴ F. L. Pirkle y D. A. Podmeyer, “Zircon: Origin and Uses,” *Transactions*, vol. 292, Society for Mining, Metallurgy and Exploration, vol. 292 (Florida, 1993).

⁵ L. Xu *et al.*, “Production of Nuclear Grade Zirconium: A Review”, *Journal of Nuclear Materials*, vol. 466 (noviembre de 2015), pp. 21-28, doi: <https://doi.org/10.1016/j.jnucmat.2015.07.010>.

Por otro lado, el zirconio se ha usado en la síntesis de catalizadores de metales de transición del grupo 4 con ligantes posmetalocénicos, como el bis(fenolato), lo cual muestra una remarkable actividad y estereocontrol para polimerización de olefinas.⁶

El silicato de zirconio (ZrSiO_4) es una gema semipreciosa que se conoce desde la Antigüedad. Cuando se corta y se pule, el cristal de zircón tiene un especial brillo debido a su alto índice de refracción; los ejemplares incoloros parecen diamantes.⁷

Muchos cristales de zircón contienen trazas de uranio y torio que se incorporan en el momento de la cristalización. Se convierten en sus productos de descomposición a una velocidad constante. La relación de las materias iniciales a los productos de degradación se puede usar para estimar el tiempo de cristalización. Al utilizar este método, los cristales minerales más antiguos del mundo son los de zircón encontrados en Australia. Se estima que tienen alrededor de 4.4 mil millones de años.⁸

ZIRCONIA

Otros compuestos del zirconio, como el óxido (ZrO_2), conocido como badeleyita, también tienen aplicaciones para alta temperatura. Mejor conocido como zirconia, este material se derrite por encima de los 2500 °C y se usa para hacer crisoles resistentes al calor. La producción mundial de zirconia pura es de casi 25 000 toneladas al año y se usa en cosmética, antitranspirantes, empaquetamiento de alimentos e incluso gemas falsas.

⁶ N. Nakata, T. Toda y A. Ishii, "Recent Advances in the Chemistry of Group 4 Metal Complexes Incorporating [OSSO]-type bis(phenolato) Ligands as Post-metallocene Catalysts", *Polymer Chemistry*, vol. 2, núm. 8 (The Royal Society of Chemistry, 2011), pp. 1597-1610, doi: 10.1039/C1PY00058F.

⁷ John Emsley, "The A-Z of Zirconium", *Nature Chemistry*, vol. 6, núm. 3 (2014), p. 254, <https://doi.org/10.1038/nchem.1875>.

⁸ B. Rasmussen, "Zircon Growth in Very Low Grade Metasedimentary Rocks: Evidence for Zirconium Mobility at ~250 °C", *Contributions to Mineral Petrology*, vol. 150 (2005), pp. 146-155, doi: 10.1007/s00410-005-0006-y.

La zirconia puede adoptar tres diferentes formas cristalográficas: monoclinico, tetragonal y, la más admirada de todas, zirconia cúbica (CZ), que tiene la misma estructura cristalina del diamante e incluso brilla. Las gemas falsas hechas de CZ pueden ser coloreadas al incorporar otros óxidos metálicos: trazas de cromo producen gemas verdes, con cerio se dan gemas rojas, y las que tienen neodimio presentan un color morado.

La zirconia, por su durabilidad y biocompatibilidad, también se utiliza para hacer implantes dentales y prótesis.⁹

El uso más inesperado de zirconia se da en las cerámicas ultrafuertes. Se desarrolló una nueva generación de cerámicas duras y resistentes al calor, las cuales son excelentes herramientas de corte de alta velocidad para la industria.

El zirconio es más del doble de abundante que el cobre y el zinc y es 10 veces más cuantioso que el plomo. Su uso quizás continuará en crecimiento porque el zirconio, o sus derivados zircón o zirconia, son considerados no tóxicos y ambientalmente benignos.

⁹ Norbert Cionca, Dena Hashim y Andrea Mombelli, “Zirconia Dental Implants: Where are We Now, and Where are We Heading?”, *Periodontology 2000*, vol. 73, núm. 1 (2017), pp. 241-258, doi:10.1111/prd.12180.

41. Niobio: ¿o columbio?

LUIS MIRAMONTES VIDAL*



Oculta en los bosques de lo que hoy es el estado de Connecticut, en los Estados Unidos, yacía una piedra de hermoso aspecto, de color negro brillante y, en las partes delgadas, traslúcida. No es de extrañar que, a mediados del siglo XVII, después de muchos millones de años de permanecer en aquella zona boscosa, llamara la atención de John Winthrop, uno de los primeros colonizadores de Nueva Inglaterra, quien decidió unirla a su colección de 600 minerales. En 1737, su nieto, del mismo nombre, regaló esta última a Hans Sloane con motivo de su ingreso a la Royal Society, la prestigiosa sociedad científica de Inglaterra, a la cual, entre otros, pertenecieron Isaac Newton, Charles Darwin, Albert Einstein y Stephen Hawkins.

Nuestra conocida piedra permaneció en alguna vitrina en Londres, hasta que en 1801 el químico inglés Charles Hatchett descubrió que contenía un nuevo elemento, al que llamó *columbio* en honor de Cristóbal Colón. Años más tarde, otro químico, de nombre William H. Wollaston, declaró que el columbio era el elemento tantalio. En 1846, el químico alemán Heinrich Rose demostró que el columbio y el tantalio eran muy parecidos, pero no lo mismo. En ese momento se le dio el nom-

* Ingeniero en la Gerencia de Cogeneración y Eficiencia Energética, Pemex, especialista en gestión de tecnología y académico titular de la Academia de Ingeniería de México. Correo: l_miramontes@yahoo.com.

bre de Niobe, hija de Tántalo. En la mitología griega Tántalo era hijo de Zeus y favorito de los dioses, hasta que por sus acciones cayó en desgracia y fue condenado al Hades a sufrir el tormento eterno de no poder beber agua pese a encontrarse en una laguna. Las aguas se retiraban cuando intentaba beber. Debido a su resistencia a los ácidos ese elemento recibió el nombre de Tántalo. Los dioses griegos no se andaban por las ramas en eso de la venganza y los castigos. Así pues, por haberse burlado de la madre de Apolo y Artemisa, a Niobe la convirtieron en piedra.

El niobio no se encuentra libre en la naturaleza. No fue sino hasta 1905 que Bolton lo obtuvo en forma pura. Es posible hallarlo en una serie de minerales como la niobita, la columbita, la euxenita, etcétera. Es el trigésimo tercer elemento más abundante en la Tierra. Podemos encontrar dichos minerales en Canadá, los Estados Unidos, Brasil, Congo, España, Australia y Madagascar. Después de localizar los depósitos es necesario extraerlos mediante técnicas de minería, ya sea en minas subterráneas o a cielo abierto. El principal productor se ubica en Minas Gerais, Brasil. Todos los minerales son formaciones que contienen diversos elementos; entre otros: calcio, sodio, cerio, molibdeno, tantalio, fierro, torio, titanio y uranio, así como elementos de las tierras raras. No basta con extraerlos del subsuelo, sino que hay que separarlos. El proceso es complejo e implica muchas operaciones metalúrgicas, físicas y químicas. En la actualidad el niobio tiene un precio de 40 dólares por kilogramo.

El niobio es el elemento químico número 41 en la tabla periódica. Se identifica con el símbolo Nb. Es un metal de color gris con tintes azulados, blando y dúctil. Tiene propiedades paramagnéticas y alta resistencia a la corrosión.

Fue hasta el siglo xx cuando comenzó a usarse gracias a sus peculiaridades. Es un elemento considerado estratégico y ampliamente utilizado en la industria del acero, ya que en pequeñas cantidades incrementa la dureza y la resistencia a su corro-

sión. Se emplea en la industria aeroespacial. En aleación con otros metales conforma motores de avión y cohetes propulsores, ya que posee propiedades que se conservan a altas temperaturas. Tiene usos en imanes superconductores que funcionan en aparatos de resonancia magnética nuclear para diagnósticos médicos, así como en giroscopios de naves espaciales. Otro uso muy especializado se da en equipos aceleradores de electrones, pues al enfriarse conserva sus propiedades superconductoras. Del otro lado de las aplicaciones sofisticadas está su valor como elemento para joyería, por su aspecto y por la posibilidad de adquirir tonos iridiscentes de atractivos colores azules, verdes, rojos y dorados. Además, es un material que no provoca alergias a las personas muy sensibles a otros metales.

También es utilizado en la industria del vidrio, ya que pequeñas cantidades permiten aumentar su resistencia en espesores cada vez más delgados y mejoran la transmisión de la luz sin reflejarla o refractarla. Es altamente probable que en objetos de uso diario esté presente el niobio. Entre otros aparatos están los televisores, los lentes de las cámaras, los monitores de computadoras y los anteojos de corrección de la vista.

Es un material para emplear en los cascos de los barcos, un acero muy resistente que no sufrirá los problemas que provocaron el hundimiento del *Titanic*.

Se utiliza en la industria petroquímica en los catalizadores que permiten la obtención de materiales que se transformarán en productos comunes de uso cotidiano.

Las propiedades del niobio lo convierten en un material atractivo para los condensadores y algún día puede remplazar al tantalio. Los imanes superconductores hechos de niobio tienen varios usos potenciales prometedores, de manera especial en el campo de la eficiencia energética. Los dispositivos de almacenamiento de energía y los transformadores podrían ser más efectivos con el niobio y permitir una transmisión más fácil de la energía eléctrica. Si se mira más hacia el futuro, los motores eléctricos que funcionan con imanes, o incluso dispo-

sitivos de levitación magnética, podrían ser posibles y permitir en combinación crear un tren con esa tecnología.

Muchos usos futuros están aún por descubrirse de este bello y poderoso elemento químico. ¿Quién podrá hacer realidad esos sueños? Por cierto, en 1950 se adoptó de manera oficial el nombre niobio a nivel mundial. En algunos segmentos de la industria metalúrgica en los Estados Unidos le siguen llamando columbio.

42. Molibdeno: no confundir con plomo

AMELIA OLIVAS SARABIA*



En la Antigüedad, antes del siglo XVIII, los compuestos que contenían molibdeno eran confundidos con otros que tenían carbono y plomo. El molibdeno no se encuentra libre en la naturaleza sino combinado con otros elementos.

En 1778 Carl W. Scheele, químico sueco, hizo reaccionar el mineral molibdenita con ácido nítrico y obtuvo un compuesto con propiedades ácidas al que llamó *acidum molibdenae*. (La palabra *molibdeno* proviene del griego *molybdos* que significa “parecido al plomo”, puesto que se le confundía con este elemento.) Lo que consiguió en realidad fue óxido de molibdeno (MoO_3), el cual no se comportaba como ninguno de los óxidos metálicos conocidos hasta entonces.

En 1782 Peter J. Hjelm redujo dicho óxido con carbón y obtuvo el metal en su estado puro, al que llamó *molibdeno* (Mo).¹ En ese tiempo se usó muy poco y sólo dentro del laboratorio. Fue hasta finales del siglo XIX cuando una empresa lo aplicó en aleaciones y observó en ellas sus buenas propiedades. La compañía francesa Schneider Electric produjo la pri-

* Investigadora del Centro de Nanociencias y Nanotecnología, UNAM. Participó en la Subdirección de Investigación Básica de Procesos, División de Termodinámica, en el Instituto Mexicano del Petróleo. Su línea de investigación primaria se centra en los calcogenuros de metales de transición. Correo: ameliaolivas610@gmail.com.

¹ L. Améstica, R. Quijada y D. Villaseca, “Molibdeno: propiedades, aplicaciones y mercado”, *Innova Chile* (Santiago, Chile, 2010), pp. 1-24.

mera armadura de placas de acero de molibdeno en 1894. En la primera Guerra Mundial, algunos tanques británicos estaban protegidos por 75 mm de planchas de manganeso, las cuales resultaron ineficaces. En su lugar se instalaron planchas de molibdeno de 25 mm, lo que les permitió más velocidad y maniobrabilidad.

Desde aquel acontecimiento bélico casi todas las fábricas de armaduras (ensamblaje metálico) han recurrido a las aleaciones de ese elemento.² Su demanda para esos efectos —alta cuando comienza un conflicto armado y baja cuando concluye— repercute siempre en su precio y en su producción.

El molibdeno es un metal de transición del grupo 6 y periodo 5 de la tabla periódica, con número atómico 42. En el mismo grupo se encuentran el cromo (Cr) y el tungsteno o wolframio (W).

FUENTES DE EXTRACCIÓN Y PROPIEDADES

En forma de mineral se encuentra en la naturaleza; el mineral con mayor contenido de molibdeno es la molibdenita (MoS_2), pero también puede hallarse en otros minerales, como la wulfenita (PbMoO_4) y la powellita (CaMoO_4).

El principal productor de este metal es China, con más de 80% de la extracción mundial, la cual asciende a más de 105 000 toneladas métricas. Los principales países exportadores y con reservas de minerales de molibdeno, además de China, son los Estados Unidos, Chile, Perú, Canadá, México y Argentina.³

Aunque el molibdeno es un metal que se extrae de forma directa, se obtiene principalmente como subproducto recuperado de la extracción de cobre y tungsteno. Es el quincuagési-

² C. K. Gupta, *Extractive Metallurgy of Molybdenum*, CRC Press, Florida, 1992, pp. 1-2.

³ L. Améstica, R. Quijada y D. Villaseca, "Molibdeno: propiedades...", *op. cit.*, pp. 1-24.

mo cuarto elemento más abundante en la corteza terrestre y el vigésimo quinto más predominante en los océanos, con un promedio de 10 ppm.⁴

Entre sus características destacan, a temperatura ambiente, que es un sólido metálico de color blanco plateado, con alta dureza y elevada densidad. Además, posee un punto de fusión y un punto de ebullición altos en comparación con los de los elementos conocidos.⁵ En cuanto a sus propiedades químicas, es altamente resistente al ataque de casi todos los ácidos comunes; sin embargo, se oxida con rapidez a temperaturas superiores a 600 °C. El molibdeno muestra ocho estados de oxidación, desde -2, 0, +1, +2, +3, +4, +5 hasta +6, pero los más comunes son +4 y +6.

Juega un papel biológico esencial —aunque es muy probable que se desconozca— pues constituye un nutriente imprescindible para nuestro organismo, tanto como el calcio o como el hierro. Es un mineral *traza* y sólo se necesitan pequeñas cantidades del mismo. Se encuentra en el cofactor de molibdeno (CoMo) en distintas enzimas. De estas últimas se conocen al menos 50 que contienen molibdeno, aunque el número aumenta cada año.⁶

Las concentraciones de molibdeno en el ser humano están relacionadas con la síntesis de proteínas, el metabolismo y el crecimiento.⁷

Nuestro cuerpo contiene alrededor de 0.07 mg de molibdeno por kilogramo de peso. Se presenta en altas concentraciones

⁴ J. L. Jambor y Andrew C. Roberts, “New Mineral Names”, *American Mineralogist*, vol. 87 (2002), p. 181.

⁵ Glen D. Consideine (ed.), “Molybdenum”, *Van Nostrand’s Encyclopedia of Chemistry*, 5ª ed., Wiley-Interscience, Nueva York, 2005, pp. 1038-1040.

⁶ John H. Enemark *et al.*, “Synthetic Analogues and Reaction Systems Relevant to the Molybdenum and Tungsten Oxotransferases”, *Chemical Reviews*, vol. 104, núm. 2 (2004), pp. 1175-1200, doi: <https://doi.org/10.1021/cr020609d>.

⁷ Phillip C. H. Mitchell, “Database of Molybdenum in Human Health and the Environment”, *International Molybdenum Association*, 2003. Disponible en https://www.imoa.info/HSE/environmental_data/database.php (consultado el 20 de octubre de 2023).

en el hígado, los riñones y las vértebras.⁸ También está presente en el esmalte de los dientes y puede ayudar a prevenir su deterioro. La carne de cerdo y de cordero, así como el hígado de res, tienen de manera individual alrededor de 1.5 ppm de molibdeno.⁹ Otras fuentes alimenticias significativas son ejotes, huevos, semillas de girasol, harina de trigo, lentejas y granos de cereales.¹⁰

La deficiencia dietética de molibdeno se ha asociado con mayores tasas de cáncer de esófago con un riesgo aproximado 16 veces mayor. La incapacidad del cuerpo para sintetizar el cofactor de molibdeno es causa de altos niveles de sulfito y ácido úrico, y posterior daño neurológico.¹¹

PRINCIPALES APLICACIONES

Los principales compuestos que forma el molibdeno son sus óxidos, sulfuros y complejos. Entre los más empleados se encuentran el disulfuro de molibdeno (MoS_2), el trióxido de molibdeno (MoO_3) y el carburo de molibdeno (Mo_2C).

En la actualidad, más de la mitad de todo el molibdeno producido termina como agente de aleación en aceros estructurales e inoxidable, debido a su resistencia a altas temperaturas, a la corrosión y a su alta durabilidad.¹² Estas aleaciones se usan de manera preponderante en la industria de la construcción, en tuberías para la industria petrolera y en piezas de aviones y automóviles.

⁸ Glen D. Considine (ed.), "Molybdenum", *op. cit.*, pp. 1038-1040.

⁹ *Idem.*

¹⁰ C. K. Gupta, *Extractive Metallurgy...*, *op. cit.*, pp. 1-2.

¹¹ B. Smolinsky *et al.*, "Splice-specific Functions of Gephyrin in Molybdenum Cofactor Biosynthesis", *Journal of Biological Chemistry*, vol. 283, núm. 25 (2008), pp. 17370-17379, doi: <https://doi.org/10.1074/jbc.m800985200>; J. Reiss, "Genetics of Molybdenum Cofactor Deficiency", *Human Genetics*, vol. 106, núm. 2 (2000), pp. 157-163.

¹² L. Améstica, R. Quijada y D. Villaseca, "Molibdeno: propiedades...", *op. cit.*, pp. 1-24.

Por otro lado, en el ramo petrolero, el molibdeno combinado se utiliza como catalizador, principalmente para la eliminación de azufre. También es un componente importante de los catalizadores de alto rendimiento para la oxidación selectiva de propano, propileno o acroleína en ácido acrílico.¹³

Asimismo, se emplea en distintos pigmentos, pues proporciona un color anaranjado para pinturas, tintes, plásticos y compuestos de caucho. Como disulfuro de molibdeno (MoS_2) es un buen lubricante sólido por sí mismo y brinda propiedades de tolerancia a presiones y temperaturas extremas al ser agregado a los lubricantes líquidos y en presentación de grasa.¹⁴

También se utiliza en ciertas aplicaciones electrónicas, como, por ejemplo, en las capas de metal conductoras en los transistores TFT (Thin Film Transistors).¹⁵

De igual modo, el molibdeno 99 se emplea en la industria de isótopos nucleares.¹⁶

Además de ser un elemento con múltiples usos en la actualidad, el molibdeno es un metal básico en el marco de la transición a la generación de energía, libre de fósiles, prevista en el acuerdo climático de París de 2015.

Por lo anterior, asegurar la disponibilidad continua de este elemento es muy importante para la sociedad y aún más para las generaciones futuras.¹⁷

¹³ *Idem*; Raoul Nauman d'Alnoncourt *et al.*, "The Reaction Network in Propane Oxidation over Phase-pure MoVTeNb M1 Oxide Catalysts", *Journal of Catalysis*, vol. 311 (2014), pp. 369-385; Michael Hävecker *et al.*, "Surface Chemistry of Phase-pure M1 MoVTeNb Oxide During Operation in Selective Oxidation of Propane to Acrylic Acid", *Journal of Catalysis*, vol. 285, núm. 1 (2012), pp. 48-60, doi: <https://doi.org/10.1016/j.jcat.2011.09.012>.

¹⁴ L. Améstica, R. Quijada y D. Villaseca, "Molibdeno: propiedades...", *op. cit.*, pp. 1-24.

¹⁵ Glen D. Conidine (ed.), "Molybdenum", *op. cit.*, pp. 1038-1040.

¹⁶ L. Améstica, R. Quijada y D. Villaseca, "Molibdeno: Propiedades...", *op. cit.*, pp. 1-24.

¹⁷ Comisión Chilena del Cobre, Ministerio de Minería, "Mercado internacional de molibdeno", Comisión Chilena del Cobre, DEPP 33 (Reporte 2017), Registro Propiedad Intelectual núm. 286263.

43. Tecnecio: siciliano de nacimiento

FRANCO BAGNOLI*



El tecnecio, cuyo símbolo es Tc, es el elemento número 43 de la tabla periódica y es el más ligero entre los que no tienen isótopos estables. Es uno de los metales de transición (que corresponden al llenado de los orbitales d). Inmediatamente por encima de él se ubica el manganeso y debajo el renio, no muy lejos del tungsteno, el molibdeno, el cromo y el hierro. En términos químicos es muy similar al renio y, como éste, es bastante inerte, aunque puede usarse como catalizador (y esto causa problemas en el procesamiento de combustibles nucleares porque desestabiliza la hidracina que se utiliza para mantener el plutonio en estado trivalente). Su configuración electrónica presenta una estructura $[\text{Kr}] 4d^5 5s^2$.

Si es puro, es gris plateado y se vuelve lentamente opaco en el aire húmedo. Al igual que sus vecinos, posee un punto de fusión bastante alto: 2400 °C, aunque más bajo que el del renio o el tungsteno. Como éstos, también es bastante denso; un litro de tecnecio pesaría alrededor de 11.5 kilogramos. Digo *pesaría* porque es muy difícil encontrarlo. El tecnecio se convierte en superconductor a 7.46 K.

* Investigador del Departamento de Física y Astronomía de la Universidad de Florencia, Italia. Enseña física de sistemas complejos y física computacional. Su investigación se enfoca en sistemas complejos, ciencia cognitiva, psicología, biología y evolución. Es presidente de la asociación de divulgación científica Caffè-Scienza Firenze (www.caffescienza.it). Correo: franco.bagnoli@unifi.it.

A pesar de su número atómico bastante bajo, todos sus isótopos son radiactivos e inestables. El de vida media más larga (4.2 millones de años) es el tecnecio 98, por lo que el tecnecio posiblemente presente en el momento de la formación de la Tierra ha desaparecido por completo. Es posible encontrar trazas en los minerales que contienen uranio, ya que puede producirse por fisión espontánea o inducida de este último, y hoy en día se genera en plantas de energía nuclear, con una eficiencia de alrededor de 6% (en número de átomos); es decir, de un kilogramo de uranio se pueden obtener 27 gramos de tecnecio.

Su inestabilidad se deriva de la concomitancia de varios factores. Los protones y los neutrones son fermiones, por lo que en un nivel sólo puede haber dos. Los protones y los neutrones se mantienen unidos por el intercambio de piones y esta fuerza nuclear atractiva (a una distancia aproximada de 1 fm, 10^{-15} m) equilibra la repulsiva entre los protones, si el núcleo no es demasiado grande. Los neutrones no se descomponen, aunque son más pesados que los protones, porque todos los estados protónicos subyacentes están ocupados. Los núcleos más estables son aquellos que tienen un número par de protones y neutrones. Además, hay números *mágicos*, equivalentes a orbitales atómicos, y los núcleos que poseen un número de protones y neutrones cerca de estos números mágicos son más estables.

El tecnecio (43 protones) se halla bastante lejos de esos números, por lo que todos sus isótopos son inestables; el más estable es el tecnecio 98 (45 neutrones). Los núcleos también pueden tener neutrones o protones en estados excitados, que por lo general regresan al fundamental en tiempos muy cortos (10^{-12} s). Sin embargo, al igual que con los electrones, puede haber estados metaestables cuya transición está “prohibida” por la conservación del spin y, por lo tanto, puede durar más o menos tiempo. Estas configuraciones se denominan *isómeros nucleares*.

El tecnecio, del griego *technetós*, deriva su nombre del hecho de que se produjo de manera artificial. Fue descubierto en los laboratorios del Instituto de Física de la Universidad de Palermo (Sicilia, Italia), en 1937, por Carlo Perrier y Emilio Segrè, en una muestra de molibdeno que había sido bombardeada con núcleos de deuterio en el laboratorio de Ernest Lawrence, en Berkeley (California). En 1952, el astrónomo estadounidense Paul Merrill identificó el tecnecio en el espectro de emisión de algunas estrellas gigantes rojas. Obviamente, ese elemento y sus propiedades habían sido predichos por Mendeléiev a partir del “agujero” que dejó previamente en la tabla periódica.

Por un lado, es una pena que el tecnecio sea radiactivo, ya que es uno de los mejores protectores de hierro; 5 ppm de pertecnato de amonio en agua protegen el acero de manera efectiva hasta 250 °C, pero por supuesto sólo puede usarse en circuitos cerrados. Por otro lado, su radiactividad es muy útil en medicina. Un isómero nuclear, el tecnecio 99m, tiene una vida media de seis horas y emite rayos gamma a frecuencias muy similares a las de los rayos X utilizados para las radiografías. Estos rayos gamma son usados para tomografías. Además, se produce de manera continua a través del radioisótopo de molibdeno 99, que en cambio tiene una vida media de 67 horas y, por lo tanto, puede mantenerse durante algún tiempo, extrayendo el tecnecio cuando sea necesario. Puesto que el tecnecio está vinculado a muchas moléculas de interés biológico, se puede administrar a un paciente, rastrear su concentración en el cuerpo sin causar más daño que una radiografía, y luego esperar 24 horas hasta que la radiactividad de la persona (y de sus excreciones) sea reducida a niveles bastante bajos. El tecnecio se usa tanto en la medicina que los cierres para el mantenimiento de algunas centrales nucleares pueden causar problemas importantes en su disponibilidad.

Aunque es muy poco probable que se encuentre en la naturaleza, ha sido liberado por las explosiones nucleares en la atmósfera y por las plantas de procesamiento de combustible

natural, por lo que, si se comen langostas procedentes de los mares cerca de estas instalaciones del tipo Sellafield, Inglaterra, se corre el riesgo de ingerir cierta cantidad de dicho elemento radiactivo. Se están realizando varios estudios para comprender cuál es su papel en la cadena alimentaria.

44. Rutenio: del grupo del platino

ARMANDO RAMÍREZ MONROY*



El rutenio es un elemento químico con el símbolo Ru, número atómico 44 y peso atómico de 101.07 g/mol que se obtiene como un metal duro, frágil y grisáceo. Fue descubierto en 1844 por Karl Karlovich Klaus (1796-1864), profesor de la Universidad de Kazán en Rusia, a quien también se le conoce por la forma germánica de su nombre como Carl Ernst Claus.¹ Es un metal raro con una abundancia estimada en la corteza terrestre de 0.0001 ppm, el cual es asociado de manera frecuente con otros metales como platino, osmio e iridio. Fue aislado por primera vez a partir de platino nativo encontrado en los Montes Urales, una cordillera montañosa considerada la frontera natural entre Europa y Asia. Klaus anunció su descubrimiento hasta 1845, que luego confirmó Berzelius, y eligió el nombre derivado del latín *Rutheniac* en honor a su patria, pues significa “Rusia”.

El hallazgo del rutenio aún genera controversia porque se considera que en 1807 el químico polaco Jedresz Sniadecki pudo aislarlo a partir de minerales de platino provenientes de

* Investigador del Centro de Química del Instituto de Ciencias, de la Benemérita Universidad Autónoma de Puebla. Se interesa en la síntesis e investigación de compuestos de coordinación y organometálicos de los metales de transición con posibles aplicaciones tecnológicas y ambientales. Correo: armando.ramirez@correo.buap.mx.

¹ K. R. Seddon, “Ruthenium: A Dance to the Music of Time”, *Platinum Metals Review*, vol. 40, núm. 3 (1996), pp. 128-134; V. N. Pitchkov, “The Discovery of Ruthenium”, *Platinum Metals Review*, vol. 40, núm. 4 (1996), pp. 181-188.

América del Sur, aunque él los llamó *vestio* (*vestium* en inglés) en alusión al descubrimiento del asteroide Vesta suscitado el mismo año.²

Sin embargo, un análisis exhaustivo y crítico de la química descrita por Sniadecki, en dos documentos encontrados con posterioridad, muestra que estaba equivocado, ya que el ataque con agua regia de minerales que contienen rutenio origina una disolución y un residuo. Sniadecki anunció que había encontrado *vestio* en dicha disolución, mientras que el rutenio es totalmente insoluble en agua regia y hoy en día se obtiene a partir del residuo. Además, el científico polaco aisló al *vestio* en forma de un cloruro insoluble en alcohol, en tanto que el cloruro de rutenio sí es soluble en el mismo compuesto.³

El rutenio es un metal de transición que forma parte del grupo del platino y es integrante del grupo 8 de la tabla periódica. A todos los metales del grupo del platino se les aísla de *concentrados* de este último y por lo común se obtienen a partir de *lodos anódicos* durante el refinado electrolítico o la fundición de minerales de sulfuro de níquel y cobre, los cuales se encuentran en Sudáfrica y Sudbury (Canadá) y en las arenas de ríos de los Urales en Rusia. Por lo general el rutenio se elimina de la mezcla por destilación como tetróxido de rutenio (RuO_4), el cual es absorbido de inmediato en ácido clorhídrico diluido y enseguida la adición de cloruro de amonio precipita la sal de rutenio $[(\text{NH}_4)_3\text{RuCl}_6]$, que finalmente es reducida con hidrógeno (H_2) para producir el rutenio metálico.⁴

Este elemento posee siete isótopos naturales: rutenio 96, rutenio 98, rutenio 99, rutenio 100, rutenio 101, rutenio 102 y

² Roman E. Sioda, "Vestium or Ruthenium: What Does a Study of the Literature Tell Us?", *Chimia*, vol. 65, núm. 6 (2011), pp. 429-432, <https://doi.org/10.2533/chimia.2011.429>.

³ Yves Jeannin, "Some New Documents Illuminating the Controversy about the Vestium-Ruthenium Discovery", *Comptes Rendus Chimie*, vol. 15, núm. 7 (2012), pp. 580-584, <https://doi.org/10.1016/j.crci.2012.01.007>.

⁴ R. Gilchrist, "The Platinum Metals", *Chemical Reviews*, vol. 32, núm. 3 (1943), pp. 277-372.

rutenio 104, de los cuales el penúltimo es el más abundante.⁵ Tiene la configuración electrónica [Kr] 4d⁷ 5s¹ y una electronegatividad de Pauling de 2.2; su estructura sólida es metálica con un empaquetamiento hexagonal (hcp) y un punto de fusión de 2282 (±20) °C.

El rutenio es prácticamente inerte en ácidos no oxidantes y es estable en condiciones atmosféricas; sin embargo, el polvo fino de rutenio puede ser explosivo y el metal se oxida de manera explosiva cuando se expone a productos químicos oxidantes a temperatura ambiente. Dado que ese elemento es raro y difícil de aislar en forma pura, existen pocas aplicaciones para él. Las principales son como recubrimiento para los ánodos de titanio que incrementa su resistencia a la corrosión cuando dichos materiales se emplean en la producción electrolítica de Cl₂. Además, se utiliza en aleaciones para crear acero no corrosivo, contactos eléctricos más duros y duraderos, y como aditivo para metales de joyería con el fin de hacerlos también más perdurables. Recientemente se ha explorado su uso como catalizador en la producción de amoníaco y como metal experimental para la conversión directa de energía eléctrica en celdas solares.⁶

Por otro lado, el rutenio forma compuestos con metales de transición en un intervalo muy amplio de estados de oxidación, que pueden ir de -2 a +8. Algunas de estas moléculas han sido estudiadas como compuestos prometedores desde la perspectiva química y biológica.

El rutenio es un elemento único, ya que sus estados de oxidación 2, 3 y 4 son accesibles en condiciones fisiológicas, lo cual resulta esencial para su aplicación en medicina. Por lo tanto, se predice que algunos de estos compuestos pueden tener

⁵ John W. Arblaster, "The Discovery of the Ruthenium Isotopes", *Platinum Metals Review*, vol. 55, núm. 4 (2011), pp. 251-262, <https://doi.org/10.1595/147106711X592448>.

⁶ N. N. Greenwood y A. Earnshaw, "Chapter 25 Iron Ruthenium and Osmium", *Chemistry of the Elements*, 2ª ed., Elsevier, Woburn, Inglaterra, 2012, pp. 1070-1113; Robert E. Krebs, *The History and Use of Our Earth's Chemical Elements: A Reference Guide*, 2ª ed., Greenwood Press, Westport, 2006, pp. 133-135.

actividad antitumoral y toxicidad clínica diferentes a las encontradas en compuestos de platino. De manera adicional, ciertos compuestos de rutenio (II) y rutenio (IV) tienen una amplia aplicación en síntesis orgánica y química de polímeros donde son empleados en procesos catalíticos clásicos como metátesis de olefinas, hidrogenación, isomerización y eliminación reductiva.⁷

En particular, la preparación de catalizadores de rutenio con ligantes carbenos fue realizada por Robert H. Grubbs, los cuales toleran muchos grupos funcionales, son estables al aire y son compatibles con una gran variedad de disolventes orgánicos. Por lo anterior, Grubbs recibió el Premio Nobel de Química en 2005 (junto con Richard R. Schrock e Yves Chauvin).⁸

⁷ A. Jabłońska-Wawrzycka *et al.*, "Ruthenium Complexes in Different Oxidation States: Synthesis, Crystal Structure, Spectra and Redox Properties", *Dalton Transactions*, vol. 42, núm. 17 (2013), pp. 6092-6101, <https://doi.org/10.1039/C3DT32214A>.

⁸ P. Charles Casey, "2005 Nobel Prize in Chemistry. Development of the Olefin Metathesis Method in Organic Synthesis", *Journal of Chemical Education*, vol. 83, núm. 2 (2006), pp. 192-195, <https://doi.org/10.1021/ed083p192>.

45. Rodio: el metal más caro del planeta

JORGE GONZÁLEZ GUTIÉRREZ*



El sueño más anhelado para un deportista que participa en los Juegos Olímpicos es llegar triunfante al protocolo de entrega de medallas. Se ilusiona con ascender al pódium, recibir las flores, ver la bandera de su país y escuchar su himno, y, por supuesto, recibir la tan codiciada presea de oro. En la disminución de tal fantasía, los acreedores al segundo y tercer puestos, embriagados de admiración por el ganador, besan sus medallas de plata y bronce mientras vitorean al vencedor.

Cuando por televisión vi que en tierras españolas el británico Linford Christie, a sus 32 años, ganó la carrera de 100 metros planos, me formulé una pregunta ingenua que, en mi niñez de ese lejano 1992, me hacía sentido: ¿será acaso que la distinción entre preseas se basa en su valor económico?

En primera instancia uno podría pensar que sí, y que, de hecho, esta distinción se extiende incluso a tradiciones de celebración, como los aniversarios de boda que se remontan a la época romana. En ellos las bodas de bronce, plata y oro representan el aniversario de ocho, 25 y 50 años de casados, respectivamente. En esta tradición queda claro que “conseguir el oro” sigue teniendo más mérito.

* Investigador de la Facultad de Ciencias en Física y Matemáticas, Universidad Autónoma de Chiapas. Le interesa investigar la formación de patrones textiles, pictóricos, en medios granulares y en biopelículas. Correo: endotropia@hotmail.com.

Nada más alejado de la realidad en mi razonamiento como infante. El valor económico de un metal no tiene que ver con la distinción que se le otorga a un galardonado.

Primero, resulta que la designación de las preseas olímpicas se basa no en el valor económico sino en principios históricos. Los tres metales (oro, plata y bronce) representan las tres primeras edades del hombre de la mitología clásica griega: la edad dorada que corresponde al tiempo de los dioses, la de plata que es la juventud y, finalmente, la de bronce que es la época de héroes y guerra. Segundo, el material asignado a cada aniversario de bodas se relaciona con su dureza; simboliza la fuerza de la unión. Así, las celebraciones van desde los materiales más débiles en los primeros años de matrimonio, hasta los más fuertes, cuando el enlace conyugal está consolidado. Finalmente, si el valor económico de los metales fuera el parámetro relevante para otorgar distinciones, entonces el máximo galardón no debería ser de oro, pero tampoco de platino (que, dicho sea de paso, cuesta más que el oro); más bien, la máxima distinción debería ser de rodio, que es el metal más caro del planeta.

¿Qué es ese extraño material?, ¿por qué es tan costoso?, ¿será que también está presente en los mejores eventos, como su contrincante el oro?

Recordemos que la forma más simple de simbolizar a un átomo es pensar en un sistema solar: el Sol representa un caldo de neutrones y protones, mientras que los planetas son los electrones. Una diferencia significativa entre un sistema solar y la representación simplista de un átomo es que en las “órbitas” de los átomos (capas de electrones) puede haber un número mayor de electrones: dos, ocho, 18, 32, 50, 72 y 98 por cada capa. Por otra parte, un orbital es una zona del espacio donde hay una probabilidad mayor de 90% de encontrar a un electrón. El número de protones, neutrones y electrones, así como la distribución de estos últimos, son responsables de las propiedades físicas de los materiales. Con esto en mente es posible argumentar que, desde un punto de vista químico, el rodio es un metal de tran-

sición y un miembro del grupo del platino. Esto significa que una de sus principales características es que su orbital *d* (una forma especial de distribución electrónica) está parcialmente lleno de electrones. De hecho, en la tabla periódica lo podemos encontrar en la parte central, justo en el bloque *d*. El nombre de *transición* proviene de un proceso cuántico muy interesante: el rodio tiene la capacidad de extraer electrones de capas internas y colocarlos en su última capa hasta llenarla, mientras que los lugares disponibles de la capa donde los extrajo se llenan con otros electrones de otra capa. Este proceso atiborrado de *transiciones electrónicas* se repite cuantas veces sea necesario. Además, sólo tiene un isótopo natural, es decir, puede tener un gemelo casi igualito, pero con un diferente número de neutrones, lo que le confiere distintas propiedades físicas.

El rodio es un metal muy escaso y tiene poca presencia en la corteza terrestre. Se estima que por cada 10 000 millones de granitos de material sólo hay dos de rodio. Para darnos una idea de este número, la Vía Láctea tiene 100 000 millones de estrellas, entre todas las cuales se halla nuestro Sol. No existe en el planeta una mina de rodio. Su extracción es compleja y se realiza en minas de platino y níquel porque se encuentra unido a otros metales. Además, existen muy pocos minerales que contienen rodio.

En términos estéticos, el rodio es un metal plateado y duradero que tiene una alta reflectancia. Es un metal noble, lo cual significa que es resistente a la corrosión y a la oxidación en el aire húmedo. La mayoría de los ácidos no le afecta, es insoluble en ácido nítrico y se disuelve de manera ligera en agua regia. Además, comparado con el platino, es un metal cuyo punto de fusión es más alto y de menor densidad. Sin embargo, como el rodio no es un metal neutro (como el oro o la plata) por sí solo pudiera ser tóxico a menos que se trabaje de una forma muy profesional. Así que otro punto de orgullo para los poseedores de alguna pieza con rodio es el trabajo fino con el que se elaboró su joya.

Debido a sus propiedades, el rodio es considerado un excelente metal para recubrir joyas finas o decoraciones de plata, oro blanco y platino. Un baño de rodio consiste en sumergir una pieza (de oro o plata) en una solución química con varios gramos de ese elemento. Después, mediante un proceso electrolítico, el rodio, que inicialmente está en la solución, se adhiere a la superficie de la pieza y forma una capa cuyo espesor es de varias micras. Este fino recubrimiento creado de esa forma es inofensivo para la salud de las personas. Los joyeros que realizan ese proceso presumen que sus piezas tendrán una eterna belleza. Ciertamente es que no argumentan falacias: el rodio hará que las joyas sigan siendo brillantes y limpias durante mucho más tiempo. Además, les provee una mayor protección contra el desgaste y la corrosión por ataque químico.

Curiosamente, el alto punto de fusión y la poca maleabilidad del rodio hacen que sea muy difícil fabricar joyas de rodio sólidas. Por esta razón, y por su alto precio, las joyas sólidas de rodio puro son muy escasas.

El rodio también se utiliza en la industria para endurecer e incrementar la resistencia a la corrosión del platino y el paladio. Además, con dicho elemento pueden crearse casquillos para la fabricación de fibra de vidrio, sensores de temperatura como termopares y materiales de laboratorio para calentar, fundir, quemar y calcinar sustancias.

El principal uso del rodio se da en la fabricación de convertidores catalíticos para automóviles. Es un componente fundamental para controlar y reducir gases contaminantes que son expulsados por motores de combustión interna. El rodio se emplea en vehículos tanto con motores de gasolina como de diésel. En 2012 prácticamente 81% del rodio extraído en minas se utilizó para ese propósito. Como anécdota, se ha presentado un aumento considerable del robo de dichas autopartes porque, además de rodio, en los catalizadores hay platino.

Si bien el rodio casi nunca está presente en un protocolo de reconocimiento, al menos lo estuvo en 1979 cuando al *Libro*

Guinness de los Récords le dio a Paul McCartney un disco recubierto con este elemento. Lo anterior, como homenaje por ser el cantautor con más ventas en la historia.

Para finalizar, no debemos olvidar que si uno elige argollas de rodio hay la certeza de que, en todos los aniversarios, los anillos estarán tan brillantes como si fuese el primer día de casados.

46. Paladio: el metal versátil y valioso

JUAN PEDRO PALOMARES BÁEZ*



Cuando pensamos en metales preciosos por lo general nos vienen a la mente el oro y la plata. Pero existe un metal menos conocido que está ganando atención y valor: el paladio. Dicho metal de color blanco plateado, descubierto en 1803, tiene una amplia gama de usos en la industria y se está volviendo cada vez más importante en la actualidad porque posee fascinantes propiedades y variadas aplicaciones.

El paladio recibe su nombre del asteroide Pallas, que fue avistado casi al mismo tiempo en que William Hyde Wollaston descubrió el metal, al cual denominó de aquella manera en honor al referido cuerpo celeste. En la mitología griega, Pallas era la diosa de la sabiduría, alusión que resulta bastante apropiada para un elemento que posee diversas posibilidades de uso en distintas industrias.

El paladio pertenece a los metales del grupo del platino y comparte muchas características con su hermano más famoso. Es un metal blando, dúctil y maleable, además de ser resistente a la corrosión y al deslustre. Esto último lo convierte en un material ideal para utilizarse en entornos hostiles. Sin embargo, lo que en realidad distingue a este elemento es que es versátil y asequible.

* Investigador de la Facultad de Ciencias Químicas de la Universidad Autónoma de Chihuahua. Experto en dinámica molecular y nanomateriales. Correo: ppalomares@uach.mx.

Por su capacidad de ayudar a reducir las emisiones nocivas de los vehículos es utilizado en convertidores catalíticos; en esos dispositivos transforma contaminantes tóxicos en sustancias menos dañinas. De hecho, casi 85% de la demanda mundial de paladio proviene de la industria automotriz.

Además de las aplicaciones en ese rubro, el paladio también es usado en electrónica, joyería y odontología. En electrónica, se emplea en la fabricación de condensadores, conectores y otros componentes debido a su excelente conductividad y resistencia a la oxidación. Entretanto, los fabricantes de joyas comienzan a usarlo con más frecuencia porque posee algunas cualidades geniales: es hipoalergénico, lo cual significa que no irrita la piel; ¡también es similar en color al platino, por lo que se ve realmente elegante y brillante! El paladio es asimismo un componente esencial en la producción de oro blanco. Este último se genera al alea oro con otros metales, incluido el paladio, con el fin crear un material blanquecino o plateado. Sin paladio el oro blanco no existiría en su forma actual. En odontología se emplea en coronas y puentes porque es biocompatible y resistente a la corrosión. Como dato curioso, el paladio se utilizó en los empastes dentales del presidente George Washington, que se descubrieron durante un examen de sus restos en 1992.

Además, este elemento tiene algunas propiedades únicas que también lo hacen útil en otras aplicaciones. Por ejemplo, puede absorber gas hidrógeno hasta 900 veces su propio volumen, lo que lo hace útil para el almacenamiento de hidrógeno y para el desarrollo de celdas de combustible. Éstas son una alternativa limpia y eficiente a los combustibles fósiles, y el paladio juega un papel fundamental en su construcción. Cuando el gas de hidrógeno pasa sobre un catalizador de paladio se divide en protones y electrones que luego pueden usarse para generar electricidad. Dicho proceso produce agua como subproducto, por lo cual resulta una opción ecológica.

En los últimos años, el valor del paladio ha ido en aumento, lo que lo ha convertido en una opción de inversión popular y,

claro, como con cualquier producto valioso, ha habido casos de robo y fraude relacionados con este metal. En 2019 se sustrajo el equivalente a un millón de dólares en paladio de un camión de transporte en Carolina del Norte. En otro caso, se descubrió que una empresa china producía lingotes de paladio falsificados que contenían cobre y otros metales.

Sin embargo, la creciente demanda de este elemento puede acarrear algunos efectos no deseados; la minería y su extracción generan impactos ambientales que hacen necesario el desarrollo de prácticas sostenibles con el fin de mitigar esas repercusiones.

Ahora, algunos datos curiosos del paladio.

Es uno de los metales más raros del mundo, con una producción anual estimada de 15 a 20 toneladas. El paladio se usó para hacer las famosas estatuas de los Oscar desde 1983 hasta 2015. Tiene una firma química única que puede utilizarse para identificar meteoritos que han caído a la Tierra. Se empleó en el Proyecto Manhattan para fabricar armas nucleares durante la segunda Guerra Mundial. Fue utilizado también para tratar la tuberculosis.

El paladio también ha hecho algunas apariciones en la ciencia ficción. En el programa de televisión *Stargate SG-1* se usaba para alimentar un dispositivo capaz de crear un agujero de gusano estable. Y en la película *Iron Man 2*, el reactor arc de Tony Stark se alimentaba de un núcleo de paladio.

En conclusión, el paladio es un metal fascinante con una variedad de propiedades y aplicaciones únicas. Desde la reducción de emisiones nocivas en los vehículos, hasta la generación de electricidad a través de celdas de combustible, este elemento es un componente vital en muchas industrias. A medida que su valor continúa en aumento es importante considerar los impactos ambientales de la minería y la extracción y el desarrollo de prácticas sostenibles en la industria. A pesar de algunos casos de robo y fraude, la versatilidad y la asequibilidad del paladio lo convierten en un producto valioso y emocionante para fabricantes, inversores y científicos por igual.

47. Plata: noble y maleable

PAULA CRISTINA SANTOS MUNGUÍA*



La plata, con símbolo químico Ag, es un elemento que encontramos en la tabla periódica con el número atómico 47. Tiene una masa atómica de 107.8682 g/mol y su primera energía de ionización es de 731 KJ/mol. Pertenece al grupo 11, periodo 5 y bloque *d*, que lo hace un metal de transición. Sus estados de oxidación son: +1, +2, +3 y +4, y tiene una configuración electrónica $[\text{Kr}]4d^{10}5s^1$. Su densidad es de 10.5 g/cm³, punto de fusión 960.5 °C, punto de ebullición 1950 °C y resistividad 1.59 u ohm-cm a 20 °C. Tiene la más alta conductividad térmica y eléctrica de todos los metales; se encuentra en estado sólido y posee una dureza de 2.5 a 3.0, según la escala de Mohs.

La plata adquiere este nombre debido a la evolución de la palabra latina *platus*, que significaba originalmente “plano”. Su símbolo Ag proviene del latín *argentum*, nombre del metal en ese idioma.

Ocupa el lugar número 63 en el orden de abundancia, con concentraciones de 0.01 a 0.1 ppm; se puede encontrar en forma nativa o en aleaciones con otros metales, principalmente especies mineralógicas como argentita (Ag₂S), cerargirita (AgCl),

* Profesora titular de la Universidad Estatal de Sonora de la carrera de ingeniería en geociencias. Participa en un grupo de investigación de metalurgia extractiva, cuya línea de trabajo se enfoca en la recuperación de oro a través de minerales con contenidos de telururos de ese elemento áureo. Correo: paula.santos@ues.mx.

estefanita (Ag_5SbS_4), proustita (Ag_3AsS_3) y pirargirita (Ag_3SbS_3). La plata también se asocia con el plomo y el cobre.

Se considera un metal noble, es decir, que no reacciona químicamente con otros elementos. Además, es maleable, con gran brillo y hermoso color, lo que lo hace muy apreciado desde los inicios del uso de los metales que se dio un poco después de la Edad de Piedra. En esta época empezaron a utilizarse elementos metálicos como el cobre, el oro y la plata, ya que éstos podían encontrarse de forma nativa y era muy fácil extraerlos de la corteza terrestre.

La plata ya se conocía en México antes de la Conquista. De hecho, en Mesoamérica los aztecas, los mayas y los zapotecas, entre otros, ya trabajaban con ese metal, al que consideraban un regalo de la Luna. Al arribar los españoles a estas tierras, Moctezuma confundió a Hernán Cortés con el dios Quetzalcóatl y por esa razón lo llenó de obsequios, entre ellos gran cantidad de plata.

A mediados del siglo xvi los conquistadores ibéricos se dieron a la tarea de recorrer la geografía del Nuevo Mundo con el fin de encontrar yacimientos de oro y plata. Tuvieron éxito en diferentes sitios, entre ellos Zumpango, Estado de México; Taxco, Guerrero, y Nueva Galicia, que comprendía los actuales estados de Nayarit, Jalisco, Colima, Aguascalientes, San Luis Potosí, Durango y algunas zonas de Zacatecas.

Las primeras minas de plata en México surgieron en Zacatecas, cuando un indígena le regaló a Juan de Tolosa una piedra rica en dicho metal y plomo, lo cual dio lugar a la fundación de un nuevo poblado: Minas de Nuestra Señora de los Remedios, provincia de Zacatecas. La Veta Madre de Guanajuato, una de las más ricas, fue detectada gracias a que unos arrieros que andaban muy cerca del cerro del Cubilete —también en territorio guanajuatense— hicieron una fogata y al poner rocas a su alrededor notaron cómo éstas se derretían en forma metálica, lo que significó el descubrimiento de la actual mina San Juan de Rayas, rica en plata, oro, cobre, plomo y zinc.

México es el primer productor de plata por octavo año consecutivo; tan sólo en 2017 produjo 194.6 millones de onzas. La mayor parte de la plata extraída a nivel mundial se utiliza con fines industriales, ya que es resistente a la corrosión y a la oxidación; puede aplanarse para formar hojas finas y estirar en hilos muy delgados debido a su excelente maleabilidad.

Por su gran conductividad se emplea asimismo en la electrónica y en la industria eléctrica; gracias a su sensibilidad a la luz aún se usa en la fotografía tradicional como revelador. Desde los años 700 a.C. ha servido para fabricar monedas y armas blancas; en la joyería es muy utilizada ya que tiene mayor dureza que el oro y su brillo metálico de color blancuzco se mantiene en perfectas condiciones en agua y aire, aunque al estar en contacto con el sulfuro de hidrógeno o azufre puede generar una fina capa de color negro, la cual es posible eliminar con facilidad. También se usa en aleaciones para piezas dentales, y como posee propiedades antimicrobianas y no es tóxica, su empleo se extiende con amplitud hacia otras áreas de la medicina. Además, el yoduro de plata se ha utilizado para producir lluvia artificial.

48. Cadmio: un elemento tóxico

ANA GLORIA VILLALBA*



El cadmio (Cd) es un elemento metálico que se encuentra en la naturaleza formando minerales con cobre, zinc y plomo.¹ Se descubrió en Alemania en 1817, en un subproducto del proceso de refinación de zinc, por Friedrich Strohmeyer. Su denominación se deriva de la palabra latina *cadmia* y el vocablo griego *kadmeia*, que son los nombres antiguos para calamina u óxido de zinc. Elevadas concentraciones en aire, agua y suelo pueden ocurrir cerca de emisiones de fuentes industriales, principalmente minería y refinación de metales. Se usa como anticorrosivo en galvanizado de acero, baterías y pigmentos, en paneles solares,² como estabilizador de productos de cloruro de polivinilo (PVC) y absorbente de neutrones en plantas nucleares.³ Los pigmentos a base de sulfuro de cadmio de origen natural se utilizan desde 1850 debido a sus brillantes colores rojo, naranja y amarillo, y aparecieron con prominencia en

* Investigadora del Conahcyt-Unison. Sus líneas de investigación son: biofísica celular, propiedades mecánicas a nivel celular, caracterización biofísica y diversidad de micromicetos del suelo. Correo: anagloria.villalba@unison.mx.

¹ J. Godt *et al.*, "The Toxicity of Cadmium and Resulting Hazards for Human Health", *Journal of Occupational Medicine and Toxicology*, vol. 1, núm. 22 (septiembre de 2006), pp. 1-6, <https://doi.org/10.1186/1745-6673-1-22>.

² G. F. Nordberg *et al.*, "Cadmium", *Handbook on the Toxicology of Metals*, vol. II: *Specific Metals*, 4ª ed., Academic Press, Países Bajos, 2015, pp. 667-716.

³ Lars Järup, "Hazards of Heavy Metal Contamination", *British Medical Bulletin*, vol. 68, núm. 1 (diciembre de 2003), pp. 167-182, <https://doi.org/10.1093/bmb/ldg032>.

las pinturas de Vincent van Gogh a finales del siglo XIX. En la Unión Europea se ha restringido por ley su uso en procesos en los que ocurre dispersión al ambiente. La Agencia Internacional de Investigación en Cáncer (2012) (IARC, por sus siglas en inglés) clasifica al cadmio en el grupo 1, es decir, como un cancerígeno humano. Su adsorción por la piel es mínima, mientras que entre 10 y 50% del cadmio inhalado e ingerido se absorbe. Su grado de absorción aumenta a bajos niveles de consumo de calcio, zinc y hierro. Es transportado en plasma cuando se une metalotioneína (MT), una proteína de bajo peso molecular y/o ciertas proteínas de alto peso molecular. Su acumulación se da en músculo, hueso, riñón e hígado; la vida media en estos tejidos se considera larga, entre 10 y 30 años. La unión metalotioneína-cadmio es filtrada a través del glomérulo renal y reabsorbida en el tubuli, donde el cadmio es desechado vía orina. Los efectos tóxicos ocurren cuando el cadmio no está unido a proteínas.⁴

PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS

La masa atómica del cadmio es 112.4 (g/mol), y su número atómico, 48. Su configuración electrónica es [Kr] 4f¹⁴5s² y tiene una densidad de 8.6 g/cm³, un punto de fusión de 320.9 °C y un punto de ebullición de 765 °C. Forma una estructura cristalina hexagonal y es un metal maleable de color blanco-plateado. Los isótopos naturales del cadmio son 106 (1.22%), 108 (0.88%), 110 (12.9%), 111 (12.75%), 112 (24.07%), 113 (12.6%), 114 (28.86%) y 116 (7.5%). Tiene tres isótopos radiactivos: el cadmio 109, el cadmio 111 y el cadmio 115m.

Algunos compuestos comunes del cadmio son acetato de cadmio, sulfuro de cadmio (pigmento amarillo), sulfuro de seleniuro de cadmio (pigmento rojo), estearato de cadmio, óxido

⁴ G. F. Nordberg *et al.*, "Cadmium", *Handbook...*, *op. cit.*, pp. 667-716.

de cadmio, carbonato de cadmio, sulfato de cadmio, cloruro de cadmio, hidróxido de cadmio y nitrato de cadmio. Algunos de ellos son altamente solubles en agua, como el acetato de cadmio, el cloruro de cadmio y el sulfato de cadmio; mientras que el óxido de cadmio y los sulfuros son casi insolubles, aunque el óxido y el carbonato de cadmio pueden solubilizarse a pH gástrico.⁵

PRODUCCIÓN Y USOS

El cadmio muestra cierta similitud química con el zinc y es frecuente encontrarlo en minerales con este metal y con plomo a concentraciones relativamente altas, 1:100 a 1:1000 de cadmio/zinc en minerales y suelo. Se obtiene como subproducto en la refinación de zinc y de otros metales, en especial cobre y plomo. El consumo mundial de cadmio se ha incrementado en los últimos años: ha alcanzado una producción global de 23 900 Tm (excluyendo a los Estados Unidos), 5% más que en 2015, siendo China el principal productor con 8 200 Tm. En 2016 México produjo 1 190 Tm, principalmente en minas de San Luis Potosí.

La producción de baterías representa la mayor parte del consumo global del cadmio. Otros usos finales de ese metal incluyen aleaciones, recubrimientos anticorrosivos, pigmentos, estabilizadores PVC y semiconductores para células solares. Se presenta en varias formas según su uso final: losas o barras se consumen por lo general para las aleaciones; bolas y esferas para chapado, y hojuelas, polvo o barras para productos químicos y pigmentos.⁶

⁵ *Idem.*

⁶ National Minerals Information Center, “Minerals Yearbook, Cadmium [Advance Release]”, *U. S. Geological Survey Minerals* (2018). Disponible en <https://minerals.usgs.gov/minerals/pubs/commodity/cadmium/myb1-2016-cadmi.pdf> (consultado el 23 de octubre de 2023).

Aunque la toxicidad del cadmio ha sido reconocida hace apenas poco más de un siglo, la contaminación ambiental por este metal ha prevalecido durante varios miles de años, desde que los seres humanos empezaron a producir metales a partir de minerales que lo contenían. En 2018 la Agencia de Sustancias Tóxicas y Registro de Enfermedades (ATSDR, por sus siglas en inglés) lo clasificó en el lugar número 7 de la lista de sustancias tóxicas y la Organización Mundial de la Salud (OMS), desde ese mismo año, lo incluye en la lista de las 10 sustancias químicas que representan una preocupación para la salud pública.

El cadmio puede ejercer efectos tanto agudos como crónicos en la salud humana. En los últimos años lo primero se ha vuelto raro, y lo segundo cobra mayor atención. En cuanto al envenenamiento agudo por inhalación de cadmio, en el pasado ocurrió en trabajadores principalmente por inhalación de humo de sustancias que contenían cadmio o por soldaduras de plata-cadmio. Los síntomas después de 24 horas de exposición incluyen irritación, sequedad de garganta y nariz, tos, dolor de cabeza, escalofríos, dolor de pecho y fiebre. En casos severos se presenta edema pulmonar, neumonitis química e incluso la muerte.

Se estima que la dosis letal del óxido de cadmio ocurre por una exposición de ocho horas a 5 mg/m^3 . En individuos sensibles aparecen los mismos síntomas en el mismo tiempo de exposición, pero de 1 mg/m^3 .⁷

En envenenamiento agudo por ingestión de carbonato de cadmio, los síntomas aparecen cuando la concentración ingerida excede 15 mg/l . Los iones de cadmio en el jugo gástrico son movilizados con facilidad a la mucosa intestinal; provocan

⁷ Carl Gustaf Elinder y Birger Lind, "Chapter 2. Principles and Problems of Cadmium Analysis", en L. Friberg, C. G. Elinder y T. Kjellström *et al.* (eds.), *Cadmium and Health: A Toxicological and Epidemiological Appraisal*, CRC Press, Florida, 1986, pp. 7-22.

náuseas, vómito, dolor abdominal y diarrea a los pocos minutos de la ingestión; en casos severos se presenta *shock*. Si se provoca el vómito del contenido gástrico, por la baja velocidad de adsorción, es factible la recuperación de los individuos intoxicados. Concentraciones de 15 mg/l de cadmio en el agua inducen el vómito. En alimentos con contenido de proteína se requieren concentraciones más altas para el mismo propósito.⁸

La descripción general de envenenamiento crónico por cadmio fue investigada por primera vez por Lars Friberg (1950) en un grupo de 50 trabajadores suecos. Algunos de los efectos descritos por su estudio son: desórdenes pulmonares en vías aéreas superiores, inflamación crónica de nariz, garganta y laringe, y en vías aéreas inferiores, enfermedad pulmonar obstructiva crónica.

En intoxicaciones por cadmio se considera que el riñón es el órgano más afectado, aunque los efectos en huesos pueden ser detectados a bajos niveles de exposición. En relación con esto último, la influencia del cadmio en la materia ósea se divide en osteomalacia y osteoporosis, mediante los siguientes mecanismos: *a)* efectos de membrana; *b)* eventos metabólicos en células tubulares que causan la incapacidad de activación de la vitamina D en el riñón; *c)* incapacidad del túbulo renal para reabsorber calcio y fosfato; *d)* acción directa del cadmio en el hueso y alteración del metabolismo del colágeno. La forma más severa por exposición oral crónica de cadmio es la enfermedad itai-itai, la cual manifiesta daño renal por disfunción tubular y glomerular, así como daño óseo, el cual consiste en una combinación de osteomalacia y osteoporosis.⁹

Varias organizaciones han recomendado límites de exposición seguras: la OMS (2000), para el aire ambiente, un nivel de 5 ng/m³; la JECFA (Joint Expert Committee on Food Additives and Contaminants, por sus siglas en inglés) (2012), para consumo en alimentos, de 25 µg/kg de peso corporal/mes. Para agua potable la OMS establece 3 µg/l, mientras que la EPA 5 µg/l y no

⁸ G. F. Nordberg *et al.*, "Cadmium", *Handbook...*, *op. cit.*, pp. 667-716.

⁹ *Idem.*

permite cadmio en pesticidas. La FDA limita la cantidad de cadmio en colorantes alimenticios a 15 mg/kg. En los Estados Unidos se regula la presencia de cadmio en alimentos, con una variación de 0.05 mg/kg de peso húmedo para vegetales y frutas a 1 mg/kg para riñón de ganado vacuno y cerdos; para papas, 0.1 mg/kg y para trigo y arroz 0.2 mg/kg.¹⁰ En México, la NOM-127-SSA1-1994 establece como límite máximo permisible 0.005 mg de cadmio en agua para consumo humano.

¹⁰ *Idem.*

49. Indio: azul intenso

AMIR MALDONADO*



En junio de 1863 dos científicos alemanes de la escuela de minas de Freiberg analizaban minerales de zinc en busca de trazas de talio. El profesor de física Ferdinand Reich y su asistente, Hieronymus Theodor Richter, usaban en esta tarea un espectroscopio, instrumento desarrollado hacia 1860 por Bunsen y Kirchhoff. Como era propio de esta técnica, calentaban los minerales hasta volverlos incandescentes; entonces la luz emitida era separada en sus componentes espectrales por un prisma y observada con atención. Curiosamente, Reich era insensible a los colores y por eso necesitaba un asistente, pues buscaba el tono verde característico de una línea de emisión del talio.

Sin embargo, para su sorpresa, no se observaron vestigios de talio, sino una luz con una línea azul intenso que evocaba un colorante usado con frecuencia en ese entonces en Europa: el índigo.

Al cabo de cierto tiempo, Reich y Richter concluyeron que tenían ante ellos la prueba de la existencia de un nuevo elemento, al que llamaron *indio* por la semejanza del color de la luz observada con el color del índigo. Cabe decir que en aquella época el colorante se obtenía de una planta proveniente de

* Investigador de la Unison. Trabaja en materia condensada blanda e imparte cursos de física general, biofísica, termodinámica, entre otros. Correo: amir.maldonado@unison.mx.

la India (de ahí su nombre). En nuestro continente, una planta de la misma especie da origen a un colorante similar: el añil.

El indio es el elemento 49 de la tabla periódica; su símbolo químico es In y su peso atómico 114.82. En términos relativos es poco abundante en la corteza terrestre: aproximadamente 0.000016% del total de materiales en ella corresponde a este metal, lo que equivale a que por cada kilogramo de corteza existen 0.25 mg de indio. Más aún, no se conocen yacimientos donde exista en forma elemental o en gran concentración en alguno de sus compuestos; más bien se encuentra diseminado entre otros minerales. Por esa razón, el indio que se obtiene del subsuelo es un subproducto de la extracción de plomo y zinc; aunque en nuestros tiempos la producción minera de indio es inferior en volumen a la que se tiene por vías del reciclaje de productos que lo contienen.

En estado puro, se trata de un material suave y maleable, de apariencia plateada; su densidad a 20 °C es 7.31 g/cm³. El indio es tan suave que puede ser rayado con la uña e incluso deja una traza al frotarse sobre un papel, como si se tratara de un lápiz. Su dureza es de valor 1.2 en la escala de Mohs. En esta gradación el talco tiene asignado el 0, mientras que al diamante le corresponde el 10; la cera tiene una dureza de 0.2, mientras que 2.5 es el valor para el material que forma nuestras uñas.

El indio es un metal que conduce electricidad mejor que el hierro; su conductividad eléctrica es del orden de 18% del valor correspondiente a la plata. Su punto de fusión es 156.5985 °C. Este valor sirve como uno de los 14 puntos de calibración de la escala internacional de temperaturas (ITS-90). Asimismo, debido a su relativamente accesible punto de fusión, este material sirve como referencia en la calibración de instrumentos de calorimetría diferencial de barrido. Su punto de ebullición es 2072 °C.

Dado que un átomo de indio tiene 49 electrones, su configuración electrónica termina en el nivel 5: 5s² 5p¹. Por este acomodo de electrones, su estado de oxidación por lo general es +3, aunque con menos frecuencia suele mostrar un estado +1.

En el primero puede formar compuestos con los halógenos como InCl_3 , con el oxígeno (In_2O_3) y con el azufre (In_2S_3); las dos últimas moléculas solamente se forman a temperaturas altas. En el +1 es capaz de configurar compuestos como InCl , InBr o In_2O .

Debido a su poca disponibilidad, durante mucho tiempo no se encontraron aplicaciones prácticas para el indio. De hecho, el gran químico del siglo xx Linus Pauling le dedicó apenas unas líneas en su clásico libro *Química general* (1947) para decir que “los elementos del grupo IIIb [...] son raros y tienen poca importancia práctica”.

Sin embargo, poco a poco se fueron hallando aplicaciones de gran impacto. Algunas de ellas están relacionadas de manera directa con sus propiedades físicas o con las de sus aleaciones. Por ejemplo, una de las primeras aplicaciones fue la creación de recubrimientos a base de aleaciones de zinc e indio para hacer más resistentes a la fricción y a la corrosión ciertas piezas de acero usadas en aeroplanos en los tiempos de la segunda Guerra Mundial. El indio también se utiliza en la creación de espejos de alta calidad para instrumentos ópticos, ya que su reflectividad es relativamente constante en todo el espectro de la luz visible y además resiste la corrosión.

Las propiedades térmicas del indio se aprovechan para crear aleaciones que se funden a bajas temperaturas, las cuales se emplean en soldaduras o como fusibles térmicos. Una aleación líquida de indio con galio y estaño se usa para remplazar el mercurio en termómetros. Además, dado que el indio retiene su maleabilidad y su ductilidad a muy bajas temperaturas, sirve como sello en aplicaciones criogénicas (hasta $-150\text{ }^\circ\text{C}$).

En energía nuclear se ha encontrado una aplicación interesante con el indio y con algunas de sus aleaciones debido a su capacidad para absorber neutrones: se fabrican barras de control que permiten regular el ritmo de fisión del uranio o del plutonio, con lo cual es posible controlar la potencia de trabajo de un reactor nuclear.

Uno de los isótopos radiactivos del indio hace posible la detección de infecciones ocultas o de difícil diagnóstico en el ser humano. En efecto, el indio 111, cuya vida media es de cerca de 2.8 días, se utiliza para marcar glóbulos blancos (extraídos de manera previa del paciente), los cuales se reinyectan en el torrente sanguíneo. Dado que los glóbulos conservan su funcionalidad, siguen cumpliendo su papel dentro del sistema inmune y se acumulan en los sitios donde hay infecciones, particularmente si éstas son agudas. Lo anterior permite realizar una imagen con ayuda de un detector de radioisótopos, en la cual se revela el sitio de la infección.

Pero sin duda hoy en día las aplicaciones más importantes del indio aparecen en la industria de la electrónica. Por ejemplo, compuestos como el arseniuro de indio (InAs), el fosfuro de indio (InP), o aleaciones como el arseniuro de indio y galio (InGaAs), se utilizan en transistores, sensores de infrarrojo, láseres y diodos emisores de luz (leds). Algunos de estos compuestos, u otros materiales como el seleniuro de cobre, indio y galio (abreviado CIGS), o el diseleniuro de cobre-indio (CuInSe_2), se usan para fabricar celdas solares que convierten la luz en energía eléctrica.

El empleo actual más extendido del indio se encuentra en los recubrimientos denominados ITO, los cuales son películas delgadas de una mezcla sólida de óxido de indio (In_2O_3) y óxido de estaño (SnO_2). La relevancia de este material estriba en sus propiedades: es un buen conductor eléctrico, al mismo tiempo que es transparente en el espectro visible y reflector en el infrarrojo. Por ello, con películas ITO se recubren las pantallas táctiles de las computadoras portátiles, las tabletas electrónicas y los teléfonos celulares: la conductividad del material permite hacer de la pantalla un elemento activo, a la vez que no interfiere con la luz que emana de ella. Las películas ITO también recubren las pantallas de televisores y además sirven para aislar de manera térmica edificios, pues no permiten la entrada del infrarrojo a través de ventanas recubiertas (que sí

facilitan el paso de luz visible). Es tan importante la producción de aditamentos con recubrimientos ITO, que se estima que 65% de la producción global de indio se dedica de manera exclusiva a ellos. En la actualidad la fuente más importante de producción de este metal es precisamente el reciclaje de pantallas recubiertas.

La gran proliferación contemporánea de productos que contienen materiales a base de indio ha despertado el interés por su posible toxicidad o inocuidad. Aunque aún existen pocos estudios al respecto, algunos resultados en animales permiten entrever que la inhalación prolongada de fosfuro de indio tiene potenciales efectos carcinogénicos. De igual forma, experimentos con animales, así como la experiencia de trabajadores expuestos al material ITO, sugieren que puede provocar daño en los pulmones. A reserva de que en un futuro aparezcan estudios más concluyentes, se sugiere manejar dichos materiales con razonable precaución.

50. Estaño: su importancia en la optoelectrónica

ARIÁN ESPINOSA ROA*



El estaño es un metal demasiado común que la mayoría de nosotros conocemos más o menos bien, aunque ignoramos algunas de sus peculiaridades. Por lo común es utilizado en soldadura de baja temperatura para aplicaciones en electrónica, a través de un cautín. También lo hemos tenido en las manos en forma de latas de alimentos y joyería.

El estaño pertenece al grupo 14 de la tabla periódica de los elementos químicos, con el número atómico 50 y con el símbolo Sn. Ha sido empleado por la humanidad durante miles de años debido a sus diversas propiedades y aplicaciones. En la actualidad es un material clave en muchas industrias, desde la fabricación de envases alimentarios hasta la construcción y, de manera fundamental, en la electrónica.

Este metal ha sido utilizado desde la Edad del Bronce hace más de 4 000 años. Se cree que el estaño fue descubierto en Mesopotamia (ahora Iraq) y constituye un recurso valioso debido a su capacidad para mezclarse con el cobre y formar bronce, que es un material más duro y duradero. En ese tiempo, el estaño se obtenía principalmente de depósitos naturales que se en-

* Investigador por México adscrito al Centro de Investigación en Química Aplicada, unidad Monterrey. Desarrolla su trabajo en torno del diseño, la síntesis y la aplicación de materiales semiconductores en dispositivos optoelectrónicos y catalíticos. Correo: arian.espinosa@ciqa.edu.mx.

contraban en la superficie de la tierra o cerca de ella. Estos lugares eran escasos y se hallaban en puntos específicos, lo cual propiciaba que el estaño significara un recurso valioso y codiciado. Después de extraído de aquellos sitios, el mineral que contenía este elemento se calentaba en el horno hasta que se fundía y se separaba del resto del material. El estaño fundido se vertía en moldes para formar lingotes, que luego eran transportados por comerciantes a lo largo de rutas comerciales establecidas y se utilizaban para la producción de bronce en diferentes partes del mundo. La escasez de depósitos de mineral de estaño a menudo lo convertía en un recurso costoso y sólo disponible para las personas más ricas y poderosas de la sociedad.

Los antiguos egipcios también utilizaron el estaño para crear herramientas, armas y objetos decorativos. De igual modo los romanos valoraban mucho este metal y lo empleaban en la fabricación de objetos de lujo, como platos, vasos y espejos.

En la Edad Media, los comerciantes europeos viajaban a lugares remotos como Cornualles en el Reino Unido y el norte de España en busca de estaño. En el siglo XIX, la demanda de este metal aumentó aún más debido al desarrollo de la industria de las latas de conservas, que lo requería en grandes cantidades para la fabricación de envases.

Hoy en día el estaño se obtiene principalmente del mineral de casiterita, el cual es un óxido de estaño. En comparación con otros metales, ese elemento no es tan abundante en la corteza terrestre. Se estima que en esta última representa cerca de 2 ppm, lo que lo convierte en uno de los metales menos abundantes. A pesar de su relativamente baja abundancia, se encuentra en depósitos de mineral en todo el mundo, aunque algunos son más grandes y de mayor calidad que otros. Los principales países productores de estaño son China, Indonesia, Perú, Bolivia y Brasil. Además, el estaño es un subproducto común de la minería de otros metales, como el cobre, el zinc y el plomo.

Este metal posee interesantes propiedades físicas que lo hacen útil en una variedad de aplicaciones. Tiene un punto de

fusión de 231.93 °C y un punto de ebullición de 2270 °C, temperaturas relativamente bajas que facilitan su fundición. Entretanto, su densidad es de cerca de 7.3 g/cm³, la cual, por ser alta —también en términos relativos—, lo hace más pesado que muchos metales comunes, como el hierro o el aluminio. El estaño es un metal muy maleable que puede deformarse con facilidad en planchas delgadas, sin romperse. Lo anterior resulta ideal en la fabricación de láminas finas de estaño que se utilizan en la industria alimentaria y en otros campos. Es un buen conductor de calor y electricidad. Por su alta conductividad térmica se emplea en la producción de componentes electrónicos y soldaduras. Debido a su color plateado y a su capacidad para reflejar la luz, también se usa en la creación de espejos y de otros artículos decorativos.

Asimismo, el estaño posee propiedades químicas interesantes, ya que es un metal muy reactivo. Se oxida en presencia de aire húmedo para formar óxido de estaño. Puede tener diferentes estados de oxidación, como +2 y +4. El primero es más común en los compuestos de estaño. Tiene una alta polarizabilidad, lo cual significa que puede formar enlaces iónicos y covalentes con facilidad. Esto lo convierte en un buen material para crear aleaciones, algunas de ellas eutécticas de baja temperatura, como el metal de Wood y de Field, entre otros. Forma complejos de coordinación con ligantes orgánicos e inorgánicos. Dichos complejos son fundamentales en la síntesis de moléculas orgánicas y en la catálisis. Una de las rutas más importantes para generar polímeros con propiedades optoelectrónicas para celdas solares flexibles depende de la formación de derivados organometálicos de estaño, comúnmente llamada *reacción de Stille*. El estaño tiene 10 isótopos conocidos, el más abundante de los cuales es el estaño 116.

En forma de óxido —SnO₂ o óxido de estaño (IV)— es un material muy importante debido a su interacción con la luz, lo cual resulta esencial en dispositivos optoelectrónicos, ya que al ser un óxido semiconductor transparente a la luz visible (de

350 a 800 nm), y con una banda prohibida de energía de 3.6 eV, es muy útil como electrodo para ventanas inteligentes, pantallas de visualización, pantallas táctiles y paneles solares. Es un semiconductor intrínseco, lo que significa que tiene una conductividad eléctrica intermedia entre los conductores y los aislantes. También posee una alta movilidad de portadores de carga, pues los electrones y los huecos se mueven con facilidad dentro del material. Estas propiedades eléctricas hacen que sea útil en la fabricación de dispositivos electrónicos, como transistores, sensores, OLED (*organic light-emitting diode*) y celdas solares de películas delgadas.

También diversos derivados halogenados de estaño tienen una creciente aplicación en el área de la optoelectrónica. Las celdas solares de perovskitas de estaño han atraído mucha atención de los investigadores debido a su alta eficiencia de conversión de energía solar y su bajo costo de producción en comparación con las celdas solares de silicio convencionales. La referida eficiencia de estos dispositivos ha alcanzado 11.7% en la actualidad y se espera que continúe en aumento porque poseen algunas ventajas como su alta estabilidad térmica y química, que se traduce en más resistencia a la degradación y a la oxidación, en relación con otras perovskitas que contienen plomo, y en menos toxicidad respecto de estas últimas, lo cual los hace más respetuosos con el medio ambiente.

En resumen, el estaño es un metal versátil y útil en una amplia variedad de aplicaciones industriales y comerciales. Tiene diversos usos en la industria electrónica, en la producción de pigmentos para pinturas y tintas, en la catálisis, en la fabricación de vidrios y cerámicas, y en la industria textil. Su capacidad para formar múltiples y diversos compuestos lo hace un elemento importante en el área química y en la industria moderna, y un metal vital para la economía mundial.

51. Antimonio: contra monjes

MARISSA ROBLES MARTÍNEZ*



¿Los monjes benedictinos en la tabla periódica? En el siglo xv, Basilius Valentinus, un monje con bastante curiosidad alquimista, trabajaba en su taller con un mineral de estibina y por malas prácticas de laboratorio mezcló los desperdicios de sus experimentos con los desechos que les daban a los puercos. Se llevó una gran sorpresa al observar que los animalitos enfermaron y bajaron de peso, pero a los pocos días, como si hubieran sido inyectados con un suero de superhéroes, recuperaron su vitalidad e incluso tenían mejor aspecto que antes de ser alimentados con los *tóxicos* residuos. Eso hizo pensar al monje que servirían de la misma forma para sus hermanos benedictinos. Triste fue descubrir que no tuvo el mismo efecto, y los monjes, a diferencia de los cerdos, nunca recuperaron su peso y murieron. Por eso Basilius sintió la necesidad de compartir este conocimiento y bautizó a este elemento como *antimoine*, del latín *anti* (contra) y *moine* (monje), conocido en la actualidad como antimonio.¹

Éste no fue el primer acercamiento del singular elemento a barbaries humanas, pues en papiros antiquísimos los egipcios lo describen como un componente cosmético de máscara de pestañas y delineador de ojos. Los romanos tampoco se queda-

* Investigadora del Instituto de Física, UASLP. Realiza investigación sobre el efecto antimicótico de nanopartículas de plata. Correo: robles.mar@hotmail.com.

¹ José Luis de los Ríos, *Químicos y química*, FCE, México, 2011.

ron atrás al usar este semimetal como parte de una aleación para fabricar calices *vomitorii* (podemos imaginar el empleo de esas copas por su título). Se vertía vino en su interior para que el ácido tartárico, componente principal de la bebida, reaccionara con el antimonio de las paredes de la copa por 24 horas, produciendo antimonio tartarizado, que al ingerirse ocasionaba un efecto depurante inmediato.²

Nabucodonosor, quien mandó construir los Jardines Colgantes de Babilonia en el siglo VI a.C., utilizó un hermoso barniz compuesto por antimonio y plomo para pintar de amarillo los muros de su palacio. Curiosamente, al poco tiempo de decorar su jardín, enloqueció hasta tal punto que dormía al ras de los prados y se alimentaba de hierba igual que los bueyes.³

Uno de los pioneros en el uso de la propiedad intelectual, las patentes y los remedios contra malestares generales, Johann Rudolph Glauber, desarrolló el “tártaro hemético”, que consistía en sales de antimonio con propiedades medicinales para la indigestión.⁴

En épocas recientes, hablando en términos de reactividad química, descubrieron su capacidad para acaparar electrones, que lo hacía perfectamente para construir ácidos a medida. Un ejemplo es el pentafluoruro de antimonio (un ladrón de electrones), que combinado con ácido fluorhídrico (un dador de protones), adquiere el nivel de superácido.⁵

¿Qué es lo que hace al antimonio un elemento tan versátil? Quizá debamos apreciar un poco más de cerca su anatomía: está clasificado como un elemento nitrogenoide del grupo 15 de los metaloides y Sb es su símbolo; posee el número atómico 51 (igual que su número de protones y electrones), y sus neu-

² Marí Jordi Pereyra, “La curiosa (y algo escatológica) historia del antimonio”, *Conec.es* (26 de septiembre de 2017). Disponible en <https://conec.uv.es/historia/la-curiosa-algo-escatologica-historia-del-antimonio/> (consultado el 24 de octubre de 2023).

³ Sam Kean, *La cuchara menguante. Y otros relatos veraces de locura, amor y la historia del mundo a partir de la tabla periódica de los elementos*, Ariel, Madrid, 2011.

⁴ José Luis de los Ríos, *Químicos...*, *op. cit.*

⁵ Sam Kean, *La cuchara menguante...*, *op. cit.*

trones son 71, lo que nos da una masa atómica de 121 760 g/mol. Su configuración electrónica es [Kr] 4d¹⁰ 5s² 5p³. Tiene una electronegatividad de 2.05. Su energía de ionización es de 834 (kJ.mol⁻¹). Sus puntos de fusión y ebullición alcanzan temperaturas de 630.63 y 1587 °C, respectivamente. Sus medidas de concurso son: radio atómico 141, densidad de 6 691 (kg/m³) y volumen atómico de 18.20 (cm³/mol). Tiene una estructura cristalina y una forma romboédrica de color blanco azulado. Al antimonio le agradan las temperaturas templadas, pero no los días muy soleados, pues si se calienta reacciona con oxígeno para producir trióxido de antimonio.

En la escala para clasificar la dureza de los minerales (escala de Mohs), se posiciona en el número 3, lo que significa que es demasiado suave para fabricar objetos duros. Sin embargo, es utilizado para reforzar las aleaciones de plomo y arsénico. Es resistente al ataque de ácidos y se conocen cuatro alótropos de antimonio: una forma metálica estable y tres formas metaestables.

Una vez que conocemos las virtudes del antimonio podemos comentar los diversos usos que tiene en la actualidad. Empecemos por su estado natural: generalmente se encuentra en forma del mineral estibina, el cual es un sulfuro de antimonio; éste puede ser empleado en la fabricación de dispositivos semiconductores y en la creación de detectores infrarrojos y diodos. Y a pesar de que no es un material de alta dureza, es utilizado en aleaciones con otros metales como, el plomo, para la construcción de baterías y armas, revestimientos para cables y diferentes productos industriales. En soldaduras suaves, su función principal es consolidarlas e inhibir la formación de los alótropos del estaño.

Algunos óxidos, sulfuros y halogenuros de antimonio se emplean en la fabricación de esmaltes, vidrios, pinturas y cerámicas. Uno de los compuestos más importantes es el trióxido de antimonio, usado principalmente como retardante de llama, esto es, componente añadido a los materiales demasiado inflamables con el fin de evitar incendios o disminuir la propaga-

ción del fuego y proporcionar un tiempo de escape adicional. Estas aplicaciones podemos encontrarlas en artículos como ropa, juguetes o cubiertas de asientos.⁶

A pesar de su historia y de sus diversos usos en la industria, veamos si el antimonio es tóxico. De acuerdo con la Agencia de Sustancias Tóxicas y Registro de Enfermedades (ATSDR, por su nombre en inglés) de la División de Toxicología y Ciencias de la Salud Humana, el antimonio se encuentra en niveles muy bajos en el medio ambiente, tan bajos que con frecuencia no podemos medirlos. Incluso las técnicas analíticas usadas en laboratorios para hacer pruebas de detección del antimonio en el entorno medioambiental no determinan la forma específica del antimonio presente. Por esta razón no siempre sabemos a qué forma de antimonio pueden estar expuestas las personas. La mayor parte se encuentra en sedimentos, suelos y rocas adheridas con firmeza al polvo y a la tierra, o enterradas en minerales, por lo que en el ambiente no es fácil que repercuta en nuestra salud.

Se han realizado estudios toxicológicos que descubrieron que si una persona se expone a concentraciones de 9 mg/m³ durante largo tiempo puede presentar irritación en los ojos, la piel y los pulmones. A pesar de estas investigaciones, no se sabe qué otros efectos a la salud puedan ocurrir en quienes ingieren antimonio, o si éste puede causar cáncer, defectos congénitos o afectar la reproducción de los seres humanos.⁷

El antimonio, como pudimos ver, es versátil, pero posee un pasado controversial. Las aplicaciones de las combinaciones con cualquier elemento dependerán, principalmente, de sus propiedades y sus condiciones de reacción. No debemos olvidar la historia que hay detrás de los protagonistas de la tabla periódica, que nos recuerda que algunas decisiones no fueron las más adecuadas... porque la vida es química.

⁶ S. a. "Antimonio", *Euston 96*. Disponible en <https://www.euston96.com/antimonio/> (consultado el 24 de octubre de 2023).

⁷ S. a., *Agency for Toxic Substances and Disease Registry*. Disponible en <https://www.atsdr.cdc.gov> (consultado el 25 de octubre de 2023).

52. Teluro: con oro, calaverita

FABIOLA NAVA ALONSO*



El teluro o telurio (Te) es un elemento químico clasificado como metaloide; es decir, presenta propiedades tanto de los metales como de los no metales. Su número atómico es 52 y su peso atómico 127.61. Cuando se encuentra en su estado puro muestra un aspecto plateado blancuzco con una gran brillantez metálica. Tiene un punto de fusión de 452 °C, un punto de ebullición de 990 °C y una densidad relativa de 6.25. Sus estados de oxidación son ± 2 , +4 y +6, y se encuentra en el grupo 16 y en el periodo 5 de la tabla periódica de los elementos. La configuración electrónica del telurio es $[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^4$; posee un radio medio de 140 pm, un radio atómico de 123 pm, un radio covalente de 135 pm y un radio de Van der Waals de 206 pm. Tiene una estructura cristalina hexagonal.

Fue descubierto en 1782 en las minas de oro de Nagyág, Transilvania, por Franz Joseph Müller von Reichenstein, inspector de minas en aquella región de Rumania, quien también era químico. Müller logró aislar el elemento a partir de la calaverita, una de las pocas especies existentes en las que el oro está combinado con otro elemento (AuTe_2). Aunque en principio pensó que era antimonio, después de más de 50 pruebas con-

* Investigadora del Cinvestav, Unidad Saltillo. Trabaja con sus alumnos de posgrado en la recuperación de metales preciosos a través de técnicas de cianuración eficientes. Correo: fabiola.nava@cinvestav.edu.mx.

cluyó que no, que se trataba de un elemento desconocido, por lo que envió una muestra a Torbern Bergman, considerado el mejor químico del momento. En 1784 este último le solicitó más muestra de la especie, ya que coincidía con él en que era un nuevo elemento, pero dos meses después Bergman murió y no se concluyó la identificación. En 1796 Müller envió una muestra a Martin Heinrich Klaproth, líder de la química analítica en Alemania, quien analizó y confirmó el descubrimiento del nuevo elemento, el 25 de enero de 1798, en la Academia de Ciencias de Berlín. Klaproth le llamó *telurio*, o *teluro*, del griego *tellus*, que significa “tierra”, y dio el crédito del hallazgo a Müller von Reichenstein.

En la naturaleza, el telurio tiene una abundancia comparable con la del platino (alrededor de 0.005 ppm) y es uno de los pocos que pueden encontrarse como sólidos estables en su forma elemental. Puede hallarse en su configuración nativa (elemental), pero con frecuencia forma telururos con los metales preciosos, como la calaverita, la krennerita (dos formas polimórficas del AuTe_2), la petzita (Ag_3AuTe_2) y la silvanita (AgAuTe_4).

El uso tradicional del telurio se da como elemento aleante en el acero para mejorar el mecanizado, en el cobre para enriquecer la maquinabilidad sin reducir la conductividad y en el plomo para mejorar la resistencia a la vibración y a la fatiga. En la industria química se utiliza como pigmento para producir colores en el vidrio y en la cerámica; como agente de vulcanización para acelerar el procesamiento del caucho, como componente de catalizadores en la producción de fibra sintética, y como aditivo de la gasolina para reducir la detonación del motor. En las últimas décadas, el telurio se ha vuelto estratégico por su uso en la fabricación de celdas fotovoltaicas, lo cual ha incrementado de manera considerable el interés en los procesos de obtención de ese elemento, ya que estos dispositivos superan la eficiencia de aprovechamiento de la energía solar de las celdas tradicionales de silicio, además de que, al ser películas delgadas, disminuyen el tamaño de los paneles solares y se re-

quiere menos material para producir una cantidad de electricidad comparable con la generada por sus contrapartes de silicio.

En la actualidad, Canadá, Perú, los Estados Unidos, Japón, Rusia y Filipinas producen más de 90% del telurio del mundo. En México, en Sonora, se ha reportado la presencia de telurio y especies de telurio en los yacimientos localizados en la zona de Moctezuma.

Hoy en día, la mayor parte del telurio se obtiene de los lodos anódicos que produce el proceso de recuperación electrolítica del cobre, en el cual el tratamiento de 1000 toneladas de mineral cúprico genera un kilo de telurio; sin embargo, el aumento exponencial en la demanda de las celdas solares permite prever que en los próximos años la industria del cobre no será suficiente para satisfacer el requerimiento de este elemento y se necesitarán nuevas fuentes de telurio. Este hecho ha originado investigaciones para tratar de obtener el telurio directamente de sus minerales, lo que hasta ahora no se hace. En este aspecto, México se posicionará en una situación favorable ya que cuenta con yacimientos de telurio en el noroeste del país.

53. Yodo: un buen amigo

GABRIEL A. CABALLERO ROBLEDO*



El yodo es un elemento amigo. Si nos lastimamos y hacemos una herida, el yodo disuelto en alcohol es un magnífico desinfectante, por lo que es común encontrarlo en los botiquines de primeros auxilios. Al aplicarlo, provoca un intenso pero pasajero dolor sobre la herida. Al pasar el dolor la sensación es de alivio. “Your saintly kisses reeked of iodine / Your fragrance with a fume of iodine / And pity in the room like iodine” (“Tus santos besos apestaban a yodo / Tu perfume con vapor de yodo / Y la piedad en la habitación como yodo”), escribió Leonard Cohen en 1977 en su canción *Iodine*, inspirado por esa forma intensa de curar del yodo.

Pero no sólo es amigo porque cura. También nos ayuda a pensar. Nuestro cuerpo requiere yodo para funcionar. No necesita mucho, pero la deficiencia de yodo está relacionada con problemas cognitivos. Es por eso que es común que se agregue yodo a la sal de mesa (cloruro de sodio); de ese modo, al agregar sal a sus alimentos, la gente ingiere el yodo que necesita.

Con 53 protones en su núcleo, el yodo se encuentra en diferentes variantes según el número de neutrones que contenga. Cada una de estas variantes es un isótopo diferente, pero sólo uno de ellos, el I-127, que tiene 74 neutrones, es estable. Cual-

* Investigador del Cinvestav, Unidad Monterrey. Su investigación gira en torno de los materiales granulares y la microfluídica. Correo: g.a.caballero.robledo@gmail.com.

quier otro isótopo del yodo puede romperse de manera espontánea en lo que se conoce como un *decaimiento radiactivo*. Lo maravilloso del asunto es que todos estos isótopos tienen las mismas propiedades químicas, así que los médicos se las ingeniaron para usar algunos de ellos y de esa forma detectar y curar enfermedades. El yodo se concentra en nuestro cuerpo con preponderancia en la tiroides, de modo que, si se inyecta en él una solución de yodo con una pequeña cantidad de yodo radiactivo, es decir, de isótopos de yodo, éstos se acumularán en aquella glándula y desde ese punto emitirán una señal radiactiva que puede ser detectada para formar una imagen del órgano en cuestión y ver si está funcionando de manera correcta. El isótopo ideal para esta aplicación es el que posee 70 neutrones, ya que su emisión radiactiva no es demasiado dañina para el paciente. Ahora bien, si la glándula tiroides tiene un tumor que se desea eliminar, entonces puede utilizarse el isótopo I-131, que cuenta con 78 neutrones. Éste se acumulará preferentemente en la zona tumoral y al romperse dañará el tejido; afectará al tumor. ¡Gracias, yodo!

Pero ahí no para el asunto: el yodo pareciera estar empeñado en proteger a la especie humana. Aunque no le gusta mucho el agua (porque es hidrofóbico), hay un poco de yodo disuelto en el mar. Cuando hay ozono (O₃) cerca de la superficie oceánica, reacciona con el yodo. Pero el ozono es un gas de efecto invernadero; es decir, que cuando se encuentra en la parte baja de la atmósfera (tropósfera) contribuye al calentamiento global. Otra vez, el yodo viene en nuestra ayuda al reducir la cantidad de este dañino gas. Se calcula que, globalmente, el yodo es responsable de disminuir la cantidad de ozono en la tropósfera casi 10%, aunque localmente en algunos lugares puede reducir la presencia del citado gas hasta 45 por ciento.¹

¹ Michel Legrand *et al.*, “Alpine Ice Evidence of a Three-fold Increase in Atmospheric Iodine Deposition since 1950 in Europe Due to Increasing Oceanic Emissions”, *Proceedings of the National Academy of Sciences*, vol. 115, núm. 48 (2018), pp. 12136-12141, <https://doi.org/10.1073/pnas.1809867115>.

Todo esto no lo imaginaba Bernard Courtois en 1811 cuando por accidente descubrió el yodo. Courtois producía salitre (una combinación de nitrato de potasio y nitrato de sodio) como materia prima para la fabricación de explosivos. Es posible obtener el salitre a partir de guano o de ceniza de madera, pero en un esfuerzo por diversificar la materia prima para elaborar salitre Courtois experimentó con la ceniza de algas marinas. En algún momento del proceso, al agregar ácido sulfúrico, surgió un vapor violeta, el cual, al condensarse, formó pequeños cristales negros. Al ver esto, Courtois sospechó que estaba en presencia de un elemento desconocido, aunque no tenía el equipo ni el tiempo para comprobarlo, así que recurrió a su amigo Joseph-Louis Gay-Lussac, quien confirmó que, en efecto, se trataba de algo nuevo y propuso el nombre de *yodo*, del griego *ioeides* (violeta).

En la identificación del yodo como nuevo elemento ayudó el hecho de que sus propiedades químicas son similares a las del cloro. En efecto, ambos se relacionan porque pertenecen a la familia de los halógenos, al grupo 17 de la tabla periódica: flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), yodo (I), astato (At) y téneso (Ts). Los primeros cuatro son comunes en la naturaleza y el ser humano los ha utilizado de manera amplia. Todos poseen la característica de ser buenos desinfectantes, ya que son muy reactivos químicamente y en abundancia son muy dañinos para los seres vivos; de todos son bien conocidas las propiedades desinfectantes del cloro.

Otra característica familiar para el mundo es la capacidad de los halógenos de formar sales al combinarse con metales alcalinos. De hecho, el nombre *halógenos* significa “productores de sal”. La sal de mesa no es otra cosa que cloruro de sodio (NaCl), similar a los cristales negros que descubrió Courtois. El flúor, como el yodo, es importante en los procesos cerebrales, pero también tiene consecuencias graves la falta de este elemento en nuestra dieta. Así que de forma análoga a la manera en que se agrega yodo a la sal como complemento alimenticio,

el flúor también se agrega al agua o a otro tipo de alimentos en algunos países.

Todas las propiedades y características hasta aquí descritas sobre el yodo no pueden sino generar empatía por este benigno elemento. Pero, por si todo lo anterior pareciera poco, este fiel camarada tuvo además la puntada de participar en uno de los más significativos desarrollos tecnológicos de la humanidad: la fotografía. En efecto, Louis Daguerre realizó sus primeras imágenes fotográficas a partir de placas de plata cubiertas por una película de yoduro de plata. El yoduro de plata es transformado en plata al ser expuesto a la luz, por lo que las placas de Daguerre formaban el negativo de la imagen proyectada sobre ellas.²

Entonces no hay dudas: es justo considerar al yodo como un buen amigo, siempre cuidando de nosotros y siempre dispuesto a ayudar. El buen amigo yodo.

² Hugh Aldersey-Williams, *Periodic Tales, a Cultural History of the Elements, from Arsenic to Zinc*, HarperCollins, e-books, 2011.

54. Xenón: noble y burlón

JESÚS CARLOS RUIZ SUÁREZ*



Hace unos días, cuando pensaba sobre qué escribir de este gas noble que ocupa la columna 18 de la tabla periódica, me topé en un diario nacional con esta nota: “En la Cámara de Diputados se va a discutir una iniciativa de ley para prohibir el *outsourcing*”. La noticia me dio mucho gusto pues ya es hora de hacer justicia en este país.

Debo señalar, sin embargo, que mientras son peras o son manzanas y esa ley es expedida, con mucha pena me hice de la vista gorda y contraté a una persona para que escribiera mi texto sobre el xenón. Aunque en realidad no fue una persona a quien contraté, sino al mismísimo Xenón.

Me dije:

Carlos, no seas tarugo, tómate las licencias que se tomaron los que escribieron del titanio, el hierro y el selenio, que les dieron la palabra a los elementos como si fueran personas de carne y hueso. Haz lo mismo tú, busca al Xenón y ofrécele la chamba; quién mejor que él para escribir un ensayo sobre sí mismo; así no andas leyendo aquí y allá con el tiempo encima. Recuerda el que invertiste escribiendo sobre el helio.

* Investigador del Cinvestav, Unidad Monterrey. Sus intereses científico-académicos se centra en biofísica de membranas, fluidos complejos y el origen de las señales nerviosas. Participa activamente en divulgación científica y en sus tiempos libres escribe ficción. Correo: jcrs.mty@gmail.com.

Me pareció buena idea, porque después de todo el xenón es químicamente inerte y, por ende, un poco aburrido. Está en la tabla periódica compartiendo con elementos químicos, pero no tiene nada de elemento químico.

Dado a la tarea, me costó tiempo encontrarlo. No es que no sepa que vive en la atmósfera, pero es muy raro y escurridizo, ya que representa 0.0000087% del aire que respiramos. Encontrarme con él fue una odisea. Tuve que enfriar varios litros de aire a una temperatura de $-195\text{ }^{\circ}\text{C}$ para hacer aire líquido; luego lo destilé como se destila el mosto para sacar tequila, calentando poco a poco. Vi pasar el oxígeno, el argón, el nitrógeno... hasta que a una temperatura de $-108\text{ }^{\circ}\text{C}$, salió Xenón.

Entonces lo abordé:

—Quiúbole, Xenón, ¿puedo hablar contigo? Tengo un trato que ofrecerte.

Aletargado por el inmenso frío del que emergía, con sus 54 protones en la panza, me miró con ojos dormilones y respondió:

—¿Acaso lo conozco, señor?

Debo confesar que el tono con el que me hizo la pregunta me dio algo de ternura mezclada con decepción. Una ligera nostalgia aterrizó en mi cabeza.

—¿No te acuerdas de mí, viejo amigo?

—No —respondió bostezando.

—¿No recuerdas que hace algunos años, cuando estudiaba mi doctorado en física en una universidad canadiense, te hacía mantequilla sobre una cama de átomos de carbono? ¿Ya se te olvidó? Quería saber si te podías acomodar sobre la estructura hexagonal del grafeno. Haz memoria, fue por ahí del 86.

—El grafeno fue descubierto en 2004, señor. Y el Nobel se lo dieron a Andre Geim y a Konstantin Novoselov en 2010; así que a otro con ese cuento.

—¡Vaya, sabes algo de historia de la ciencia! Pero no me recuerdes esa desdicha, amigo Xenón. Tuvimos el grafeno en nuestras manos; nos hubieran dado el Nobel por descubrirlo. Fuimos unos tontos. Me la pasaba escindiendo capas de grafe-

no del grafito, preparando un lecho para ti. ¿No recuerdas aquel artículo que escribimos sobre el tema?

—¡Ah, sí, ahora me vienes a la mente! Mi hermano helio y yo nos burlamos de ti cuando leímos la noticia del Nobel. Fue nuestro desquite, porque nos tratabas mal. A mí me embarrabas a -185 °C y a helio lo expandías en un haz colimado para lanzármelo a velocidades supersónicas. Y todo en ultra alto vacío.

—Ay, gordito, era la única forma de saber si te podías adherir de manera conmensurable a la superficie del grafeno. Helio es tan pequeño que, cuando lo expandía a través de un orificio micrométrico y creaba un haz con él, su longitud de onda de De Broglie, de entre uno y dos angstroms, me permitía ver tu estructura. Con rayos X no hubiera podido verte, menos con difracción de electrones. Los fotones y los electrones atraviesan todo. Por eso usaba helio en mis experimentos. Era muy divertido; además, ahí me convencí de que las partículas, no necesariamente subatómicas, son ondas materiales que también se pueden difractar.

—¡Qué divertido ni qué nada! Nosotros congelados y asfixiados dentro de una cámara de metal a ultra alto vacío y tú afuera muy campante experimentando con nosotros.

—Ni tanto, ustedes dos me dieron mucha lata. Tenía que enfriar a helio casi al cero absoluto, y cuando pasaba por el punto lambda y se hacía súper fluido, ya sabes, sin viscosidad y todo eso, se me escapaba del recipiente donde lo guardaba. Cabe por el agujero más chiquito que puedas pensar. ¿Hacemos las paces? Al fin no les sucedió nada.

—Me decías que quieres proponerme algo.

—Sí. Se trata de lo siguiente: me enteré de que habrá una fiesta en la casa de la tabla periódica. La UNESCO convocó, es noticia mundial. Seguramente irás, no te queda otra. Te quiero pedir que me hagas una nota o una reseña de lo que veas.

—Mmm... no creo poder ayudarte. Me acuesto muy temprano, no me gusta desvelarme. Sólo haré acto de presencia un rato y me voy a la cama.

—Tú eres el hermano mayor de la familia de los gases nobles, el más equilibrado, el que mejor puede decirnos qué pasará ahí.

—El mayor es helio, dile a él.

—Bueno, quise decir que eres el más grande.

—El más grande es oganesón.

—Eso afirman, pero es como un fantasma. Apenas lo han visto en el laboratorio; se esfuma tan pronto aparece.

—Entonces dile a radón.

—Gordo, tú sabes que radón es bien inestable pues trae su rollo radiactivo. Necesito a alguien relajado como tú. Podrías organizarte bien; helio, neón y argón te pueden ayudar. Incluso kriptón.

—Esas fiestas son un degenerere. Ya te dije: iré, me tomaré un vaso de leche y me despediré lo más pronto posible para irme a dormir. Además, le tengo miedo a flúor. He escuchado que me anda buscando.

—Pues no te acerques a él. Aunque yo te digo cómo evitarlo en caso de que te plante cara.

—Aunque quiera pasar inadvertido, siempre me tengo que cuidar. Se mira cada cosa. Si lo vieras con tus propios ojos querrías huir de inmediato. El espectáculo de esas fiestas raya en la locura. Además, todos nos ven con envidia. No terminan de aceptar que somos los elementos más importantes del universo.

—Por eso este libro quiere contratarte, para que el público sepa la razón.

—Se ven cosas bien gruesas. Por ejemplo, en la última fiesta, oxígeno, muy feliz y engréido, se sentó a mi lado. Estaba bastante sudado por bailar tanto. De reojo, vi sobre sus piernas dos protuberancias y le pregunté:

—*¿Y esos chichones, oxígeno, te caíste de rodillas y te golpeaste?*

—*No, ¡qué va! ¿A poco no viste? Estaba bailando con dos hidrógenos y en un descuido me los eché al plato. Ya no soy oxígeno, soy agua. Ahora soy como neón.*

—*¿Como mi hermanito?*

—No te hagas, Xenón. ¿Qué creías? ¿Que sólo tú y tus aburridos hermanos neón, argón, kriptón... pueden tener la paz que dan ocho electrones en la última capa? Pues fijate que no, yo ya tengo ocho también. Que cada quien le haga como quiera, yo ya la hice. A mí no me quita nadie estos dos electrones que me robé. Total, hay un friego de hidrógeno en todos lados, ni cuenta se darán. Todos andan en lo mismo: queriendo llegar al ocho. “A quién le sobra un electrón”, grita el canijo flúor, como si no se lo pudiera arrebatar a cualquiera; “yo me quiero parecer al neón”, vocifera el hipócrita sodio; “yo al kriptón”, se desgañita el otro menso de potasio. La familia de los alcalinos es bien ofrecida, anda dando electrones como si tuviera baja autoestima; y la de los halógenos, súper ambiciosa, esa les roba a todos. Yo, en cambio, calladito, sin decir nada, sólo esperé mi oportunidad. Así le hago siempre. A casi todos los metales les quito lo que traen. Hace tiempo hicimos una proeza entre dos de nosotros: nos agarramos a un carbono y nos convertimos en CO_2 . Ja ja, si hubieras visto, cada uno le birlamos dos electrones. Me da risa, quedamos como tú, pero siameses.

—¿No te da vergüenza?

—Mira quién lo dice, tú eres el más envidioso, gordo Xenón. Ni das ni pides. ¿Sabes cómo les decimos a ti y a tus hermanos? Las prima donnas. Yo lo que te digo es que te cuides de los halógenos, sobre todo de flúor. Por andar presumiendo que eres un Buda, el más sabio y noble de toda la tabla, un día te agarrarán entre varios y te harán fluoruros o cloruros de xenón. Le entran a todo con tal de parecerse a ti; tienen siete electrones en su última capa y a todo mundo le quieren jalar un electrón para llegar a ocho. Nadie se les escapa. Ni yo. Se meten hasta con los radiactivos. Si al grandulón de tu hermano oganesón un día lo hacen estable rellenándolo de neutrones, como hacen con los gansos metiéndoles maíz por la buchaca para hincharles el hígado y hacer el foie gras, igual a él le encajarán los dientes. Linus Pauling los llamó electronegativos, pero más bien son electrodegenerativos. Y les vale. Tú que vives a un lado de yodo y de cesio, entiendes lo que digo.

Seguro se la pasan manoteando sobre tu cabeza; uno tratando de robar un electrón y el otro ofreciéndolo. A propósito, ahora que soy agua, ¿no te quieres echar un chapuzón dentro de mí?

—No me gusta el agua, le tengo fobia. Soy hidrofóbico.

—Ja ja ja, no te preocupes, te acomodo en un hidrato o en un clatrato. Recuerda que soy solvente universal. Anda, échate un clavado y te acomodamos entre seis de nosotras.

—¿Ves por qué no quiero aceptar tu oferta? La envidia que nos tienen es enfermiza. Si lo hubiera sabido no me dejo descubrir por William Ramsay en 1898. ¿Tú crees que Mendeléiev sabía que la valencia cero iba a ser codiciada por todos?

—Ni idea, yo no soy químico.

—Tampoco físico, por lo visto, a decir por la burrada que cometiste al no darte cuenta de que tenías el grafeno en tus manos.

—Canijo gordo, serás un Buda, pero eres bien burlón.

—Lo siento, se ataca uno de risa al recordar eso.

—Mira, si aceptas reportearme la fiesta, te cuento otra cosa. También me resulta vergonzosa, pero te dará más risa.

—Órale, acepto.

—Además de burlón, curioso tenías que ser.

—¡Cuenta, cuenta!

—¿Sabes lo que andan diciendo por todos lados? Que serás el anestésico general del siglo XXI. Pasarás de ser usado sólo en lámparas de xenón, a ser muy empleado en la medicina, pues no causas ningún efecto adverso. La gente que te utiliza en una cirugía sale de ésta muy bien.

—¿Y?

—¿Cómo que “y”? Te harás famoso.

—¿Y dónde está lo divertido?

—No seas menso. Antes de que te descubrieran como un anestésico maravilloso, con estas manos que ves ya te dije que te untaba como mantequilla. ¿Lo puedes creer? Hubiera publicado en una revista de prestigio que por los 54 electrones que tienes alrededor de la panza, ni uno más ni uno menos, eres

neutro, inerte e hidrofóbico, y podías ser un excelente anestésico. Pero no lo vi, también se me fue esa oportunidad.

—Ja ja ja, así que también se te escapó el Premio Nobel de Medicina. ¿Pues qué haces en la ciencia? Se te pelan los premios.

—Así es la vida del científico, muy cruel, querido amigo. Cuando menos tengo dos anécdotas cómicas que platicar cuando me traigas tu reportaje y hable sobre ti. No te tardes, ¿ok?

55. Cesio: el átomo del tiempo

EDUARDO GÓMEZ GARCÍA*



Cesio, con número atómico 55, es el elemento estable más pesado de la primera columna de la tabla periódica. Tiene cinco capas electrónicas cerradas y un electrón en la sexta capa, lo que le proporciona un comportamiento químico similar al de los demás metales alcalinos (hidrógeno, litio, etcétera). Es el elemento con la menor electronegatividad de la tabla periódica, por lo que está siempre dispuesto a ceder su electrón de manera particular en presencia de halógenos (flúor, cloro, etcétera) que tienen una deficiencia de un electrón para llenar su capa electrónica. Es altamente reactivo y produce la explosión más violenta que pueda generar cualquier otro metal alcalino al entrar en contacto con el agua. Basta tomarlo con la mano para volverlo líquido debido a su baja temperatura de fusión, sólo superada por mercurio entre los metales estables.

Fue descubierto en 1860 por Robert Bunsen y Gustav Kirchhoff. Bunsen, el creador del famoso mechero de Bunsen, quien logró una flama limpia con la que podía calentar diferentes compuestos y observar la luz que se emitía. Trabajando de manera sistemática, aprendieron que cada sustancia producía un patrón

* Investigador del Instituto de Física, UASLP. Trabaja en varias líneas de especialidad derivadas del enfriamiento por láser de gases a temperaturas cercanas al cero absoluto: interacciones entre átomos y superficies; simetrías fundamentales, interferometría atómica y gravimetría. Correo: egomez@fisica.uaslp.mx.

lumínico único, que funcionaba como una huella digital que la identificaba: su espectro. Una de las muestras que primero estudiaron contenía una emisión azul desconocida, que ellos de manera acertada asociaron a un nuevo elemento al que denominaron *caesium*, vocablo latín que significa “azul cielo”.

Entre todos los elementos de la tabla periódica el cesio tiene el honor de ser el que define el tiempo. En el Sistema Internacional de Unidades, el segundo está definido como la duración de 9 192 631 770 ciclos de la transición hiperfina del isótopo 133 del cesio. Para entender cómo un átomo puede servir de reloj, pensemos por un momento en uno de péndulo. El péndulo oscila de manera constante de un lado a otro y define intervalos de tiempo constantes. En particular, se puede ajustar el reloj de modo que el péndulo complete una oscilación cada segundo. Así, la maquinaria de este instrumento moverá el segundero en una unidad por cada oscilación del péndulo. Los relojes de pulsera funcionan de forma similar, sólo que lo que define los intervalos de tiempo ahora es un cristal de cuarzo, que al combinarlo con un circuito electrónico realiza oscilaciones de voltaje muy constantes. En este caso, el voltaje en el cristal oscila millones de veces cada segundo. Un contador puede determinar, por ejemplo, que después de 10 millones de oscilaciones ha transcurrido un segundo y movería el segundero una unidad.

Los átomos también pueden ser utilizados como osciladores periódicos. Todos ellos tienen distintos niveles de energía, los cuales corresponden a las diferentes órbitas del electrón alrededor del núcleo que uno aprende en el modelo más simple del átomo (el átomo de Bohr). De acuerdo con la mecánica cuántica, la energía (E) está relacionada con la frecuencia (ν , el número de ciclos por segundo en un oscilador) mediante la ecuación $E = h\nu$, con h la constante de Planck. Dos niveles de energía en el átomo por lo tanto tendrán una diferencia de la misma que está asociada con una frecuencia. Al enviar radiación al átomo justo con esta frecuencia (que corresponde al color de la luz),

éste la absorberá de manera óptima. Esa frecuencia es específica de cada átomo y determina su huella digital o espectro.

Utilizar átomos como osciladores tiene varias ventajas. La primera es que todos los átomos de cesio son idénticos, mientras que dos péndulos nunca serán iguales. De esta manera estamos seguros de que un reloj de cesio aquí y en China marcarán el tiempo de la misma forma. La segunda es que podemos definir mejor el tiempo mientras más rápido sea nuestro oscilador. El cesio oscila nueve mil millones de veces cada segundo, por lo que podemos determinar un segundo con una precisión al menos de una parte en nueve mil millones.

Se escogió una transición hiperfina en el isótopo 133 de cesio para definir el segundo. En este reloj se aplica radiación a un gas de átomos de cesio y se ajusta la frecuencia de la radiación hasta que se absorba de manera óptima. De manera simultánea, se cuenta electrónicamente el número de ciclos de la radiación y cuando el contador llega a 9 192 631 770 ciclos, se sabe que ha transcurrido un segundo. Estos relojes son tan buenos hoy en día que se “atrasan” ¡tan sólo un minuto en toda la edad del universo! Pareciera innecesario tener tanta exactitud; sin embargo, este tipo de relojes ha sido esencial para el desarrollo de las comunicaciones de alta velocidad y para el sistema de posicionamiento global (GPS). Cada vez que se conecten a Waze para facilitar el arribo a su destino pueden agradecer al cesio y a los relojes atómicos el conocimiento de su posición con exactitud. En este sistema se compara la hora entre su dispositivo y cuatro satélites. Conociendo la ubicación de los satélites se puede utilizar esa información para triangular su localización. Recientemente se han encontrado mejores opciones de átomos para implementar relojes atómicos, por lo que en unos cuantos años el cesio quizá será remplazado por el estroncio o el iterbio en la definición del segundo.

En Manitoba, Canadá, se encuentran dos tercios de las reservas mundiales de cesio (en forma de compuestos, principalmente polucita). Dada su alta reactividad no es fácil aislarlo, lo

cual le aporta un costo aproximado de 500 pesos por gramo de cesio puro. Este elemento fue utilizado en un principio para bombeo en sistemas de vacío. Su principal uso hoy en día se da en líquidos para perforación que ayudan en la lubricación de las brocas con un impacto ambiental menor. También es muy empleado en materiales sensibles a la luz, entre ellos las celdas fotoeléctricas o los detectores de luz especializados, como los tubos fotomultiplicadores o los tubos centelladores, que permiten detectar cantidades lumínicas tan pequeñas como un solo fotón o identificar partículas diversas con propósitos de investigación, principalmente.

El cesio tiene un solo isótopo (átomos con distinto número de neutrones en el núcleo) estable, el cesio 133, con un núcleo formado por 55 protones y 78 neutrones ($55 + 78 = 133$). Sin embargo, existen otros isótopos radiactivos que pueden ser de origen tanto natural como producidos de manera artificial. En la actualidad el cesio 137 es uno de los componentes dominantes de la radiactividad residual en Chernóbil. Este isótopo se genera en cantidades abundantes en los reactores nucleares como producto de la cadena de decaimientos. Tiene una vida media de 30 años, por lo que tomará mucho tiempo antes de que su radiactividad desaparezca. Dichos isótopos radiactivos encuentran también aplicaciones útiles en tratamientos de cáncer, así como en agricultura para la esterilización de equipo y comida. No obstante, todos estos usos del cesio no se comparan con el honor de ser el átomo que nos ha permitido medir algo de suma importancia con una precisión mucho mayor que cualquier otra cosa en el mundo. Esta cantidad es el tiempo.

56. Bario: el detective de la tabla periódica

ÓSCAR ROSAS-ORTIZ*



Son las seis de la mañana en la Ciudad de México. He decidido dejar el auto en casa y usar el transporte público. Tengo que ir al Centro para encontrarme con mi sobrina Fernanda y sus padres. La niña ha presentado algunas molestias estomacales en los días recientes y tiene cita en un laboratorio para que le tomen unas radiografías.

Hace algún tiempo Fernanda se tragó una moneda, con lo que puso a sus padres de cabeza mientras esperaban a que el preciado tesoro encontrase el camino natural para escapar de la niña-alcancía. Con tan refinados gustos culinarios, la preocupación inmediata era la probabilidad de hallar un nuevo bocadillo-monetario en la barriga de la *tesorera* de la familia. El pediatra descartó esta posibilidad de inmediato y sugirió una radiografía con medio de contraste. Como Fernanda es muy inteligente y tiene mucho carácter, no siempre es sencillo manejar su personalidad. Sin embargo, suele ser un ángel cuando ella y yo coincidimos. Así que sus padres me pidieron acompañarlos al laboratorio para convencerla de ingerir el famoso medio de contraste.

El rostro de Fernanda se arruga en un claro gesto de repulsión al sabor del sulfato de bario que le han dado a beber. No

* Investigador del Departamento de Física del Cinvestav. Es especialista en los fundamentos y el formalismo de la mecánica cuántica. Correo: orosas@fis.cinvestav.mx.

quiere más. Sus padres se intranquilizan. Me acerco y le indico que no beba más de aquel brebaje tan asqueroso, aunque los pequeños detectives contenidos allí se queden sin trabajo.

—¿Qué es un detective? —me pregunta.

—Alguien parecido a un científico; encuentra cosas perdidas, busca tesoros, resuelve problemas...

—¿Un científico como tú?

—Más o menos —le contesto.

—¿Y para qué quiero detectives en mi barriga?

—Ellos le ayudarán a tu pediatra a investigar qué es lo que te pasa.

—Pero ¿qué van a hacer?

—Bueno, al tomarte el brebaje los detectives recorrerán tus intestinos y tu estómago formando filas. Cada uno de ellos tiene un escudo que absorbe la luz que será usada para tomar una fotografía de tu barriga. Si tienes *algo* allí adentro, los detectives lo rodearán y lo cubrirán con sus escudos, por lo que la fotografía se verá más oscura donde ellos se agrupan. Así es fácil detectar si tu barriga tiene *bichos* o alguna herida... ya no digamos una moneda.

Mi sobrina sonríe mientras me dirige una mirada de complicidad.

—¿Y luego cómo salen?

—Se me ocurre que comiendo un helado de buen tamaño podrás pagarles por sus servicios y se irán solitos, cuando vayas al baño...

Los resultados son alentadores, pues no se encontró nada preocupante en las radiografías. Fernanda tendrá que tomar medicamentos para desparasitarse y estará en observación; los síntomas desaparecerán pronto. Después de atiborrarme con helado de chocolate —el preferido de mi sobrina— me despido de ella y de sus padres. Me dirijo al norte.

En el metro continúo con la lectura de *El caso de la Calle 13*, escrita por Lucio Kyle, autor de culto en el ámbito de la novela negra. Como si fuese sacado del universo de Raymond

Chandler (creador del duro detective Philip Marlowe y autor del ensayo *El simple arte de matar*, 1950), el detective de la novela de Kyle “no tiene vida privada salvo en la medida en que debe comer, dormir y tener un lugar donde guardar la ropa. No hace nada por sí mismo y, en ocasiones, quebranta la ley porque él representa a la justicia y no a la ley”.¹ El caso por resolver incluye tres asesinatos. Dos cuerpos son hallados en un viejo edificio de okupas, ambos con un arma de fuego en alguna de sus manos. Uno de ellos presenta una herida de bala en la sien y está sumergido en una bañera llena de agua; aparentemente se ha suicidado. El otro se encuentra en el suelo, con una bala en el pecho. Los estudios forenses muestran que el arma del sujeto de la bañera fue usada para asesinar al hombre del suelo, y que el arma de este último fue disparada al menos tres veces. No se detecta ninguna perforación de bala en las paredes ni en el techo de la habitación. En el salón contiguo se aprecian manchas de sangre, la cual será compatible con un tercer cuerpo, localizado a las afueras del museo de arte de la ciudad. Este último está completamente mojado —la tormenta de la noche anterior bien podría haberse llamado diluvio universal—; además, presenta tres heridas de bala, ninguna de ellas provocada por las armas encontradas en el edificio de okupas.

Lucio Kyle, el autor de la novela, nos hace saber que el estudio de residuos GSR (*gunshot residue*, residuo de bala) realizado en la mano izquierda y en la ropa del cuerpo del suelo determinó la presencia de diferentes concentraciones de plomo (Pb), antimonio (Sb) y bario (Ba), además de otros elementos químicos. Esta información es importante para entender la trama porque la composición PbSbBa forma parte de los residuos asociados a la descarga de un disparo de arma de fuego (GSR),²

¹ I. M. Cerezo, “La evolución del detective en el género policiaco”, *Revista Electrónica de Estudios Filosóficos*, núm. 10 (noviembre de 2005).

² ASTM, “Standard Practice for Gunshot Residue Analysis by Scanning Electron Microscopy/Energy Dispersive X-Ray Spectrometry”, *ASTM International-Standards Worldwide*. Disponible en https://compass.astm.org/EDIT/html_annot.cgi?E1588+17 (consultado el 26 de octubre de 2023).

por lo que el individuo del suelo debió disparar un arma antes de morir —siempre que fuese zurdo—. Sin embargo, los elementos PbSbBa también pueden provenir de otras fuentes. Incluso podrían “sembrarse” en la escena de algún crimen para despistar a las autoridades y entorpecer la investigación.

En su narración, Kyle nos aclara que los residuos GSR encontrados en el cuerpo del suelo no coinciden con los del arma correspondiente. Así que, si el hombre del suelo hizo algún disparo, el arma en cuestión no fue la que tenía en su mano izquierda. Del cuerpo en la bañera ni hablar: se sabe que el agua difumina los residuos GSR y hace imposible cualquier análisis certero al respecto. Aquel hombre bien pudo haber disparado al individuo del suelo y luego hacer lo propio consigo mismo, o nunca haber disparado un arma. Cabría sospechar que alguien se había tomado la delicadeza de aparentar el *suicidio* del bañista, sumergiendo el cuerpo en la tina para borrar cualquier evidencia. La intriga no estaría completa sin la presencia de Emma, la atractiva mujer del hombre hallado en el museo y amante del director de la orquesta sinfónica de la ciudad...

Se anuncia que la siguiente estación es 18 de Marzo, guardo la novela de Kyle en mi mochila y me dispongo a descender del vagón. Abriéndome paso entre la multitud abandono las instalaciones del metro. Un taxi me deja en la entrada del Cinvestav.

Son las seis de la tarde. Reviso los libreros de mi oficina en busca del libro de Roy Glauber (*Quantum Theory of Optical Coherence*) y me tropiezo con un antiguo número de la revista *Nature*. ¿Qué diablos hace esto aquí? Hojeo la publicación con curiosidad; en la sección de noticias se puede leer: “Un diente infantil revela los hábitos de lactancia neandertales”³ La nota hace referencia a una investigación sobre la distribución de ba-

³ S. Perkins, “Infant Tooth Reveals Neanderthal Breastfeeding Habits. Chemicals in Primate Teeth Reveal Transition to Solid Food”, *Nature* (22 de mayo de 2013), <https://doi.org/10.1038/nature.2013.13047>.

rio en dientes, tanto de crías humanas como de macacos en cautiverio.⁴ Me acomodo en la silla frente a mi escritorio. Los autores indican que las diferentes concentraciones de bario en los dientes estudiados reflejan con precisión las transiciones de la dieta de sus antiguos poseedores, desde la lactancia hasta el proceso de destete.

Básicamente, la investigación muestra que la cantidad de bario aportada por la leche materna en una cría es superior a la que se le aporta a través del cordón umbilical durante la gestación. Resulta que este elemento químico se acumula en el esmalte y la dentina durante la lactancia y que su distribución disminuye de manera drástica cuando la cría depende de otras fuentes de alimento. Honestamente, nunca hubiese imaginado que el bario también fungiera como detective para desentrañar el tipo de alimentación que recibimos mientras portamos los famosos *dientes de leche*.

Sigo leyendo. Entre los resultados también se reportan las transiciones alimentarias de un joven neandertal del Paleolítico medio cuyos restos fósiles fueron hallados en la cueva de Scladina, en Bélgica. El niño neandertal fue alimentado exclusivamente con leche materna hasta los siete meses, después recibió complementos alimenticios por otros siete meses, y fue destetado cuando tenía un poco más de un año. Esta clase de investigaciones siempre me resulta impresionante. La capacidad de nuestra ciencia para hurgar en el pasado, el presente y el futuro de todo aquello que nos rodea es cada vez más poderosa. Y el bario... tan inocente que se ve el símbolo Ba en la tabla periódica... El sonido emitido por mi celular me regresa a la Tierra e indica que tengo un mensaje de texto. Mi amiga y colega Sara Cruz, jefa del Laboratorio de Fenómenos Cuánticos de la UPIITA-IPN, me indica que acaban de llegar los cristales BBO que se solicitaron hace unas semanas.

⁴ Christine Austin *et al.*, "Barium Distributions in Teeth Reveal Early-life Dietary Transitions in Primates", *Nature*, vol. 498 (2013), pp. 216-219, doi:10.1038/nature12169.

Los cristales de beta-borato de bario (BBO) representan un medio óptico no lineal; existen en dos formas: alfa y beta. Nuestro grupo de investigación, el Bar Quantum, está interesado en los cristales del tipo beta porque se les puede usar para generar fotones individuales con el proceso conocido como conversión espontánea paramétrica descendente.⁵ En forma sencilla, lo que hacemos es bañar uno de estos cristales con luz de láser (en nuestro caso se trata de un láser violeta, visible con el ojo desnudo) para generar luz en el infrarrojo (no visible con el ojo desnudo, pero detectada en forma de calor por nuestra piel). Los ingredientes fundamentales de la luz son paquetes de energía que los físicos llamamos fotones y que obedecen las leyes de la física cuántica. Cuando bañamos al cristal con el láser violeta, algunos de los fotones que componen esta luz son absorbidos por el BBO.

La gran mayoría de estos fotones después es reemitida por el cristal, lo que genera una burbuja de luz violeta. Sin embargo, de vez en cuando alguno de los fotones atrapados por el BBO es destruido para generar un par de fotones nuevos; estos últimos en la frecuencia del infrarrojo. Cada par de fotones infrarrojos nace con una maldición: la suerte de uno de ellos depende de la suerte del otro. Al detectar uno de los fotones del par conoceremos con certeza muchas de las propiedades del otro. Hablamos de entrelazamiento cuántico cuando las propiedades cuánticas de un par de sistemas están correlacionadas de esta forma.⁶ En el Bar Quantum estudiamos éste y otros fenómenos físicos asociados con los sistemas cuánticos, de manera tanto teórica como experimentalmente. Los cristales de borato de bario resultan así importantes para verificar los fundamentos de la física cuántica en laboratorios de bajo costo, opinión compartida por muchos

⁵ Lorenzo M. Procopio, Ó. Rosas-Ortiz y Víctor Velázquez, "On the Geometry of Spatial Biphoton Correlation in Spontaneous Parametric Down-conversion", *Mathematical Methods in the Applied Sciences*, vol. 38, núm. 10 (2015), pp. 2053-2061, <https://doi.org/10.1002/mma.3192>.

⁶ Amir D. Aczel, *Entrelazamiento: el mayor misterio de la física*, Crítica, Madrid, 2004.

investigadores alrededor del mundo.⁷ Tocan a la puerta, es Kevin, uno de mis estudiantes de doctorado; quiere discutir algunos de sus resultados conmigo.

A las diez de la noche abro mi correo electrónico; hay un mensaje de Carlos Ruiz, promotor de la idea de festejar el Año Internacional de la Tabla Periódica con una serie de artículos en este libro que tomen de la mano al lector y lo introduzcan en el mundo de los elementos químicos de forma sencilla y —de preferencia— amena. Me recuerda que estoy atrasado con la entrega del artículo para el bario y me ruega pisar el acelerador (gajes de su oficio de editor, supongo). Mi primera intención es contestar el mensaje con “querido amigo, no desesperes, el texto viene en camino”, pero recuerdo que ya he usado ese recurso antes. Esta vez prefiero contestar enviando el texto correspondiente. Reviso los materiales que tengo preparados para el documento... Veamos, ya contamos con la parte aburrida:

Bario, símbolo Ba, número atómico 56, peso atómico 137.328, quinto elemento del grupo 2, periodo 6, metal alcalinotérreo de color plata.⁸ Los minerales más comunes que lo contienen son el sulfato de bario y el carbonato de bario. Su nombre proviene de la voz griega *barys*, que significa “pesado”. Se le identificó como un elemento nuevo de la tabla de Mendeléiev en 1774 (Carl Scheele) y fue aislado por electrólisis en 1808 (sir Humphry Davy). Es uno de los elementos más reactivos de su grupo, así que no se le encuentra en la naturaleza de manera libre. De hecho, su preparación en forma pura es muy difícil de conseguir, por lo que algunas de sus propiedades se resisten a ser estudiadas y medidas con precisión. Se le conocen cerca de cuarenta isótopos. Se usa en la aleación de metales, para remover gases en tubos de vacío, en criminalística para determinar los residuos GSR y en el trazado del historial alimenticio de primates jóvenes. Igual que otros metales alcalinotérreos, el bario

⁷ A. Zeilinger, *Dance of the Photons: From Einstein to Quantum Teleportation*, Farrar, Straus and Giroux, Nueva York, 2010.

⁸ B. Ham, *The Periodic Table*, Chelsea House, Nueva York, 2008.

se utiliza para remover agua de algún material (es decir, como desecante) y en pirotecnia (produce “burbujas” luminosas de color verde). En su forma de sulfato encuentra aplicaciones en las industrias del petróleo, pinturas y polímeros. Por su opacidad a los rayos X, el sulfato de bario también se usa como medio de contraste en las radiografías del tracto digestivo.

Ya es tarde, preparo mis cosas para marchar a casa. Recuerdo que he venido sin auto a la oficina y llamo un taxi. En el camino encontramos una peregrinación que se dirige hacia la Villa... Decenas de personas caminan en fila mientras cantan a sus santos. Se oye el tronido de *cohetones* y miro al cielo: bombas de luces multicolores iluminan el andar de los peregrinos. El verde de algunas burbujas de luz es tan intenso que se antoja irreal. ¿Cómo voy a iniciar el texto del bario?... El síndrome de la primera línea. Ya se me ocurrirá algo mañana.

57. Lantano: el titular de la familia rara

LUIS FELIPE CHÁZARO RUIZ*



Si escuchas la palabra *tierra*, podrías asociarla con el nombre de nuestro planeta, o con un tipo de suelo arcilloso fértil para el crecimiento de una planta. En cambio, cuando escuchas el término *tierras raras*, seguramente lo relacionarás con alguna clase de suelo poco común. Sin embargo, dicha expresión se refiere a un grupo de elementos químicos de la tabla periódica conocidos como lantánidos, cuyo arquetipo es el lantano, del cual se deriva el nombre del grupo por ser el primero de esa serie.

Este elemento, cuyo símbolo es La, es más común en la naturaleza de lo que pudiera pensarse al mencionar *tierra rara*. Inclusive, los elementos que conforman el grupo también son comunes y se encuentran en la corteza terrestre en forma de óxidos metálicos con propiedades químicas y físicas similares, por lo cual constituyen una de las familias de la tabla periódica. Entre los más abundantes se encuentran el lantano y el cerio.

El número atómico del lantano es 57, y es el vigésimo octavo elemento más abundante en la corteza terrestre. Cada uno de los lantánidos presenta una configuración electrónica con los subniveles llenos $5s^2$ y $5p^6$, alrededor de una subcapa $4f$ in-

* Investigador en la División de Ciencias Ambientales, IPICYT. Trabaja en procesos de electroadsorción de contaminantes, barreras ambientales nanoestructuradas, (bio)sensores electroquímicos, sistemas bioelectroquímicos y sistemas electroquímicos de conversión de energía. Correo: luis.chazaro@ipicyt.edu.mx.

completa, que se va llenando antes que el 5d, por lo que se les denomina grupo del bloque *f*, excepto el lantano que se le considera un elemento del bloque *d*, por su configuración $5d^1 6s^2$. En su forma elemental, es un metal de color blanco plateado con una brillantez ideal para esferas navideñas. Además, es lo suficientemente blando para cortarlo con facilidad en trozos con una navaja. Es muy reactivo a la intemperie con el oxígeno del aire y a temperatura ambiente, por lo cual tiende a formar un óxido metálico que además se combina muy fácil con otros minerales. Por esta razón su nombre se deriva del griego *lanthaneîn*, que significa “escondido”, ya que su descubridor Carl Mosander lo encontró en su forma oxidada, escondido en un mineral de óxido de cerio en 1839. Como óxido metálico es común que adquiera un estado de oxidación 3+, es decir, como La (III), un óxido de color blanco cuya fórmula es La_2O_3 ; de hecho, este mismo estado de oxidación lo presenta cuando se combina con otros elementos para formar compuestos. En la actualidad se sabe que el lantano se encuentra principalmente en los minerales de tierras raras llamados allanita-(La) — $\text{CaLaAl}_2\text{Fe}^{2+}(\text{Si}_2\text{O}_7)(\text{SiO}_4)\text{O}(\text{OH})$ —, monacita-(La) (LaPO_4), cerita (La,Ce,Ca)₉ — $\text{Fe,Ca,Mg}(\text{SiO}_4)_3(\text{SiO}_3\text{OH})_4(\text{OH})_3$ — y bastnasita-(La) — $(\text{La,Ce})\text{CO}_3\text{F}$ —. Los principales minerales consistentes en 25 y 38% de lantano son monacita y bastnasita, en ese orden.

El lantano, como los demás elementos de la serie, se usa en la industria moderna debido a sus peculiares propiedades catalíticas, magnéticas, ópticas y químicas, las cuales han dado lugar a que se les denomine *semillas industriales* o *vitaminas industriales*, por su creciente uso en el campo de la ingeniería química, electrónica, metalúrgica y en la medicina. En la actualidad, los países en los que se genera entre 90 y 95% de la producción mundial son los Estados Unidos, China y Australia. En particular, la importancia del lantano radica en que se puede emplear puro o en combinación con otros elementos, y en que, debido a sus propiedades fisicoquímicas peculiares, se

usa para preparar vidrios ópticos de alto índice de refracción, superaleaciones, catalizadores, materiales cerámicos o baterías recargables con base en hidruros metálicos con níquel para su empleo en autos híbridos. Se podría ahondar en sus múltiples aplicaciones; sin embargo, nos centraremos en algunos casos en los que se utiliza en el desarrollo de nuevos materiales; por ejemplo, en remediaciones ambientales a través de la depuración de agua contaminada.

La alta afinidad del lantano por el oxígeno ha favorecido la preparación de materiales híbridos, como, por ejemplo, carbón activado modificado con partículas de óxido de La (III). El carbón activado se caracteriza por tener una alta densidad de grupos funcionales oxigenados superficiales; por ejemplo, el ácido carboxílico ($-\text{COOH}$), el fenólico, el epóxido y la lactona, entre otros. Los átomos de oxígeno de estos grupos tienen propiedades ácido-base. En particular, aquellos de carácter ácido pueden establecer un enlace covalente con el La (III) a través de una reacción inducida mediante calentamiento con microondas. Este proceso da lugar a la preparación de carbón activado modificado con oxi(hidroxi)dos de La (III), el cual se puede emplear para retirar fluoruros del agua de consumo humano, lo que se lleva a cabo mediante un mecanismo de sustitución de los grupos OH^- del lantano por iones fluoruro F^- , que forman un enlace covalente de coordinación con dicho catión metálico debido a la alta afinidad entre ellos.

En México, es común que en algunos estados se encuentre agua subterránea con concentraciones elevadas de fluoruro. Entre ellos Aguascalientes, San Luis Potosí, Durango, Zacatecas y Guanajuato. La remoción del fluoruro del agua potable es importante porque el consumo continuo de dicho contaminante puede provocar su acumulación en el organismo y, por consiguiente, daños en la salud humana. Hoy en día se lleva a cabo investigación científica enfocada en el desarrollo de materiales novedosos, como el que se mencionó para su aplicación en procesos innovadores de tratamiento fisicoquímico de agua.

Un ejemplo es la electroadsorción, la cual consiste en una tecnología que combina la adsorción y el fenómeno electroquímico, en el que se usa un adsorbente como el carbón activado a manera de electrodo. Lo anterior se debe a la buena conductividad eléctrica de ese material, al que se le puede polarizar eléctricamente a través de la aplicación de un potencial eléctrico en una celda electroquímica y con ayuda de un electrodo auxiliar. Al polarizar el electrodo, un ion con carga negativa como el fluoruro puede ser atraído de manera electrostática hacia el electrodo con carga positiva (ánodo), lo que provoca un aumento de la capacidad de adsorción del material. Para que sea factible su aplicación en agua real es necesario que el proceso se lleve a cabo de manera selectiva y es conveniente que el material de electrodo contenga cierta cantidad de oxi(hidróxidos) de lantano, que además no afecte las propiedades electroquímicas del material compuesto, para hacerlo viable como electrodo.

¿Por qué usar un material con lantano en un electrodo? Por sus excelentes características, ya que éstas han facilitado la fabricación de electrodos con base en La_2O_3 , para su aplicación como capacitores, esto es, dispositivos que almacenan energía y que pueden ser un puente entre baterías recargables y un capacitor electrolítico. Los capacitores pueden emplearse en el aprovechamiento de energías renovables; de ahí su importancia.

Otra aplicación del lantano, desde el punto de vista electroquímico, es la producción de cátodos para celdas de combustible usando óxidos sólidos, para lo cual se emplean materiales compuestos en los que el lantano se combina con otros elementos como el estroncio (Sr) o el cobalto (Co), dando lugar, por ejemplo, a la perovskita, $\text{La}_{0.8}\text{Sr}_{0.2}\text{Co}_{0.2}\text{Fe}_{0.8}\text{O}_3$. Este cátodo electro cataliza la reducción de oxígeno gaseoso con buen desempeño en una celda, en una escala de laboratorio. Si esta reacción se favorece, entonces también la de la oxidación en el ánodo del H_2 , el combustible de la celda, lo que representa un buen balance energético que deriva en la generación de energía

eléctrica a partir de una energía química renovable almacenada en el hidrógeno gaseoso.

Dada la importancia del lantano para su uso industrial y el interés que se tiene en investigación científica, hay que considerar sus posibles implicaciones en el ambiente. Desde su extracción, mediante la actividad minera y el procesamiento del mineral, conlleva la generación de efluentes líquidos que contienen una alta concentración de lantano, hasta los residuos que se generan a partir de sus aplicaciones industriales. Estas descargas pueden contaminar el ambiente y arriesgar la salud humana por tratarse de un elemento carcinogénico y genotóxico. Además de que se puede acumular en la biota acuática y resultar tóxico para otras especies. Por lo anterior, es necesario desarrollar métodos efectivos y económicos para su separación y preconcentración, entre los que se encuentran los métodos de separación mediante membranas, intercambio iónico, precipitación química, extracción por solvente y adsorción. Éstos y otros métodos deben considerar la posibilidad de reutilizar un elemento tan útil como el lantano.

58. Cerio: portador del fuego

RAFAEL BARRIO* y GABRIELA DÍAZ GUERRERO**



El cerio es nuestro elemento favorito en muchos sentidos:

1. Es el primero de la serie de 14 elementos lantánidos, lo cual significa que es el primero que presenta un electrón f activo. La razón de tener 14 lantánidos es el llenado de la capa electrónica $4f$ (momento angular $\ell = 3$) en la que caben $2(2\ell + 1) = 14$ electrones. De este hecho se derivan las extravagantes propiedades magnéticas de los lantánidos, también llamados *tierras raras* (que comprenden asimismo a los actínidos). Tiene el número atómico 58 en la tabla periódica y su símbolo químico es Ce.

2. El cerio fue la primera tierra rara en ser descubierta. En 1803, Jöns Jakob Berzelius y Wilhelm Hisinger lo aislaron, en forma de óxido, a partir de un mineral de la localidad de Bastnäs, Suecia. Al mismo tiempo, y de manera independiente, se reconoce también como su descubridor al alemán Martin Heinrich Klaproth. Su nombre se refiere al planeta enano Ceres, descubierto dos años antes. Ceres es la diosa romana de la agricultura.

* Investigador del Instituto de Física, UNAM. Sus campos de especialidad son cuasicristales, dinámica de la vitrificación y física biológica, entre otros. Correo: barrio.rafael@gmail.com.

** Investigadora del Instituto de Física, UNAM. Sus campos de especialidad son: nanociencia, materiales nanoestructurados, catálisis heterogénea, fisicoquímica de superficies, técnicas de caracterización de superficies y nanopartículas.

3. Es el primero en abundancia de las tierras raras. Ocupa el lugar 26 entre todos los elementos, con 0.0046% del peso de la corteza terrestre, la mitad que el cloro y cinco veces más que el plomo. Se encuentra presente en muchos minerales como la cerita, la bastnasita y la monacita, usualmente acompañado de otras tierras raras. Es muy abundante en India, Brasil y California. China tiene 95% de las reservas mundiales de tierras raras. Se aísla como metal a través de técnicas de reducción.

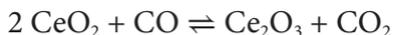
Es un metal dúctil, grisáceo, que al contacto con el aire se oxida y se vuelve rojizo como el hierro. Como veremos más adelante, su propiedad de tener dos estados de oxidación estables (+3 o +4) se aprovecha en muchos de sus usos importantes. Un dato curioso es que esta propiedad de valencia mixta se emplea en la famosa reacción Belousov-Zhabotinsky para producir patrones espaciales de concentración química debido a reacciones de oxidación y reducción del ion cerio, Ce^{4+} Ce^{3+} en el medio de reacción.

Tradicionalmente, el cerio se ha utilizado como un componente de la aleación *mischmetal* o piedra para encendedor (yesca) por sus propiedades pirofóricas. Debido a que es la más reactiva de las tierras raras también se usa para aumentar la luminosidad de las capuchas para las lámparas de gas Coleman (hechas de ThO_2 dopado con CeO_2 , que cuando se calienta cataliza la oxidación del gas natural con aire). Asimismo, se emplea mucho en la industria del cine y la televisión, en proyectores y en lámparas de arco de los estudios. Cerio dopado con $Y_3Al_5O_{12}$ es utilizado en los diodos emisores de luz azul para producir luz blanca.

El cerio se combina con otros elementos; por ejemplo, con el azufre, para dar sulfuro de cerio de color rojo vivo, que se usa como pigmento. Con el oxígeno, produce su óxido, denominado comúnmente ceria, que se aplica en muchas reacciones catalíticas, como catalizador, soporte o aditivo. Una reacción de gran importancia es la que ocurre en los convertidores catalíticos de los automóviles, donde la ceria y metales preciosos como

el platino (Pt), el paladio (Pd) y el rodio (Rh) transforman los gases tóxicos del escape en nitrógeno (N₂), dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O). La capacidad del ion cerio de transitar con facilidad entre sus estados de oxidación estables le permite funcionar como un reservorio de oxígeno, aceptándolo y liberándolo según el medio de reacción. Esta propiedad es lo que se denomina *capacidad de intercambio de oxígeno*.

La forma de los cristales de ceria tiene impacto en la capacidad de intercambio de oxígeno.¹ Nanocubos de ceria² pueden emplearse, por ejemplo, para medir esta propiedad al usar el monóxido de carbono (CO) como reductor de la superficie;³ el óxido de cerio IV (CeO₂) se reduce a óxido de cerio III (Ce₂O₃) y se forma CO₂, como se indica en la siguiente ecuación:



Cuando la ceria se usa como soporte de metales de transición, las propiedades catalíticas, por ejemplo en la reacción de desplazamiento de gas de agua *water-gas-shift* $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$, pueden incrementarse de manera significativa debido a sus propiedades de oxidación-reducción.⁴ La ceria también tiene aplicación como sensor de gases; se utiliza para pulir finamente superficies de vidrio, y la alta conductividad de sus iones de oxígeno la hacen muy útil en las celdas de combustible de óxido sólido.⁵

¹ Alessandro Trovarelli y Jordi Llorca, "Ceria Catalysts at Nanoscale: How Do Crystal Shapes Shape Catalysis?", *ASC Catalysis*, vol. 7, núm. 7 (2017), pp. 4716-4735, doi: 10.1021/acscatal.7b01246.

² R. A. Barrio *et al.*, "Model of the Structure of Cerium Oxide Crystalline Surfaces", *Materials Today: Proceedings*, vol. 14 (2019), pp. 57-61, <https://doi.org/10.1016/j.matpr.2019.05.052>.

³ Raymond J. Gorte, "Ceria in Catalysis: From Automotive Applications to the Water-gas Shift Reaction", *AIChE Journal*, vol. 56, núm. 5 (mayo de 2010), pp. 1126-1135, <https://doi.org/10.1002/aic.12234>.

⁴ *Idem*.

⁵ David R. Mullins, "The Surface Chemistry of Cerium Oxide", *Surface Science Reports*, vol. 70, núm. 1 (2015), pp. 42-85, <https://doi.org/10.1016/j.surfrep.2014.12.001>.

Si se combina óxido de cerio III (Ce_2O_3) con óxido de estaño (SnO) para formar una cerámica, se obtiene un material que absorbe luz con longitud de onda de 320 nm, y emite luz a 412 nm; entonces puede ser usado como fuente de iluminación con luz ultravioleta, aunque esta aleación sólo se consigue con dificultad en pequeñas cantidades en el laboratorio.

Por último, para tener referencia de las principales propiedades del cerio, aquí listamos algunas:

- Configuración electrónica: $[\text{Xe}] 4f^3d^16s^2$
- Peso atómico relativo: 140.116 (isótopo estable con 82 neutrones)
- Temperatura de fusión: 798 °C
- Temperatura de ebullición: 3 443 °C
- Densidad: 6 170 kg/m^3
- Resistividad: 8.7×10^{-5} Ohm-m
- Módulo de Young: 33.6 GPa

59. Praseodimio: imita al peridoto

NANCY ARACELI RIVERA GARCÍA*
y MIGUEL ÁNGEL WALDO MENDOZA**



En 1841, durante su trabajo con tierras raras (minerales compuestos de ciertos elementos con comportamiento fisicoquímico similar entre ellos), el químico sueco Carl Gustaf Mosander descubrió un elemento que eventualmente sería denominado *praseodimio*.¹

El peculiar nombre (que de seguro fue lo primero que llamó tu atención) proviene de las palabras griegas *prasios*, que significa “verde”, y *dydimos*, “gemelo”. El término *verde* se debe a una capa de óxido de color verdoso que desarrolla cuando está en contacto con el oxígeno del aire, pero en realidad el praseodimio es de un tono plateado que, para conservarlo, se introduce en aceite mineral o se mantiene en una atmósfera sin oxígeno. La parte “gemela” hace referencia a su hermano menor, el neodimio, que se traduce como *nuevo gemelo* y forma

* Investigadora e integrante del equipo de Tecnología Sustentable Greennova. Su actividad profesional se desarrolla en el sector industrial y de investigación en el área de polímeros. Actualmente es gerente técnico de la empresa Greennova. Correo: nancy.rivera@ts-greennova.com.

** Investigador en la Facultad de Ciencias Químicas en la UASLP. Su actividad profesional se ha desarrollado en el sector industrial en vinculación con la academia. En la actualidad es director general y comercial de la empresa Greennova y consultor científico y tecnológico de varias empresas del sector plástico. Correo: miguel.waldo@ts-greennova.com.

¹ W. M. Haynes (ed.), *Handbook of Chemistry and Physics*, CRC Press Taylor and Francis, Florida, 2005.

sales de color rosa. Se concibieron juntos, pero primero se nombró al hermano mayor.²

Su descubrimiento no fue fácil; todo comenzó cuando Mosander (químico que ya tenía experiencia descubriendo elementos, pues apenas dos años antes hizo lo propio con el lantano como óxido) trabajaba con tierras raras que contenían nitrato de cerio crudo, del cual logró aislar un óxido que llamó *lantana* y que hoy conocemos como óxido de lantano. Sin embargo, este óxido de lantano no resultó puro, sino una mezcla de óxidos de los cuales separó una fracción de color rosa que llamó *didimio*, que significa “gemelo”, y lo denominó así por la similitud que guardaba con su primer descubrimiento, el lantano. Pero la buena racha de Mosander no se detuvo ahí. En 1943 esta máquina de descubrimientos declaró dos elementos nuevos: erbio y terbio.

Con posterioridad, en 1874 y 1879, Teodor Cleve y Lecoq de Boisbaudran, respectivamente, determinaron que el didimio era una mezcla de elementos.³ Por fin (después de 44 años desde Mosander), en 1885, el químico austriaco Carl von Welsbach separó el didimio en dos elementos: praseodimio y neodimio, cuyas sales son de diferente color. El reconocimiento oficial del descubrimiento y el aislamiento de praseodimio por lo general se le otorga a Welsbach.

El praseodimio es el elemento 59 de la tabla periódica, su símbolo químico es Pr y forma parte del grupo de los lantánidos. Es un metal suave, altamente maleable y dúctil, de color plateado, y que al oxidarse se torna verde; su punto de fusión es en 931 °C y de ebullición en 3 520 °C.⁴

El praseodimio es el único lantánido que se produce en estado de oxidación +5 cuando se encuentra en soluciones acuosas; además forma los cationes praseodimio (III), que se obser-

² John Emsley, *Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements*, 2ª ed., Oxford University Press, Nueva York, 2011.

³ W. M. Haynes (ed.), *Handbook...*, *op. cit.*

⁴ John Emsley, *Nature's Building Block...*, *op. cit.*

van de color verde amarillento en agua y vidrio. También lo podemos encontrar en estado de oxidación +2 y +4.

Este elemento, con masa atómica de 140.90765 u, tiene un comportamiento bastante singular; es paramagnético a todas las temperaturas superiores a 1 K, mientras que los otros metales de tierras raras son ferromagnéticos o antiferromagnéticos a temperaturas bajas. El praseodimio nunca deja de sorprendernos.⁵

Aunque por lo regular no se encuentra en nuestra atmósfera, sí lo hallamos en la corteza terrestre; en varios minerales, principalmente monazita y bastnasina, con una abundancia de 9.5 ppm, y en agua de mar podemos encontrar 1 ppt de praseodimio; este elemento ocupa el número 39 en abundancia y existen 38 radioisótopos. Y aunque el praseodimio natural es el praseodimio 141, el más estable es el praseodimio 143, con vida media de 13.57 días. También tiene radioisótopos con vida media muy corta; la mayoría de menos de 33 segundos.

El praseodimio se recupera de manera comercial mediante técnicas de intercambio iónico y procesos de extracción líquido-líquido de monazita y bastnasina; el mismo metal es producido por la reacción del fluoruro de praseodimio y el calcio.⁶ Además, tiene muchos amigos y cuando se junta con ellos tiene usos muy variados. Lo podemos encontrar en vidrios, esmaltes, aviones, en el cine. Uno de sus mejores amigos es el magnesio: al alearse crean metales de alta resistencia que se utilizan en motores de avión.

El praseodimio es cinéfilo por excelencia, asiste a los mejores estrenos y no se pierde ninguna película. Lo encontramos en los proyectores, ya que forma la base (junto con otros elementos de tierras raras) de las luces de arco de carbón, utilizadas en la industria del movimiento de imágenes.

Por otro lado, el praseodimio tiene muy buen gusto y es todo un conoedor. Tiñe de amarillo al vidrio y al esmalte y,

⁵ J. S. Coursey *et al.*, *Atomic Weights and Isotopic Compositions*, National Institute of Standards and Technology, Gaithersburg, Maryland, 2019.

⁶ John Emsley, *Nature's Building Block...*, *op. cit.*

cuando se junta con su finísimo amigo, el dióxido de zirconio (ZrO_2), imita al peridoto, gema que, según cuenta la leyenda, era la favorita de Cleopatra.

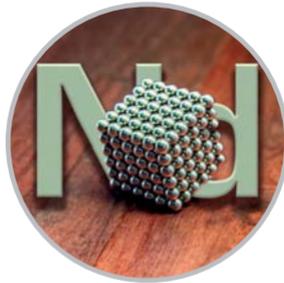
Y qué decir de su siempre confiable amigo níquel; en aleación con él crea poderosos imanes con efecto magnético tan fuerte que permiten acercarse a menos de una milésima de grado del cero absoluto.

Pero por supuesto que el praseodimio no se queda en el pasado. Uno de sus usos más modernos es como agente dopante para hacer amplificaciones de fibra óptica. Y presume también de ser utilizado para retrasar los pulsos de luz, y como óxido es un importante catalizador de oxidación.

Y no sólo eso. Exhibe una toxicidad de baja a moderada para los organismos. Al igual que otros elementos de las tierras raras, no cumple ninguna función biológica conocida, así que tú también puedes ser amigo de él y portar con tranquilidad tu preciosa gema imitación del peridoto.

60. Neodimio: en imanes poderosos

VIANNEY RANGEL*



¿Tierra rara? Disculpa, pero... ¿a quién le llamas raro?

Podrías pensar que es un elemento difícil de encontrar, pero no, en realidad puedes hallarlo en todo el mundo. Entonces, ¿por qué raro? Es muy simple, porque nunca lo encontrarás en forma pura en la naturaleza, sino mezclado con otros elementos. ¿Por qué tierra? Es una forma de llamar a los óxidos. Y, al final, ¿a qué se le llama tierra rara? A una clasificación de 17 elementos que se encuentran en la tabla periódica con características parecidas.

El neodimio, abreviado Nd, tiene número 60 en la tabla periódica, con masa atómica de 144.24 u, y fue descubierto por Carl Auer von Welsbach en 1885. Welsbach, un químico austriaco conocido por ser un gran inventor y por lograr grandes avances tecnológicos, realizó un gran número de estudios con las tierras raras. Y uno de sus experimentos resultó en el descubrimiento de un par de gemelos.

En ese año el didimio era considerado un elemento de la tabla periódica, nombre proveniente del griego *didymos*, “gemelo”. Sin embargo, al estudiar este elemento, Von Welsbach pudo separarlo y darse cuenta de que en realidad era un com-

* Investigadora en la UASLP. Se ha especializado en biofísica sobre la medición del ángulo de contacto de una solución de tensoactivos y polielectrolitos. Correo: viann_404@hotmail.com.

puesto de otro par de elementos a los cuales denominó praseodimio (*prasios didymos* o gemelo verde) y neodimio (*neos didymos* o gemelo nuevo).

Pero, bueno, ya que lo hemos presentado, hablemos un poco de él. A temperatura ambiente se encuentra en estado sólido, con un color plateado-metálico y brillante. Sin embargo, en su forma pura se oxida con rapidez al contacto con el oxígeno, por lo que, como muchos metales, es más utilizado en aleaciones que le dan otras características. En forma de polvo puede llegar a hacer combustión y explotar. Debido a que en la industria es cada vez más usado, diversas cantidades de este elemento pueden encontrarse en el medio ambiente; llega a causar problemas de salud cuando aumenta su concentración en un ser vivo.

Dejando esas dificultades de lado, hablemos mejor de las grandes aplicaciones de este elemento tan curioso. Éstas van desde su uso como fertilizante hasta como tratamientos de salud con imanes que lo contienen. En efecto, uno de sus principales usos que se conocen en la actualidad es como imán. A pesar de oxidarse con facilidad, al ser combinado con hierro y boro se forman algunas de las mejores aleaciones con propiedades magnéticas que existen.

Los imanes de neodimio son muy comerciales debido a su efectividad, desde pequeños imanes para refrigeradores hasta imanes de gran potencia que se pueden utilizar en experimentos de laboratorio, componentes de automóviles eléctricos y generadores de turbina eléctricos. Por sus efectos, son muy llamativos debido al aspecto brillante que muestran y a todas las formas en que pueden encontrarse, hasta el punto en que también se tiene joyería de este material. Ejemplos de esto último son brazaletes o piezas que se unen sin necesidad de hilos conectores; de igual manera, algunos aretes que no necesitan perforaciones en las orejas para poder usarse. Estas pequeñas piezas también son muy utilizadas para juguetes de construcción de figuras interesantes y divertidas.

Aunque no existen estudios pertinentes para probar que tales prácticas son efectivas para la salud, actualmente hay muchas personas que aseguran haber tenido mejoras después de recurrir a terapias que se realizan con imanes, donde se supone que la acción magnética puede producir cambios en el cuerpo si se aplica en el lugar correcto y con cierta potencia.

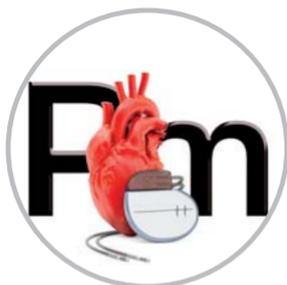
A pesar de la idea que se tiene de este material con aspecto metálico, otra de las aplicaciones más importantes del neodimio es la aleación con cristales. Estas piezas poseen la característica de absorber luz en sus rangos más energéticos, algo no muy habitual, y tienen uso, por ejemplo, en las gafas de protección para los soldadores. En instrumentos ópticos como los lentes, este elemento se utiliza para calibrar espectrómetros y hacer filtros de radiación infrarroja. De igual manera, se llega a emplear en pequeñas concentraciones en láseres para conseguir rangos de ondas de 1054 a 1064 nm (luz infrarroja).

Debido a las características lumínicas de estos cristales, también se han llegado a producir focos que, gracias al neodimio, según del tipo de luz que se incida, cambian de color. Por ejemplo, en la imagen donde se tiene el mismo foco de cristal, a la izquierda encendido con luz fluorescente y a la derecha con luz incandescente.

¿Por qué no comenzamos un buen festival de luces con el neodimio como el alma de la fiesta?

61. Prometio: en honor al titán Prometeo

EDGAR VÁZQUEZ NÚÑEZ*



El prometio, cuyo número atómico es 61 y símbolo químico Pm, es un elemento químico que forma parte del grupo de los lantánidos. Fue considerado como el elemento “perdido” de dicho grupo, ya que, aunque su existencia fue predicha con anterioridad, no pudo encontrarse hasta que se generó en reactores nucleares, producto de la fisión del uranio (U; número atómico 92), el torio (Th; número atómico 90) y el plutonio (Pu; número atómico 93).

El prometio forma parte del bloque *f* y del periodo 6; tiene una masa atómica de 145 u y un estado de oxidación de 3. En términos físicos tiene forma sólida y estructura cristalina hexagonal. Fue el último lantánido descubierto y su isótopo más estable es el prometio 145, con una vida media de sólo 17.7 años; los isótopos prometio 146 y prometio 147 viven 5.5 y 2.6 años, respectivamente. La existencia de este elemento fue confirmada por los científicos Charles DuBois Coryell (1912-1971), Jacob A. Marinsky (1918-2005) y Lawrence E. Glendenin (1918-2008), en 1947, en Tennessee, Estados Unidos.

* Investigador en la División de Ciencias e Ingenierías de la Universidad de Guanajuato. Desarrolla investigación sobre bioingeniería y bioprocesos para la sostenibilidad. Interesado en análisis prospectivo de nuevas fuentes de energía no convencionales, además participa en proyectos de investigación para evaluar la remoción de contaminantes en suelo y agua con el empleo de nanobiotecnologías. Correo: ed.vazquezn@gmail.com.

El nombre del prometio fue asignado en honor al titán Prometeo, quien, según la mitología griega, le entregó el fuego al hombre (y es que tal vez la luminiscencia verdeazulada que este metal blando emite nos remite al fuego del que habla la mitología). Otra posible razón por la que se le asignó este nombre radica en la dificultad con la que ese elemento fue sintetizado, misma dificultad con la que Prometeo robó el fuego a Zeus, el padre mitológico de los dioses griegos.

El prometio es el único lantánido que no se encuentra en la naturaleza; sin embargo, se ha detectado en el espectro de estrellas, de manera específica en cuerpos celestes de la constelación de Andrómeda, la estrella HR 465. El descubrimiento del prometio en el espacio es muy importante porque, como se dijo, su vida promedio es corta, por lo que el elemento debió generarse recientemente en la estrella, y quizá cerca de su superficie.

El uso del prometio se relaciona con la industria nuclear —como casi todos los elementos que forman parte del grupo de actínidos y lantánidos— y debido a la emisión de radiación se ha empleado, por ejemplo, en equipos medidores de espesores de materiales y como batería para la propulsión nuclear mediante la captura de luz en células fotoeléctricas, para después convertirla en corriente eléctrica. También puede usarse como fuente portátil de rayos X en generadores termoeléctricos de radioisótopos, en el suministro de electricidad a sondas espaciales y satélites, y en láseres de comunicación con submarinos que estén sumergidos.

En la vida cotidiana, el prometio puede encontrarse en equipos y aparatos de uso diario, como lámparas fluorescentes, televisores a color y cristales. La energía que emiten pequeños trozos de este elemento es suficiente para mantener en operación, por tiempo prolongado, instrumentos como el marcapasos (hasta 10 años); sin embargo, la manufactura y la producción de estos artefactos representan riesgos para la salud y peligro potencial para el ser humano, pues la humedad y los gases que se encuentran en el ambiente pueden ser inhalados por los tra-

bajadores y, como consecuencia, ocasionar embolias pulmonares o problemas de hígado.

El desuso por pérdida de valor de los aparatos antes mencionados conlleva su desecho, lo cual impacta al ambiente por la mala disposición y el mal manejo de estos residuos, lo que favorece la acumulación del prometio en el suelo, que podría facilitar la movilidad de este elemento a cuerpos de agua subterráneos y, como consecuencia, también a plantas y animales, y luego pasar a la cadena trófica, que tiene como destinatario final al ser humano. Diversos estudios *in vitro* han demostrado efectos tóxicos a nivel celular y afectaciones en los sistemas nervioso y reproductivo.

62. Samario: contra el cáncer de pulmón

ERNESTO RIVERA BECERRIL*



El samario es un sólido metálico suave que posee un lustre plateado brillante; su símbolo químico es Sm. Tiene un número atómico de 62, una masa atómica de 150.36 g/mol y pertenece a un grupo de elementos denominados lantánidos, los cuales forman parte del periodo 6. Son llamados tierras raras y constituyen un grupo de 17 elementos, con números atómicos desde el 57 hasta el 71 (lantano, cerio, praseodimio, neodimio, prometio, samario, europio, gadolinio, terbio, disprosio, holmio, erbio, tulio, iterbio y lutecio). A los lantánidos se les suman el escandio (Sc 21) y el itrio (Y 39), que poseen ciertas similitudes con el grupo de tierras raras. Su nombre de *tierras raras* se debe a que es poco común encontrarlos en forma pura y, por lo general, se localizan en forma de óxidos, los cuales son solubles en ácidos.

China es el país que concentra la mayor cantidad de toneladas de tierras raras extraídas en el mundo, seguido por Rusia e India, y mucho más atrás por Malasia y Brasil. El samario se encuentra, junto con otros elementos de tierras raras, en muchos minerales, incluidos monacita, bastnasita, cerita, gadoli-

* Investigador en el Departamento de Ciencias Naturales, UAM-Cuajimalpa. Campo de especialidad: aislamiento, purificación y caracterización de moléculas bioactivas obtenidas de fuentes naturales y a través de métodos de síntesis, así como formulación y estabilidad de formas farmacéuticas líquidas convencionales y biológicas. Correo: erivera@cua.uam.mx.

nita y samarsquita; además se encuentra en el mischmetal (del alemán: *mischmetall*, metal mezclado), una aleación que se utiliza para la obtención de los demás elementos de tierras raras y como dispositivo pirofórico para encendedores y en el proceso de galvanización para proteger el acero de la oxidación. El mischmetal contiene cerca de 1% del metal samario. Las propiedades de las tierras raras son muy parecidas entre sí y están íntimamente relacionadas con su configuración electrónica, la cual corresponde a orbitales 4f donde los electrones se encuentran apantallados por los electrones de los orbitales más extensos, lo que justifica sus propiedades magnéticas y ópticas. El estado de oxidación más estable es el trivalente (3+), aunque el samario también presenta el estado de oxidación (2+). Para su uso, los elementos que componen las tierras raras son requeridos en forma pura y estas similitudes que presentan hacen que su separación con procedimientos convencionales sea una tarea difícil.

En la actualidad se desarrollan nuevas tecnologías que permiten la separación y la obtención de estos elementos en condiciones de pureza elevada. Entre los métodos que se emplean podemos mencionar la lixiviación en medios acuosos con nitratos, sulfatos, cloruros y extracción con disolventes; la separación fotoquímica, el intercambio iónico y la extracción supercrítica con dióxido de carbono (CO₂); en tiempos más recientes se ha utilizado la deposición electroquímica, con el empleo de una solución electrolítica de citrato de litio y un electrodo de mercurio.

El samario se obtiene principalmente del intercambio iónico del mineral monacita que contiene hasta 2.8% de este metal. El óxido de samario es de color amarillo pálido, muy soluble en la mayor parte de las soluciones ácidas, que dan tonos amarillo topacio.

El samario fue descubierto en 1853 por el químico suizo Jean Charles Galissard de Marignac a partir del estudio espectroscópico del mineral samarskita, obtenido de los Montes

Urales del sur de Rusia y cuyo nombre adjudicado a este mineral fue en honor de un oficial de minas ruso, el coronel Vasili Samarsky-Porkhovets.

Dicho elemento fue aislado en 1879 por el químico francés Paul Émile Lecoq de Boisbaudran.

El samario tiene las siguientes propiedades físicas: densidad (g/cm^3) 7520; punto de fusión $1074\text{ }^\circ\text{C}$; punto de ebullición $1794\text{ }^\circ\text{C}$; estados de oxidación +2, +3; electronegatividad 1.17, y configuración electrónica $[\text{Xe}] 4f^6 6s^2$. Posee siete isótopos naturales, de los cuales el samario 144, el samario 150, el samario 152 y el samario 154 son estables; el samario 152 es el más abundante con 26.8%. El samario 147, el samario 148 y el samario 149 son emisores alfa. Hasta el momento se han descubierto 34 isótopos de samario 129 a samario 162; éstos incluyen siete isótopos estables, 17 deficientes en neutrones y 10 ricos en ellos.

El samario es estable y se oxida lentamente con el aire para formar samario 203; a la temperatura de $150\text{ }^\circ\text{C}$ se enciende de manera espontánea y reacciona con el agua caliente para formar hidróxido de samario ($\text{Sm}(\text{OH})_3$); en su forma +2 el samario es un fuerte agente reductor y sus soluciones acuosas son de color rojo oscuro. En el compuesto hexaboruro de samario (SmB_6) este elemento se presenta en sus dos formas iónicas (+2, +3) en una proporción 3:7. Es importante por sus propiedades de conducción eléctrica y se le considera un aislante topológico (sólidos que conducen la electricidad por su superficie como un metal, pero a través de su interior la bloquean a pesar de tener la misma composición) lo que brindaría la posibilidad de emplearse en la obtención de computadoras cuánticas. Existen tres formas alotrópicas de samario (a, b, g), con disposición romboédrica, hexagonal y cúbica.

Las aplicaciones del samario son muy diversas. Se pueden encontrar ejemplos de su uso como catalizador en reacciones químicas; en medicina se ha empleado como un marcador isotópico radiactivo o como un radiofármaco: el samario 153 es el

principio activo del medicamento lexidronam (Quadramet), prescrito para el tratamiento del cáncer de pulmón, de próstata y de mama y osteosarcoma.

El samario proporciona iluminación de arco de carbono para la industria del cine y reacciona con cobalto para generar dos compuestos de cobalto de samario (SmCo_5 y $\text{Sm}_2\text{Co}_{17}$) con propiedades de imán permanente con la mayor resistencia a la desmagnetización.

En la actualidad, los imanes de neodimio-hierro-boro son los más potentes, pero los de samario-cobalto pueden funcionar a temperaturas más altas en las que los imanes de neodimio perderían su magnetismo.

Estos descubrimientos abrieron la posibilidad de generar imanes pequeños con energías magnéticas elevadas, lo que dio inicio a la miniaturización de motores y dispositivos audiovisuales como los audífonos.

El samario¹⁴⁹ se utiliza como absorbente de neutrones en reactores nucleares; otros compuestos oxidados del metal se emplean en óptica para absorber la luz en el infrarrojo. El óxido de samario exhibe propiedades catalíticas en la deshidratación y la deshidrogenación del alcohol etílico. También se usa para impregnar el cristal de fluoruro de calcio (fluoruro de calcio dopado con samario), para su empleo en la fabricación de láseres ópticos.

63. Europio: le da color al fósforo

MARÍA DEL PILAR ALIAGA*



El europio, Eu, es un elemento de transición interna del grupo de los lantánidos ($_{57}\text{La}$ al $_{71}\text{Lu}$), también conocidos como *tierras raras*.¹ Se localiza en el periodo 6 y en el bloque *f* de la tabla periódica. Su número atómico es 63 y su masa atómica promedio es de 151.964 uma. En condiciones naturales, a 20 °C, se encuentra en la naturaleza como un sólido; sin embargo, no se halla puro, ni con brillo metálico, debido a que se oxida con facilidad, lo que le brinda una apariencia blanquizca-plateada. Si no reacciona con el oxígeno del aire, lo hace con el agua y produce hidróxidos. Otras características de este metal son que es paramagnético,² presenta un punto de ebullición de 1529 °C; un punto de fusión de 822 °C; una densidad de 5244 g/cm³, y una dureza de 17 según la prueba de Vicker.

La historia del europio comienza en 1803 en Bastnas, Suecia, con el descubrimiento del mineral cerita. A partir de este último se identificaron varios nuevos elementos del grupo de

* Investigadora en la Universidad Iberoamericana. Durante cerca de 10 años estudió la respuesta de los lantánidos a las condiciones ambientales, con la finalidad de comprender las variaciones elementales registradas en las estalagmitas, las cuales permiten conocer el registro climático regional. Correo: pilyaliaga@gmail.com.

¹ En ciencias de la tierra, con frecuencia se considera al itrio (Y) como parte de los elementos de tierras raras, a pesar de no pertenecer al grupo de los lantánidos.

² En presencia de un campo magnético, se imana y se orienta de manera paralela a las líneas de fuerza.

los lantánidos: el cerio (1803), el lantano (1839), el praseodimio y el neodimio (separados en 1879), el samario (1879), el gadolinio (1886) y, finalmente, el europio.

A pesar de que a finales del siglo XIX sir William Crookes descubrió una línea adicional en el análisis espectroscópico de un mineral de iterbio y samario, intuyendo la presencia de un nuevo elemento, fue hasta 1901, en Francia, que Eugène-Anatole Demarçay sintetizó una sal de europio, sin poder aislarlo en realidad, pero obtuvo el crédito por su hallazgo; de esa manera bautizó al elemento en honor del continente en el que fue descubierto.

Como la mayoría de los lantánidos,³ el europio se caracteriza por la ocupación del subnivel 4f; su configuración electrónica es $[\text{Xe}]4f^76s^2$, notablemente estable por la configuración f^7 , que corresponde al subnivel semilleno. Por ese motivo, aunque en la naturaleza el estado de oxidación característico de los lantánidos es el +3, el europio, junto con el iterbio,⁴ puede estar presente en el estado de oxidación +2 producido tras la pérdida de los dos electrones del orbital 6s.

ISÓTOPOS

Según la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés), a la fecha se conocen 39 isótopos radiactivos del europio y sólo uno estable: el ^{153}Eu . De los isótopos radiactivos, 27 de ellos presentan una vida media⁵ menor a una hora (128, 130, 131, 132, 133, 134, 135, 136, 137, 138, 139, 140, 141, 142, 143, 144, 158, 159, 160, 161, 162, 163, 164, 165, 166, 167 y 168); siete, una vida media de entre una hora y un año (145, 146, 147, 148, 149, 156 y 157), y cinco, una vida

³ Con excepción del lantano, cuya configuración electrónica es $[\text{Xe}] 5d^16s^2$.

⁴ Que presenta configuración $4f^{14}$ correspondiente al subnivel lleno.

⁵ Es el tiempo que transcurre para que se desintegre la mitad de los átomos de una muestra.

mayor a un año (150, 151, 152, 154 y 155). De estos últimos, el ^{151}Eu tiene una composición terrestre característica y un tiempo de vida media relativamente largo (5×10^{18} años), por lo que contribuye, de manera significativa y reproducible, a la masa atómica promedio del europio. Por ese motivo se considera que este metal tiene dos isótopos estables naturales, el ^{151}Eu y el ^{153}Eu , con una abundancia de 47.8 y 52.2%, en ese orden.

A pesar de que el europio se utiliza en cerámica y en aleaciones metálicas de manera regular, su principal uso es en dopaje, el cual consiste en agregar pequeñas cantidades de este metal a otro material para modificar sus propiedades. Éste es, por lo común, el caso del europio con el fósforo, el cual se utiliza para darle color a este último, que se emplea en pantallas a color y ayuda a mejorar el brillo de las televisiones de plasma. Además, el europio +2 es el responsable de la fluorescencia de algunos minerales, como la fluorita. Se usa en marcas antifalsificación de las notas del Banco Central Europeo. Asimismo, cuando el europio +3 (color rojo) se mezcla con sales de europio +2 (color azul) y fósforo, se produce la luz blanca que se observa en los focos fluorescentes.

Por otra parte, el europio es un poderoso absorbente de neutrones, por lo que, aunque a la fecha se ha utilizado poco en este campo, tiene un gran potencial en el control de reactores nucleares.

En geoquímica, el europio, junto con el resto de las tierras raras, se emplea para identificar procesos geológicos. Sin embargo, debido a que este elemento y el cerio pueden encontrarse en otros estados de oxidación además del +3 (+2 y +4, respectivamente), brindan información adicional de las condiciones de oxidorreducción en las que se llevaron a cabo los procesos geológicos.

En cuanto a sus isótopos, se puede producir el radionúclido samario 153 (con una vida media de ~ 1.9 días), a partir de europio 153, para usos terapéuticos en pacientes con dolor de huesos por metástasis. El europio 152 y el europio 154 se usan

como material de referencia en la calibración de espectrómetros de rayos gamma.

Los principales productores de europio son China, Rusia y Malasia; sus principales fuentes son la monacita y la bastnasita y algunos minerales con pequeñas cantidades de elementos de tierras raras, lo cual dificulta su separación. China domina el mercado con 95% de la producción mundial de los elementos de tierras raras y 30% de las reservas (conocidas hasta 2010). Su abundancia en la corteza terrestre es de 0.3 ppm, lo que lo convierte en un elemento escaso; su demanda es alta, debido a sus aplicaciones en televisiones y monitores, sin un posible sustituto, y el porcentaje de su reciclaje es menor a 10%, de modo que se tiene un alto riesgo de agotamiento (de 9.5 en una escala de 0 a 10, siendo 10 el más alto nivel de riesgo) y muy baja sustentabilidad.

64. Gadolinio: excelente en la refrigeración

SONIA SAUCEDO ANAYA* y SAID ARANDA ESPINOZA**



El descubrimiento de los elementos de la tabla periódica ha tomado cientos de años y nombrarlos de una forma o de otra ha tenido un significado especial. Johan Gadolin, un químico y geólogo finlandés, fue el primero en aislar una tierra rara en 1792. Hoy en día se conoce como óxido de itrio y fue obtenida del mineral que ahora lleva su nombre: gadolinita. Casi un siglo después, el químico suizo Jean Charles Galissard de Marignac identificó las líneas espectrales en muestras de gadolinita de un nuevo elemento químico. Pero fue hasta 1886 que el químico francés Paul Émile Lecoq de Boisbaudran aisló del óxido puro al elemento al que llamo *gadolinio*. En la tabla periódica se denota como Gd, tiene número atómico 64, peso atómico 157.25 y configuración electrónica $[Xe]4f^7 5d^1 6s^2$. Es un lantánido de densidad 7.9 g/cm^3 , con un punto de fusión de 1586 K y un punto de ebullición de 3539 K. Tiene un radio atómico de 179 pm y a temperatura ambiente posee una estructura hexagonal.

* Investigadora en la Unidad Académica de Estudios Nucleares de la Universidad Autónoma de Zacatecas. Se dedica a la química de coordinación de tecnecio y renio, y su acoplamiento a nanoestructuras. Estudia la radiactividad ambiental mediante espectrometría alfa y gamma. Correo: ssaucedo@uaz.edu.mx.

** Investigador en la UASLP. Trabaja en diversos aspectos de la modificación de las membranas de lípidos y sus implicaciones en los cambios de sus propiedades mecánicas. También, en la síntesis, funcionalización y caracterización de nanopartículas magnéticas para el estudio de su interacción con membranas biológicas y su potencial uso en el tratamiento de cáncer de pulmón. Correo: aranda@fisica.uaslp.mx.

El gadolinio se encuentra en muchos minerales como la monacita y la bastnasita; la gadolinita contiene sólo trazas de gadolinio. La abundancia de la gadolinita es de 6.2 mg/kg y las principales minas se encuentran en China, los Estados Unidos, Brasil, Sri Lanka, India y Australia. El gadolinio es un metal maleable y dúctil, de aspecto plateado blanquecino; sin embargo, en contacto con el oxígeno de la atmósfera y la humedad adquiere una capa de óxido color negro. Es por eso que en la naturaleza se le encuentra en forma de óxido. El único mineral con gadolinio en estado elemental es el lepersonnite-(Gd) que sólo se ha hallado en la República Democrática del Congo. A bajas temperaturas el gadolinio es más ferromagnético que el hierro y tiene propiedades superconductoras. Posee una propiedad llamada magnetocalórica: su temperatura se incrementa cuando es puesto en un campo magnético y disminuye cuando se remueve del mismo. El gadolinio forma iones trivalentes con propiedades fluorescentes. Se usa en la manufactura de chips de computación, CD, televisores y hornos de microondas.

En la naturaleza existen seis isótopos estables y un radioisótopo del gadolinio. El gadolinio 157 (abundancia natural de 15.7%) posee la sección transversal de captura de neutrones térmicos más alta de todos los núclidos: 257 000 barn (1 barn = 10^{-24} m², el tamaño del núcleo del uranio); es decir, el núcleo de gadolinio 157 tiene la mayor probabilidad de capturar un neutrón térmico. Este último posee una energía de menos de 0.1eV (es un neutrón libre con una energía cinética de 0.025eV, que es la energía más probable a 290 K). Debido a esta propiedad, el gadolinio es utilizado en los tubos de control de los reactores nucleares para regular la fisión. Además, la sección transversal de captura de neutrones térmicos del gadolinio 157 es 60 veces mayor que la del boro 10, el cual ha sido empleado para terapia de captura de neutrones. Ésta consiste en que una vez que el boro 10 captura un neutrón, se convierte en boro 11, lo cual genera litio 7 y una partícula alfa, que contribuyen a la destruc-

ción de células cancerígenas al desnaturalizar las dobles hélices en el núcleo de la célula. Ambos —el litio 7 y las partículas alfa— tienen una profundidad de penetración menor a $10\ \mu\text{m}$, por lo que deben ubicarse dentro del núcleo celular para infligir un daño efectivo de las células cancerígenas. Cuando el gadolinio 157 captura un neutrón se transforma en gadolinio 158, lo cual genera rayos gamma y electrones (electrones Auger). Los electrones interactúan con el agua y generan OH^- ; desnaturalizan el ADN y de ese modo dañan a la célula. Podemos mencionar muchas otras aplicaciones del gadolinio en medicina nuclear. (Véanse las referencias al final del texto.)

Una de las aplicaciones de gran interés y controversia es como agente de contraste en resonancia magnética nuclear. En 1988, el primer agente de contraste, diseñado de manera específica para su uso en imagenología de resonancia magnética (IRM), basado en el gadolinio (GBCA, *gadolinium-based contrast agent*), el ácido gadopentético (Magnevist), estuvo accesible para su uso clínico. Desde entonces han surgido varios derivados quelantes que han sido desarrollados y aprobados en muchas regiones del mundo. Todos los GBCA contienen un ion paramagnético de gadolinio (Gd^{3+}), el cual posee la mayor cantidad de electrones no apareados que cualquier ion estable (siete), creando un momento magnético muy alto que es efectivo para la relajación de un protón. A dosis clínicas (entre 0.1 y 0.3 mmol/kg peso paciente) los efectos del GBCA producen un contraste entre los tejidos que permite generar imágenes de muy buena calidad. Estas imágenes pueden ser del tejido que se va a observar como el sistema nervioso, el corazón, los pulmones, los intestinos, el sistema linfático, etc. El GBCA se inyecta vía intravenosa y se distribuye por la sangre y por el espacio extravascular-extracelular. Es biológicamente inerte y es eliminado con rapidez por los riñones, con excepción del ácido gadoxético (Primovist/Eovist), el ácido gadopentético (Multihance) y el gadofosveset (Vasovist/Ablavar), los cuales son tomados por hepatocitos y desechados por el sistema hepatobi-

liar. A principios de 2006 se encontró una posible relación entre el GBCA y el desarrollo de fibrosis sistémica nefrogenética, un raro pero potencial desorden en pacientes con fases finales de insuficiencia renal. Lo anterior condujo a una investigación internacional llevada a cabo por la Agencia Europea de Medicamentos (EMA, por sus siglas en inglés), la Sociedad Europea de Radiología Urológica y la Administración de Alimentos y Medicamentos de Estados Unidos (FDA, Food and Drug Administration), los cuales emitieron recomendaciones del uso de GBCA.¹ Este debate continúa a la fecha, y los interesados en él pueden consultar el trabajo de Lohrke *et al.* en la revista *Advances in Therapy*.² Lo cierto es que hay muchos reportes en varios países sobre enfermedades como consecuencia del uso de este agente, que incluye una batalla legal emprendida por Chuck Norris, quien demandó a un hospital por los efectos secundarios generados a su esposa.

De las tierras raras, el gadolinio presenta una amplia aplicabilidad, en especial en la medicina nuclear, donde se ha usado de varias formas. Después de 30 años de investigación, aún no se tienen respuestas sobre la seguridad de su empleo en seres humanos. Lo que se sabe es que una pequeña parte del compuesto a base de gadolinio (GBCA) se queda en el cuerpo, pero no está claro por qué ocurre esto.

¹ Gang Ho Lee, Yongmin Chang y Tae-Jeong Kim, *Ultrasmall Lanthanide Oxide Nanoparticles for Biomedical Imaging and Therapy*, Elsevier Science, Países Bajos, 2014.

² Jessica Lohrke *et al.*, "25 Years of Contrast-Enhanced MRI: Developments, Current Challenges and Future Perspectives", *Advances in Therapy*, vol. 33, núm. 1 (2016), pp. 1-28, doi:10.1007/s12325-015-0275-4.

65. Terbio: raro entre los raros

CONSUELO GARCÍA ALCÁNTARA*



No nos dejan de sorprender las propiedades y aplicaciones de los elementos químicos y sus compuestos, donde hay mucho por explorar. Ahora es el turno del terbio, cuyo símbolo es Tb y pertenece al grupo de los lantánidos, nombrados como *tierras raras*, aunque lo de “tierras” y “raras” es quizá sólo cuestión de un nombre y un apellido circunstanciales. Más bien lo que quiere decir es que dichos elementos en estado natural siempre se encuentran asociados con otros y en concentraciones muy pequeñas. En el caso del terbio, menores de 1%. Por ejemplo, el mineral monacita contiene hasta 0.03% de terbio, por lo que podemos afirmar que es de los más raros.

Su nombre tiene que ver con la mina Ytterby localizada a 15 kilómetros al noreste de Estocolmo, en la isla Resarö, en Suecia. Es aquí donde se han encontrado minerales compuestos de itrio, iterbio, erbio y, por supuesto, terbio, lo que les permite compartir un origen común. Por cierto, de manera extraordinaria una muestra de gadolinita de esta mina presentó altas concentraciones de terbio (2%), además de itrio (16%), disprosio (2%), tulio (5%) e iterbio (3%).

* Investigadora en la Facultad de Ciencias y ENES, Unidad Juriquilla, UNAM. Sus áreas de especialidad son la termodinámica y la mecánica estadística de fluidos complejos, las simulaciones moleculares de cristales líquidos y la modelación del transporte iónico en membranas. Correo: gcalcantara@ciencias.unam.mx.

Es precisamente en las minas donde los químicos de antaño obtenían muestras de minerales para su análisis y podían aislar determinados compuestos y elementos. Aunque el terbio no se encuentra en la naturaleza en forma pura, el químico sueco Carl Gustaf Mosander lo descubrió a partir del óxido de itrio, de donde separó el óxido de terbio que es de color marrón oscuro y el óxido de erbio que presenta un tono rosado. Este descubrimiento lo anunció en Irlanda, en 1843, en una reunión de la Asociación Británica para el Avance de la Ciencia. Tuvieron que pasar algunos años para que el químico francés George Urbain aislara el terbio en 1905 y desarrollara varias técnicas de aislamiento y separación de muchas tierras raras. En la actualidad se extrae, además de la monacita y de la gadolinita, de la bastnasita, la euxenita, la xenotima y la cerita, mediante técnicas con solvente o intercambio iónico. Lo cierto es que una proporción significativa del suministro mundial de terbio proviene en su mayoría de la bastnasita.

Pareciera que este elemento tan poco común, aunque tan abundante como la plata en la corteza terrestre (del orden de 0.3 ppm), no tuviera algún uso notorio y sólo quizá se encontrara en algún laboratorio de investigación. Para nuestra sorpresa, el terbio podría formar parte de una pantalla de televisión, un teléfono inteligente, una lámpara fluorescente o un billete de euro, lo que nos hace suponer que algo de particular posee su naturaleza fisicoquímica. Para comenzar, el terbio tiene un número atómico de 65, una masa atómica de 158.92, pertenece al periodo 6 y al bloque *f* con una configuración electrónica $[\text{Xe}] 4f^9 6s^2$. Se han identificado 52 isótopos suyos con masas que van desde 145 a 165, y el estable es el isótopo 159. A temperatura ambiente se encuentra en estado sólido con una apariencia gris plateada y con un punto de fusión de 1359 °C. Es un material maleable y dúctil que al principio puede deformarse o cortarse con facilidad, ya que muestra un módulo de Young de 55.7 GPa, cantidad que nos indica el grado de deformación ante un esfuerzo. Presenta dos formas

alotrópicas, es decir, compuestas del mismo elemento con distinta estructura molecular, lo cual produce una transición entre ambas a 1289 °C. Éste es altamente electropositivo, por lo que reacciona con el agua y es estable en el aire. Mencionaremos además que la toxicidad del terbio no ha sido estudiada con detalle, aunque puede considerarse ligeramente tóxico por ingesta y los compuestos en forma de polvos son muy irritantes para la piel y los ojos.

El terbio metálico tiene propiedades magnéticas muy particulares, ya que, por arriba de la denominada temperatura de Curie (Ci), cuyo valor depende de cada material, pierde su magnetización y pasa de una fase ferromagnética a una paramagnética. Dicha temperatura tiene un valor de 222 K para el terbio y es una de las más altas entre las tierras raras después del gadolinio. Esta característica lo hace ser un aditivo en los imanes permanentes como los basados en neodimio, lo cual permite elevar la temperatura de Curie y controlar los cambios de varias propiedades que dependen de ésta. Debido a ese comportamiento, el terbio se usó como componente en los primeros CD-RW (del inglés *compact disc-rewritable*, disco compacto regrabable), y en la actualidad forma parte del almacenamiento de datos en componentes pequeños y de gran capacidad.

De gran interés es la existencia de una aleación de terbio, hierro y disprosio llamado Terfenol-D, la cual fue desarrollada en la década de 1970 en un laboratorio de los Estados Unidos y que presenta una propiedad denominada *magnetostricción*, que significa que si este material se encuentra bajo los efectos de un campo magnético puede expandirse o contraerse, lo que resulta sorprendente como fenómeno físico. A la fecha no se ha desarrollado un material con una magnetostricción mayor a éste y dicho comportamiento permite que sea parte de sonares navales, de sensores magnetomecánicos y de transductores acústicos, entre otros. Por si fuera poco, el Terfenol-D es parte de un dispositivo comercializado nombrado SoundBug, que convierte cualquier superficie en un altavoz. Es decir, si lo colocamos

en nuestra mesa de trabajo, o incluso en la pared u otra superficie, ésta se transforma en una bocina y podemos oír nuestra música favorita.

Las propiedades ópticas del terbio hacen que el catión Tb^{3+} emita una luz verde intensa, y varios óxidos cristalinos dopados con éste, bajo excitación de luz ultravioleta, irradian luz a determinada longitud de onda. Debido a que el europio Eu^{3+} y el tulio Tm^{3+} presentan similitud en sus propiedades luminiscentes con el terbio, ya que el europio emite luz en rojo y el tulio en azul, esta triada de elementos se usa en el código de seguridad en billetes de euro, que al ser iluminados con luz ultravioleta fluorescente hacen visibles los colores verde, rojo y azul dispuestos en el mismo.

El terbio y el europio forman parte de la tecnología de luz tricromática en iluminación de interiores y en la emisión de los colores primarios en pantallas de televisión. Sin embargo, la aplicación principal del terbio es en lámparas, donde el óxido de terbio se usa comúnmente como sustancia fluorescente. Además, ciertos materiales cerámicos transparentes, dopados con compuestos que contienen terbio, cambian sus propiedades luminiscentes.

Algunos compuestos de terbio también presentan atributos triboluminiscentes; es decir, que bajo un esfuerzo mecánico o térmico emiten luz. En particular, determinados aluminosilicatos dopados con Tb^{3+} , o cristales de terbio, bajo fractura emiten luz en una determinada longitud de onda. Por otro lado, existen varios dispositivos de estado sólido compuestos de fluoruro de calcio y molibdato de estroncio dopados con terbio y soluciones de sulfato de terbio que se usan en láseres para hacer coherente el haz luminoso. Junto con el óxido de circonio, el terbio se utiliza como estabilizador de celdas solares que operan a altas temperaturas y también es útil en la detección de ciertos microorganismos, ya que reacciona con un componente de éstos y produce un espectro fotoluminiscente característico. Un ejemplo de estos organismos son las endosporas, las

cuales son células producidas por algunas bacterias y son resistentes a factores externos como la radiación. La seguridad de una población podría depender de la detección oportuna de éstas como en el caso de los ataques en 2001 con bacterias que causan el ántrax y que circularon a través del servicio postal en los Estados Unidos. En medicina, el terbio se usa como factor en el mejoramiento de la seguridad en la exposición a rayos X y permite la misma calidad de imagen con un tiempo de exposición más corto.

Seguramente habrá mucho por descubrir con el terbio y sus compuestos, y otras tantas aplicaciones serán obtenidas. Ya se habla de usar su propiedad triboluminiscente en sensores de fibra óptica que miden cambios bajo esfuerzos mecánicos, por ejemplo, en las alas de un avión y en códigos de seguridad infalibles (con europio y disprosio), para combatir la falsificación de productos, como los medicamentos, o de obras de arte.

China, Rusia y Malasia son los principales productores de terbio; el primero es el mayor exportador, aunque existen minas en los Estados Unidos, India, Sri Lanka, Brasil y Australia. Se estima una reserva de 300 000 toneladas. Debido a la creciente demanda y a las políticas de exportación, aunadas a un alto requerimiento de energía para extraerlo y procesarlo, éste se ha convertido en un material caro (hacia 2011 los precios se habían disparado 750%) y es catalogado como un elemento crítico, algo así como en “peligro de extinción”. Ante este hecho, con el fin de satisfacer la demanda, se ha propuesto el reciclaje de desechos electrónicos, el incremento de su uso eficiente y la sustitución de bulbos fluorescentes a base de terbio por ledes (del inglés *light emission diodes*, diodos emisores de luz) más pequeños. Hay que hacer notar que a partir de 2018 la industria automotriz desarrolla imanes para motores eléctricos reducidos en neodimio y en ausencia de terbio. Apple se comprometió que en 2017 dejaría de utilizar tierras raras en la fabricación de teléfonos celulares, aunque esto no se ha cumplido.

Pero dejemos de hablar de los intereses económicos, de las bondades y las aplicaciones de este elemento y mencionemos la importancia de su descubrimiento y la revelación de su naturaleza química y sus propiedades físicas, lo que lo hace ser fascinante, aunque sea uno de los más raros entre los raros.

66. Disproso: difícil de obtener

REGINA SÁNCHEZ*



El disprosio es el elemento químico de número atómico 66, cuyo símbolo es Dy. Pertenece al grupo de elementos conocidos como tierras raras (llamados así no porque sean raros o escasos, sino porque es difícil encontrarlos en la naturaleza en forma pura). Las tierras raras se dividen en dos subgrupos conocidos como lantánidos y actínidos. Usualmente se encuentran en conjunto con otras tierras raras y son difíciles de separar entre sí. El disprosio pertenece a la primera serie que comprende un total de 15 elementos con número atómico del 57 al 71 y cuyo nombre proviene del elemento químico con el cual inicia la serie: el lantano, del griego *lanthanein*, que significa “escondido”.

El disprosio fue descubierto en 1886 por el químico francés Paul-Émile Lecoq de Boisbaudran (quien era originario de la ciudad de Cognac y trabajó en el negocio del vino antes de ser cautivado por la ciencia). El descubrimiento de este elemento fue resultado de una investigación sobre el mineral antes conocido como itria que se remonta casi a un siglo atrás, 1794 para

* Investigadora en Pritzker School of Molecular Engineering, Universidad de Chicago. Sus intereses de investigación se centran en el área de síntesis de polímeros con aplicaciones biomédicas y de almacenamiento de energía, de manera particular en el desarrollo de métodos de síntesis sostenibles. Le gusta la divulgación de la ciencia, en especial aquella relacionada con la educación y el cuidado del ambiente. Correo: reginasanchez@cinvestav.mx.

ser exactos, y del cual se extrajeron otras tierras raras como el erbio, el holmio y, finalmente, el disprosio.

En una nota dirigida a la Academia de Ciencias de Francia, en 1886, Lecoq de Boisbaudran describió por primera vez la identificación de este metal. En ella concluyó que el elemento que el químico sueco Delafontaine anunció en 1878 con el nombre de philippia —y que otro par de químicos suecos, Soret y Cleve, también lo identificó, pero con el nombre de holmia— no era un solo elemento tal como se había dicho hasta entonces. Después de muchos intentos —se dice que más de 30— Lecoq de Boisbaudran fue capaz de separar óxido de disprosio de la holmia (óxido de holmio).

Este científico francés también descubrió el galio y el samario, pero fue el disprosio el más difícil de obtener. Para lograr la separación del óxido de disprosio tomó ventaja de un fenómeno químico conocido como *precipitación*, que consiste en la formación de partículas de un sólido a partir de una solución líquida. Utilizó compuestos de amoniaco y oxalato para llevar a cabo esas precipitaciones —las cuales realizó sobre la losa de mármol de la chimenea de su casa en París—; verificó la cantidad o fracción de material obtenida por una técnica de análisis químico llamada *espectroscopía*.

Tantas fueron las horas que Lecoq de Boisbaudran invirtió para lograr esta separación —no cabe duda de que era un hombre paciente— que decidió denominar a este elemento *disprosio*, del griego *dysprositos*, que significa “difícil de obtener”. ¡Y vaya que resultó complicado!, pues, aunque logró aislar óxido de disprosio, no fue sino hasta inicios de la década de 1950, tras el desarrollo de las técnicas de separación de intercambio iónico por parte del científico canadiense Frank Spedding y sus colaboradores, que se consiguió por primera vez obtener el disprosio en forma relativamente pura.

Aunque este elemento no se encuentra puro en la naturaleza, se puede hallar principalmente en minerales como la monacita y la bastnasita, que además contienen otros elementos de las

tierras raras. Con el uso de las técnicas de separación de intercambio iónico es posible extraer el disprosio en forma de iones (Dy^{3+}) del resto de estos elementos. Los iones de disprosio resultantes pueden reaccionar con cloro o flúor para formar fluoruro de disprosio (DyF_3) o cloruro de disprosio (DyCl_3), en ese orden; compuestos que a su vez son capaces de reaccionar con otros elementos como el calcio y el litio, para finalmente obtener disprosio metálico puro.

En la naturaleza se pueden encontrar siete isótopos del disprosio. Éstos son variantes de un elemento químico que difieren entre sí en el número de neutrones presentes en su núcleo atómico. Recordemos que un átomo está formado por un núcleo —el cual a su vez se halla constituido por protones y neutrones— y por partículas llamadas electrones, las cuales rodean el núcleo. Los isótopos más abundantes del disprosio son: disprosio 161, 162, 163 y 164. El número a la izquierda del símbolo del disprosio es el que corresponde a su masa y representa la cantidad de protones más la cifra de neutrones presentes en el núcleo de este elemento. El número de protones define un elemento, pero el de neutrones en el átomo puede variar.

Además del número de protones, las propiedades de un elemento también están definidas por la cantidad de electrones que rodean su núcleo atómico. Una forma en la que los químicos se refieren a la distribución de los electrones alrededor del núcleo es la configuración electrónica. La del disprosio es $[\text{Xe}] 4f^{10} 6s^2$, que no es más que otra forma de indicar que tiene la misma distribución electrónica que el elemento xenón (Xe) y dos subcapas electrónicas adicionales, 4f y 6s, con 10 y dos electrones, respectivamente. Las subcapas electrónicas denotan grupos de electrones que tienen la misma energía. De todos los anteriores, aquellos que utilizan un elemento para combinarse con otros se conocen como electrones de valencia. En particular, el disprosio posee tres de estos últimos.

El disprosio es un metal brillante de color plateado con un peso atómico de 162.5 g/mol. Es muy blando, lo suficiente

como para ser cortado con un cuchillo. Su temperatura de fusión es de 1685 K (1412 °C), y después del holmio es el elemento de la tabla periódica con mayor fuerza magnética. Por debajo de 85 K (-188.2 °C) se comporta como un material magnético (imán) y por arriba de esa temperatura pierde esta propiedad. A temperatura ambiente es relativamente estable en el aire, ya que en estas condiciones se oxida con lentitud. Reacciona con el agua y se disuelve muy fácil en soluciones ácidas, diluidas o concentradas.

A la fecha el disprosio tiene pocas aplicaciones como metal puro. Se utiliza principalmente en la elaboración de aleaciones para imanes de neodimio, los cuales se instalan en turbinas eólicas y vehículos eléctricos. Gracias a su facilidad para absorber neutrones, se emplea además para la elaboración de cermetos —materiales compuestos de un material cerámico y un metal— de óxido de disprosio y níquel, que sirven como barras de control en reactores nucleares. Otro uso interesante del disprosio se da en la elaboración de la aleación conocida como Terfenol-D, la cual, además del disprosio, contiene hierro y terbio. El Terfenol-D es un material magnetostrictivo, es decir, que cambia de forma (se expande y se contrae) al aplicarle un campo magnético. Este material se usa en sistemas de sonar (dispositivos navales de detección de objetos). Quizá la aplicación más común del disprosio sea en forma de yoduro de disprosio (DyI_3), que sirve para generar luz blanca intensa en redes de alumbrado público modernas.

67. Holmio: en láseres altamente especializados

OSVALDO CARVENTE MUÑOZ*



El holmio es, a diferencia de los metales como la plata o el oro, un elemento de la tabla periódica de uso poco común, pero de gran importancia en aplicaciones médicas. El origen de su descubrimiento se remonta a 1787, cuando Carl Axel Arrhenius (1757-1824), teniente de la armada suiza y estudioso de rocas y minerales, exploraba en las inmediaciones de una mina en Ytterby (villa situada en la isla Resarö, en el archipiélago de Estocolmo) y se encontró con una roca que nunca antes había visto. Johan Gadolin (1760-1852), amigo de Arrhenius y profesor de química de la Universidad de Abo, en Finlandia, fue el encargado de realizar el estudio correspondiente de la misteriosa roca. Gadolin descubrió en ella un nuevo y fascinante mineral compuesto de varias tierras, al que nombró Ytterite, que resultó ser un verdadero “rompecabezas” para los químicos. A pesar de los problemas para lograr una separación exitosa de esas tierras (tuvieron que pasar cerca de 100 años para contar con un análisis completo del Ytterite), los científicos lograron determinar que todas las tierras en el Ytterite poseían propiedades similares.

* Investigador de la Facultad de Ingeniería, Universidad Autónoma de Yucatán. Su principal línea de investigación es el estudio de la dinámica de medios granulares bajo perturbaciones externas, llevada a cabo mediante experimentos y simulaciones de dinámica molecular. Correo: osvaldo.carvente@gmail.com.

En 1879 Per Teodor Cleve (1840-1905), mientras estudiaba una de las tierras provenientes del Ytterite, logró separarlo con éxito en tres componentes, a los que nombró *erbia*, *holmia* y *thulia*. Del segundo se deriva el holmio, con lo cual a Cleve se le otorga el crédito por su descubrimiento.¹ Junto con otros elementos de tierras raras, éste se encuentra en minerales como la monacita (grupo de cuatro minerales de la clase 8 (fosfatos) y la gadolinita (dos minerales del grupo de los silicatos, subgrupo de los nesosilicatos).

Por sus propiedades, el holmio se ubica en la columna 6 de la tabla periódica, con el símbolo Ho, número atómico 67 y masa atómica 164.9303. Pertenece a la familia de los lantánidos (números atómicos 58-71), también conocidos como *tierras raras*.

Entre sus principales propiedades físicas, similares a las de otras tierras raras, está la de ser un metal plateado suave, dúctil y maleable, con una estructura cristalina hexagonal compacta (*hexagonal close packing*, HCP). Tiene una densidad de 8.803 g/cm³, puntos de fusión y de ebullición de 1470 °C y 2720 °C, en ese orden; sin embargo, sus cualidades eléctricas y magnéticas son bastante inusuales. Es estable a temperatura ambiente, pero reactivo en entornos húmedos y a temperaturas por encima de la ambiental. Por ejemplo, si se combina con oxígeno se obtiene el óxido de holmio (Ho₂O₃), y como la mayoría de los metales, es soluble en ácido.

La abundancia del holmio en la corteza terrestre se estima entre 0.7 y 1.2 ppm; incluso es más abundante que la plata, el mercurio y el oro.²

De forma natural sólo existe un único isótopo estable, el holmio 165. No obstante, se conocen por lo menos 20 isótopos radiactivos, aunque ninguno tiene uso práctico. A pesar de lo anterior, el holmio se utiliza en láseres muy especializados para

¹ David E. Newton, *Chemical Elements: From Carbon to Krypton*, vol. 2, 2ª ed., Farmington Hills, Michigan, 2010.

² *Idem*.

tratar enfermedades del ojo, como la presión ocular anormal, y en la reparación de cirugías fallidas de glaucoma.³

Es notable que para atender la hipertrofia (crecimiento desmesurado) benigna de próstata, una de las patologías anatómicas con más incidencia en hombres mayores de 40 años, y que afecta a alrededor de 50% de varones mayores de 60 años y a 90% de mayores de 85,⁴ se ha desarrollado una terapia conocida como *enucleación* (extirpación) de próstata con láser de holmio (*holmio laser enucleation of the prostate*, HOLEP). En cuanto a los pacientes sometidos a procedimientos tradicionales como la prostatectomía abierta o laparoscópica simple, la HOLEP otorga muchos más beneficios.⁵ En dicho tratamiento se utiliza un láser pulsado de holmio, con una longitud de onda (λ) de 2 140 nm (la energía de los fotones está dada por la ecuación de Einstein $E = hc/\lambda = 9.28246 \times 10^{-20}$ joules = 0.57936 ev, donde h es la constante de Planck y c la velocidad de la luz), y pulsos de 250 microsegundos de duración. Los parámetros de funcionamiento permiten a ese dispositivo cortar hasta una profundidad de 0.4 mm y coagular el tejido al mismo tiempo que se secciona.

Respecto de las propiedades magnéticas del holmio, se ha estudiado un complejo suyo, denominado *ftalocianinato de holmio* —Bis (Phthalocyaninato) holmium anion—, el cual presenta espín nuclear por medio del tunelamiento cuántico de magnetización.⁶ En este compuesto el centro magnético está ligado a una estructura de dos niveles con ocho átomos de nitró-

³ *Idem*.

⁴ Roger S. Kirby, “The Natural History of Benign Prostatic Hyperplasia: What Have We Learned in the Last Decade?”, *Urology*, vol. 56, núm. 5 (2000), pp. 3-6, [https://doi.org/10.1016/S0090-4295\(00\)00747-0](https://doi.org/10.1016/S0090-4295(00)00747-0).

⁵ R. Juaneda *et al.*, “Análisis comparativo entre la enucleación prostática con láser de holmio y la adenomectomía laparoscópica en el tratamiento de adenomas prostáticos mayores de 100 g”, *Actas Urológicas Españolas*, vol. 40, núm. 1 (2016), pp. 43-48, <https://doi.org/10.1016/j.acuro.2015.05.010>.

⁶ Naoto Ishikawa, Miki Sugita y Wolfgang Wernsdorfer, “Nuclear Spin Driven Quantum Tunneling of Magnetization in a New Lanthanide Single-molecule Magnet: Bis(Phthalocyaninato)holmium Anion”, *Journal of the American Chemical Society*, vol. 127, núm. 11 (2005), pp. 3650-3651, <https://doi.org/10.1021/ja0428661>.

geno. En el rango de los subkelvin (0.04 K), muestra una curva escalonada de histéresis y una resonancia de tunelamiento cuántico de magnetización, características propias de las monomoléculas magnéticas (*single-molecule magnetic*, SMM).⁷ Se piensa que estas últimas, y muy probablemente la que proviene del holmio, puedan implementarse en un futuro para el desarrollo y la fabricación de las computadoras cuánticas.⁸

⁷ *Idem.*

⁸ Michael N. Leuenberger y Daniel Loss, "Quantum Computing in Molecular Magnets", *Nature*, vol. 410, núm. 6830 (2001), pp. 789-793, <https://doi.org/10.1038/35071024>.

68. Erblio: cuando se oxida, se convierte en erbia

CARMEN SARAI ROCHÍN WONG*



El erbio, cuyo símbolo es Er y tiene un número atómico de 68, es un elemento de la tabla periódica perteneciente al grupo de los lantánidos o de las llamadas *tierras raras*. Este metal trivalente cuenta con un peso atómico de 167.26 y consta de seis isótopos estables, así como al menos nueve isótopos radiactivos. Por otro lado, al ser un elemento sólido, presenta estructura cristalina hexagonal.

Existe en cantidades muy pequeñas en la naturaleza (2.2 ppm en la corteza terrestre) y no se encuentra libre sino en distintos minerales como la gadolinita, la xenotima y la euxenita. Su historia es relativamente reciente; el óxido de erbio o erbia fue descubierto en 1843 por el químico sueco Carl Gustaf Mosander, quien de manera inicial separó gadolinita en tres materiales a los cuales nombró *itria*, *erbia* y *terbia*. En un principio se confundían, debido a que mostraban ciertas similitudes; erbia era llamado terbia, y viceversa, y para 1877 los nombres se invirtieron, con lo cual se determinó que el erbio y el terbio eran dos elementos diferentes, con propiedades distintas, ya que se comportan de manera diferente ante reacciones establecidas.

* Investigadora en la Unison. Uno de sus temas de investigación es los sistemas nanoestructurados para entrega controlada de activos. Actualmente trabaja en el desarrollo de la técnica de ultramicrotomía para el embebido de muestras orgánicas y biológicas. Correo: sarai.rochin@unison.mx.

Como la gadolinita fue descubierta en Suecia, en la ciudad de Ytterby, tanto el nombre del erbio como del terbio se deben a esa ciudad, donde se encontraban grandes fuentes de ambos elementos. Sin embargo, la primera forma pura del erbio se logró obtener en 1934 por los químicos alemanes Wilhelm Klemm y Heinrich Bommer, quienes redujeron el cloruro de erbio anhidro con vapor de potasio. En la actualidad, el erbio puro se obtiene a partir del intercambio iónico entre la euxenita y la xenotima, técnica que se desarrolló a finales del siglo xx.

El erbio en estado puro es un elemento maleable, metal blando de color plateado característico y brillante. En comparación con otras tierras raras, es relativamente estable en el aire y, por lo tanto, no se oxida con rapidez como algunos lantánidos. El óxido (Er_2O_3) se denomina *erbia* y sus sales son rosadas. Como otros óxidos de tierras raras, el erbio presenta bandas de absorción en el rango visible, ultravioleta e infrarrojo cercano. Este atributo, asociado a su estructura electrónica, le otorga el tono rosa a sus sales.

Las propiedades del erbio pueden variar debido al tipo y a la cantidad de impurezas presentes. Sus cualidades magnéticas se modifican a ciertas temperaturas; en bajas es antiferromagnético, pero si se encuentra en frío extremo, su capacidad ferromagnética aumenta de manera significativa.

Entre sus propiedades físicas podemos encontrar que su densidad es 9066 g/dm^3 (a 298 K), volumen molar de $18.45 \text{ cm}^3/\text{mol}^{-1}$ (298 K) y resistencia eléctrica de $107 \mu\Omega/\text{cm}$ (20 °C). En cuanto a sus características térmicas, muestra un punto de fusión de 1529 °C y de ebullición de 2868 °C; su conductividad en este rubro es de $14.3 \text{ W/m}^{-1}\text{K}^{-1}$ y su calor de fusión de 17.2 kJ/mol^{-1} .

Como otros lantánidos, los compuestos de erbio presentan baja o moderada toxicidad; sin embargo, esto no se ha estudiado con detalle. El elemento puro en polvo puede implicar un riesgo de explosión o incendio. El mayor peligro se da en el ambiente de trabajo del metal, debido a que si sus gases son

inhalados en exposiciones a largo plazo puede causar embolias pulmonares y daño hepático.

Existen diversas aplicaciones para este metal, las cuales van en aumento debido a que el costo de obtención de todas las tierras raras y sus compuestos químicos se redujo, no obstante que históricamente ha resultado difícil y oneroso separarlos a partir de sus fuentes primordiales. De manera adicional, al ser maleable por sí mismo se mezcla con vanadio, de modo que este último resulte más blando y más fácil de conformar, al reducir su dureza y mejorar su mecanizado.

Debido a su propiedad de absorción, se utiliza silicio dopado con erbio en aplicaciones de amplificación óptica, ya que cuando a los iones de erbio se les irradia con longitudes de onda de alrededor de 980 o 1480 nm, éstos emiten luz en longitudes de onda de 1550 nm. Por esta razón se les utiliza en fibras láser y en amplificadores ópticos. Además, por tener un tono rosa el erbio se emplea en la coloración de cristales, vidrios y esmaltes para porcelana y cerámica, y se le encuentra a menudo en televisores, filtros fotográficos, lámparas fluorescentes, gafas de sol y joyería, entre otros productos.

El erbio también tiene algunos usos en la industria de la energía nuclear, como amortiguador de neutrones en reacciones atómicas debido a su estabilidad, y en la metalurgia, como aditivo por su resistencia. Algunos de sus compuestos que pueden encontrarse son el boruro de erbio (ErB) y el óxido de erbio (Er_2O_3).

69. Tulio: pero no Triviño

JORGE ADRIÁN PERERA BURGOS*



Cuando acepté escribir este artículo de divulgación sobre el elemento químico tulio (Tm), pensé que sería una tarea fácil y rápida, ya que, en pleno siglo de la revolución digital, que marcó el comienzo de la era de la información, casi toda lo que necesitamos está a un clic de ratón. ¡Qué equivocado estaba! A pesar de que estamos acostumbrados a permanecer inmersos en un mar de datos relativos a la presencia de muchos elementos químicos que forman parte de nuestra vida diaria, no siempre nos tomamos el tiempo para aprender de ellos, y cuando queremos hacerlo (como en mi caso al escribir este artículo) nos encontramos con que un buen porcentaje de lo que buscamos pareciera proceder de una misma fuente desconocida, como una especie de copiado y pegado similar a la forma en que demasiados medios digitales repiten las noticias sin detenerse a corroborar la veracidad de las mismas.

Debido a ello, escribir sobre este elemento requirió que hiciera lo que los científicos creemos que hacemos mejor: investigar de una manera más formal el tema. En este artículo procederé a comunicar (en realidad lo intentaré), de una forma

* Cátedra Conahcyt, CICY. Sus líneas de investigación abarcan varios aspectos de fluidos complejos y materia condensada blanda. De igual forma, se interesa por el estudio de flujos y contaminantes en acuíferos subterráneos mediante modelación analítica, numérica y caracterización geofísica. Correo: jorge.perea@cicy.mx.

clara y precisa —o al menos eso espero—, lo que he aprendido sobre este fascinante elemento, considerado el más raro entre los elementos raros, esperando no quedar en el intento como Tulio Triviño, que además de ser tocayo de este elemento, es un personaje entrañable de la aclamada serie chilena *31 minutos* y presentador de las “noticias más precisas de la televisión”.

El tulio fue descubierto en 1879 por el químico sueco Per Teodor Cleve, de la Universidad de Upsala (en sueco: Uppsala Universitet), al buscar impurezas en otros elementos de tierras raras.

El término *tierra* proviene de una denominación antigua para nombrar a los óxidos debido a que se podían disolver en ácidos. Cleve comenzó eliminando todos los contaminantes conocidos del óxido de erbio (Er_2O_3); utilizó el mismo método empleado por Carl Gustaf Mosander, con el cual descubrieron otros elementos de las tierras raras. Durante este proceso obtuvo dos nuevas sustancias: una de color marrón y otra de color verde. La primera resultó ser el óxido de un elemento hasta entonces desconocido (elemento X), que fue descubierto casi de manera paralela por otros investigadores de su ciudad natal Holmia (nombre en latín de Estocolmo), por lo que Cleve se inspiró en este hecho para nombrar a ese elemento *holmio* en honor a su lugar de origen. Entretanto, la sustancia verde era el óxido de algo completamente desconocido, que el científico sueco denominó *thulia*, y a su elemento *tulio* por Thule, un antiguo nombre griego que hacía referencia a una región de Escandinavia o Islandia. Fue descrita por primera vez por Piteas de Massalia (Massalia es hoy en día la ciudad de Marsella), en un documento titulado “Lost Work”, del cual sólo sobreviven fragmentos, y quien la consideró el sitio más al norte de todo lo conocido.

Un dato curioso sobre Per Teodor Cleve: además de descubrir dos elementos químicos de un tiro, como muchos grandes científicos de su tiempo, dominaba varias disciplinas, como la química, la biología, la mineralogía y la oceanografía.

El símbolo químico original del tulio fue Tu, aunque luego cambió a Tm. Posee un número atómico de 69, una masa de 168.934 g/mol y una densidad (en estado sólido) de 9.32 g/cm³. El número de electrones por capa es de 2, 8, 18, 31, 8 y 2, en ese orden, y sus estados de oxidación son +2 y +3; este último valor es el más común. En su forma metálica más pura tiene un color gris plata; es bastante maleable, blando y dúctil. Además, es muy buen conductor del calor y de la electricidad.

Este elemento ocupa la posición número 13 en la serie de los lantánido o tierras raras, los cuales tienen propiedades químicas extraordinariamente parecidas entre sí, puesto que los electrones situados en los orbitales *f* son poco importantes en los enlaces que forman. A pesar del nombre de *tierras raras*, la abundancia de esos elementos en la corteza terrestre es muy alta, y las nuevas fuentes halladas hacen suponer que la cantidad del tulio puede ser similar a la de la plata, el oro o el cadmio.

El tulio nunca se encuentra en la naturaleza en su forma más pura, sino en pequeñas cantidades en minerales y en combinación con otras tierras raras; es el menos abundante de los lantánidos después del prometio (Pm). Se extrae principalmente de la monacita, la xenotima y la euxenita. En un principio, los costos originales de extracción limitaron sus potenciales aplicaciones; entre 1959 y 1998 el precio de un kilogramo de tulio osciló entre 4600 y 13 300 dólares. En la actualidad, los procesos de extracción han mejorado de manera considerable, lo que ha abaratado su costo. Este elemento se extrae principalmente de China, aunque algunos otros países como Australia, Brasil y los Estados Unidos, entre otros pocos, tienen reservas importantes.

En cuanto a su abundancia isotópica, es decir, la fracción de átomos de un determinado isótopo en una muestra de un elemento, el tulio está compuesto por un isótopo estable, el tulio 169, que representa 100% de su abundancia natural. Además, se han caracterizado 34 radioisótopos, siendo los más estables el tulio 171, 170, 168 y 167, con vidas medias de 1.92 años, 128.6 días, 93.1 días y 9.25 días, respectivamente. Los demás isótopos

radiactivos tienen vidas medias menores a 64 horas, y la mayoría de ellos, menores a dos minutos. Este elemento también presenta 26 metaestados (estados diferentes al de mínima energía, en los cuales la vida media es mayor a la de un estado excitado). El modo de desintegración antes del isótopo estable más abundante, tulio 169, es la captura electrónica, y el modo de desintegración después de éste es la desintegración beta. El tulio 170 es un radioisótopo muy interesante, primero por su vida media que lo hace muy práctico en aplicaciones clínicas y, segundo, porque su energía de rayos X promedio es inferior a la producida por otros elementos, lo que permitiría diseñar mejores blindajes para este tipo de radiación.

Desde el punto de vista magnético, el tulio presenta cinco fases distintas: ferromagnética, ferrimagnética, paramagnética, fase modulada en dirección del eje principal (*c-axis modulated* o CAM) y fase A. En la fase ferromagnética todos los momentos magnéticos están alineados de manera paralela al eje principal, *c-axis* (en cristalografía el eje principal se denomina de esta forma y hace referencia a un eje cristalino orientado verticalmente), y en el mismo sentido. En la fase ferrimagnética todos los momentos magnéticos están alineados paralelamente al eje principal, pero con sentidos diferentes. En la paramagnética hay una orientación desordenada de los momentos magnéticos. La fase CAM es una estructura magnética en la cual todos los momentos apuntan de manera equidistante a la dirección del eje principal, pero cada momento varía en magnitud sinusoidal, de una posición a otra, dentro de la celda magnética unitaria. Finalmente, la naturaleza de la fase A es indeterminada hasta el día de hoy.

De la misma manera que otros elementos de tierras raras, el tulio se utiliza en la producción de materiales cerámicos magnéticos, muy empleados en la fabricación de equipos de microondas, al igual que en la creación de algunos materiales superconductores de alta temperatura. Asimismo, debido a que este elemento presenta fluorescencia con brillo azul cuando es

expuesto a una fuente lumínica ultravioleta, se usa en la elaboración de billetes europeos en un intento por combatir su falsificación. No obstante, una de las aplicaciones más interesantes, y que hoy en día está cobrando mucha fuerza, es en la fabricación de dispositivos láser de temperatura ambiente.

Para fabricar este tipo de láseres pueden utilizarse matrices de YAG (granate de itrio y aluminio), de YAP (perovskita de aluminio e itrio), entre algunas otras, las cuales se dopan con iones trivalentes del elemento (Tm^{+3}). Estos láseres (el primero con tulio fue introducido en 2005) tienen un rango espectral de dos micras, por lo que pueden aplicarse de manera amplia en la tecnología de radar y de lidar, con la cual es posible determinar la distancia desde un instrumento emisor como aquéllos a un objeto o a una superficie, al recurrir a un haz de láser pulsado, así como para medir la composición atmosférica. También, debido a que su longitud de onda se encuentra muy cerca del pico de absorción del agua, se puede lograr una vaporización más eficiente con menor profundidad de penetración, lo cual tiene amplias aplicaciones en medicina.

Un ejemplo reciente en esta última área es como técnica quirúrgica para el tratamiento de la hiperplasia benigna de próstata, un crecimiento no maligno (no canceroso) en el tamaño de esa glándula, enfermedad muy común en los hombres mayores de 30 años. Para atenderla se utilizan dos técnicas con un láser de tulio: la vaporización prostática (en próstatas pequeñas y medianas) y la enucleación prostática (en próstatas de medianas a grandes). Láseres de este elemento se han usado de igual forma para realizar con éxito cirugías de resección renal o extirpación de riñón.

Como podemos ver, las aplicaciones basadas en el tulio son más que prometedoras, por lo que no se descarta que su empleo aumente con el tiempo.

70. Iterbio: importante en el futuro de la computación

ROCÍO JÁUREGUI*



Para la comunidad científica interesada en física, los inicios de este siglo se han visto envueltos por tres tendencias bastante evidentes: el énfasis en la interdisciplina, la búsqueda del entendimiento de las propiedades de sistemas mesoscópicos (por ejemplo, estructuras que involucran a miles de átomos) y el control cuántico. Este último suele involucrar la interacción entre átomos sencillos tipo alcalino y campos electromagnéticos. En este contexto es llamativo el papel que juega el iterbio, un elemento químico de estructura no alcalina, con el cual se han generado gases ultrafríos (temperaturas del orden de 10^{-9} K) y se han desarrollado dispositivos para su manipulación átomo por átomo. ¿Por qué el iterbio resulta ser especialmente útil para el control cuántico? Con esta pregunta en mente nos adentramos un poco en la historia de su descubrimiento y enunciamos algunas propiedades de este elemento.

El símbolo del iterbio es Yb. Se conocen siete isótopos naturales y por lo menos 27 isótopos radiactivos suyos. Forma parte de los elementos conocidos como tierras raras y toma su nombre de Ytterby, un pueblo minero en la isla de Resarö, en el archipiélago de Estocolmo, Suecia, donde se descubrieron diferentes tierras raras que, en un principio, resultaron difíciles de

* Investigadora en el Instituto de Física, UNAM. Se ha dedicado al estudio de la física atómica, la mecánica cuántica y la óptica clásica. Correo: rocio@fisica.unam.mx.

distinguir. El iterbio, por ejemplo, pasó al menos por cuatro nombres, incluidos iterbio, iterbia, erbia y neoiterbia (en los casos que no se confundió por completo con otro elemento). Jean-Charles Gallissard de Marignac, Lars Fredrik Nilson y Georges Urbain fueron quienes lo identificaron a finales del siglo XIX y principios del XX.

Mientras que Marignac creyó extraer iterbio puro en 1878, un año después Nilson anunció que el iterbio del primero no era un solo elemento, sino una mezcla de dos que él llamaba escandio e iterbio. En 1907 Urbain anunció que el iterbio de Nilson era, a su vez, una mezcla de dos elementos, a los que denominó iterbio y lutecio. Estas diferencias, aunque sutiles, apuntaban hacia un mejor entendimiento del elemento y fue hasta 1937 que se aisló iterbio relativamente puro, y hasta 1953 que se fabricó un espécimen de alta pureza. El iterbio se extrae de manera usual de un mineral llamado monazita. Pese a pertenecer a los elementos de tierras raras, el iterbio no lo es tanto puesto que corresponde al cuadragésimo cuarto elemento más abundante en nuestro entorno: está presente en alrededor de 2.7 a 8 ppm en la corteza terrestre.

Se trata de un elemento suave, maleable y bastante dúctil que exhibe un brillo plateado resplandeciente. Es atacado y disuelto con facilidad por los ácidos minerales, reacciona de manera lenta con el agua y se oxida en el aire. El óxido forma una capa protectora en la superficie. Los compuestos de iterbio son escasos y se estima que son, en general, de baja a moderada toxicidad. Sin embargo, el iterbio se almacena y se trata como si fuera un químico altamente tóxico. Parte de la razón de esto es que su polvo metálico puede producir incendios y genera humos tóxicos a medida que se quema. Un incendio de iterbio sólo puede extinguirse usando un extintor químico de clase D seco. Otro riesgo de dicho metal es que causa irritación en la piel y en los ojos. Los científicos creen que algunos compuestos de iterbio son teratogénicos, es decir, capaces de provocar defectos congénitos.

Aun con sus riesgos inherentes, se trata de un elemento útil en términos científicos y tecnológicos, con muchas promesas para futuros desarrollos de vanguardia. Aplicaciones actuales incluyen su uso como fuente de radiación para las máquinas de rayos X, es agente dopante de fibra óptica y suele añadirse al acero inoxidable para mejorar sus propiedades mecánicas.

Su uso científico aprovecha en ocasiones su estructura electrónica que involucra a dos electrones en su capa más externa al núcleo. A grandes rasgos, esto lo asemeja a los átomos alcalinos: las excitaciones mediante la interacción con luz de dichos electrones dan dos opciones que prácticamente no se mezclan: los estados triplete (espines paralelos) y singlete (espines anti-paralelos). Al igual que en el helio, el estado fundamental tiene la configuración de singlete. Lo anterior significa que el estado de menor energía con una configuración de triplete decae de manera espontánea con muy poca probabilidad. Este estado para el iterbio tiene una energía mucho más alta que su contraparte fundamental, con una longitud de onda de transición óptica de 579 nm, es decir, luz amarilla. Debido al acoplamiento muy débil en la transición, esta longitud de onda se utiliza, por ejemplo, para estándares de frecuencia óptica en los relojes más precisos.

El isótopo más común es el iterbio 174, que representa aproximadamente 31.8% de la abundancia natural del elemento. Asimismo, no tiene momento angular nuclear, por lo que su estado fundamental carece por completo de espines y, por lo tanto, es insensible a los campos magnéticos. El radioisótopo más estable es el iterbio 169, que tiene una vida media de 32 días. El iterbio también muestra 12 estados metaestables, siendo el iterbio 169m el más estable, con una vida media de 46 segundos. El estudio en serie del comportamiento de cuatro de los isótopos de iterbio se ha utilizado de manera reciente para demostrar una predicción del modelo estándar de las partículas elementales: mientras más neutrones hay en el núcleo es más probable detectar transiciones que violen la conservación

de paridad. El no cumplimiento de esta conservación nulifica la posibilidad de que se lleven a cabo fenómenos que no se comporten de la manera esperada cuando se ven en un espejo.

El papel del iterbio en el área de control cuántico es llamativo. Usualmente, para manipular el estado interno y de centro de masa de un sistema atómico se emplean átomos sencillos tipo alcalino con un solo electrón en la capa de valencia. Del iterbio, que tiene una estructura no alcalina, se han producido muestras ultrafrías donde el movimiento colectivo de los átomos requiere de la mecánica cuántica para su descripción. Los primeros condensados de Bose-Einstein no alcalinos se produjeron con el iterbio hace más de 10 años. La riqueza isotópica del iterbio ha permitido, además, crear mezclas ultrafrías bosón-bosón, fermión-fermión y bosón-fermión. Los sistemas fermiónicos cumplen el principio de exclusión de Pauli; es decir, dos sistemas fermiónicos no pueden tener el mismo estado cuántico y su momento angular es un número semientero que multiplica a la constante de Planck; a su vez, los estados bosónicos no cumplen este principio, lo que significa que dos sistemas bosónicos pueden tener el mismo estado cuántico y su momento angular en un número entero. Además, se han podido caracterizar —y controlar por medio de resonancias de Feshbach— los parámetros de las colisiones interatómicas de estos átomos a un grado exquisito. Al introducir los átomos en potenciales generados por luz se han construido sistemas análogos a materia condensada que juegan el papel de simuladores cuánticos. Por otra parte, la mezcla con otros elementos químicos ha permitido formar moléculas ultrafrías, por ejemplo, de iterbio con cesio. Esta es una muestra de un área nueva de la química en la que las reacciones se llevan a cabo en un entorno artificial de gran control. Los gases de iterbio también han sido propuestos para construir memorias cuánticas donde la información queda almacenada en sus estados internos.

Por otra parte, los iones de iterbio se han aislado y confinado en trampas electromagnéticas para estudiar con gran detalle

sus propiedades y aprovecharlas al máximo posible. Así, por ejemplo, el isótopo tres veces ionizado iterbio 171 es único en el sentido de que posee una variedad de estados excitados y es un átomo paramagnético con espín nuclear $1/2$. Estas propiedades lo hacen útil en potencia para construir interfases cuánticas como transductores de la región de microondas al óptico y cúbits de espín.

Sin duda alguna, esta tierra rara lo será menos para el público general cuando las tecnologías cuánticas basadas en él tengan una incidencia en su vida cotidiana.

71. Lutecio: en honor a París

JOSÉ LUIS CARRILLO ESTRADA*



Lutecium, inicialmente llamado así por su descubridor oficial, en 1907, y luego *lutetium*, por corrección gramatical latina. Un bello nombre, apropiado para un elemento químico de color blanco-plateado, luminoso, como París, la ciudad que ostentó ese nombre en la Antigüedad. Hasta muy entrada la década de 1950, también fue llamado *cassiopeium* y después *cassiohium*, principalmente por las escuelas química y mineralográfica germanas.

Como a veces ocurre con los descubrimientos científicos, y más de manera frecuente como sucedía en las épocas en que la comunicación especializada no era tan rápida como en la actualidad, el descubrimiento del *lutetium* (lutecio en castellano) se le atribuyó simultáneamente a tres científicos que laboraban en lugares muy distantes: el mineralógrafo e inventor austriaco Carl Auer von Welsbach, mejor conocido como Carl Auer (1858-1929), muy reputado por su trabajo en temas relacionados con tierras raras y por su contribución en el desarrollo del sistema de iluminación de las ciudades europeas basado en combustión de gas mantle-incandecente, así como por otros inventos de gran utilidad y relevancia; el joven químico estadounidense Charles James (1880-1928), de origen y formación académica británi-

* Investigador del Instituto de Física, Benemérita Universidad Autónoma de Puebla. Sus líneas de investigación abordan la física estadística de sistemas complejos. Correo: carrillo@ifuap.buap.mx.

cos, quien sería director del departamento de química de New Hampshire College of Agriculture and the Mechanic Arts (hoy University of New Hampshire), con gran reconocimiento por su trabajo de separación de tierras raras por precipitación fraccional y cristalización (en 1999 la American Chemical Society declaró *national historic chemical landmark* el trabajo de James), y, el tercero, el químico francés Georges Urbain (1872-1938), prestigiado e influyente profesor de la Sorbona, quien a la postre fue miembro del Premier Conseil de Chimie del Institut International de Chimie-Solvay, en 1922, organización predecesora de la International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC).

Estos tres destacados personajes, principalmente el estadounidense y el francés, se declaraban descubridores legítimos del nuevo elemento químico y acusaban a los otros de haber desarrollado sus investigaciones influidos o basados en los reportes científicos que de manera previa ellos habían publicado. En los tres casos, el hallazgo del nuevo elemento llegó al estudiar impurezas en el elemento iterbio. Después de un siglo se tiene la certeza de que las investigaciones se realizaron de manera independiente y de que, sin que mediara plagio o conflicto ético alguno, se llevaron a cabo los tres descubrimientos.

Después del litigio internacional se concluyó que la primicia en cuanto a la publicación del descubrimiento correspondió al científico francés Georges Urbain; por lo tanto, a él correspondió el honor de nombrar al nuevo elemento. De ahí por qué, aflorando el nacionalismo de Urbain, surgió la propuesta de llamarlo *lutecio*, obviamente por Lutetia, nombre romano de París. También se entiende por eso mismo que en la región de influencia germana se conservara por algunas décadas el nombre propuesto por el austriaco Carl Auer von Welsbach: *cassiopeium*, que derivó en *cassiopium*.

El lutecio es un metal muy difícil de aislar en estado puro y es relativamente escaso en el planeta, aunque es más abundante que algunos metales preciosos como la plata y el oro. Las pocas aplicaciones que tenía hasta hace pocos años, y su limitada

producción, lo hacían —en términos comparativos— un metal demasiado caro.

Durante largo tiempo el mercado mundial del lutecio estuvo prácticamente dominado por una sola compañía, la de Tim Warstall, asociada al comercio del escandio, del cual él poseía más de 60% de las existencias globales.

El átomo de lutecio tiene 71 protones y la configuración electrónica $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^1 6s^2$. Es el último elemento de la serie de los lantánidos o tierras raras. Su masa atómica es de 174.97 g/mol. Su densidad es aproximadamente 10 veces la del agua; es decir, si se tienen volúmenes del mismo tamaño de agua y de lutecio, el peso de este último será 10 veces mayor.

El lutecio se encuentra en la naturaleza como el isótopo estable lutecio 175 (con 97.4% de abundancia). El radioisótopo de mayor duración es el lutecio 176, con una vida media de 3.78×10^{10} años; además, han sido preparados de manera artificial y caracterizados otros 32 radioisótopos. El de menor vida media, 23.1 minutos, es el lutecio 178. Los isótopos con más existencia media se usan como datadores, por ejemplo, de meteoritos, y los de menor vida media, como detectores de positrones en tomografías por emisión de estas antipartículas, herramienta de importancia fundamental en oncología.

Las industrias productoras de petróleo, por la naturaleza propia de sus procesos, son las que más contribuyen a la contaminación con lutecio. Algunas sales de este elemento se usan en la fabricación de componentes electrónicos y, por lo tanto, pueden encontrarse en equipos como televisores a color y lámparas fluorescentes. Al ser desechados estos equipos en el medio ambiente de manera inapropiada, las sales se acumulan de forma gradual en los suelos y en el agua de los mantos freáticos, lo que eventualmente redundará en un incremento de la concentración de sales de lutecio en seres humanos y animales. También es frecuente el uso de sales de lutecio para producir catalizadores y pulidores de vidrio de gran calidad.

En general, las sales de lutecio que no son solubles en agua

no tienen efectos tóxicos, pero las que sí lo son resultan peligrosas. Al estar expuestos los seres humanos a ellas por periodos prolongados —por ejemplo, en el ambiente de trabajo—, las humedades generarán vapores susceptibles de ser inhalados con el aire. Se sabe que esto puede provocar embolias pulmonares, y que son nocivas para la función hepática. En términos genéricos, la presencia de estas sales provoca daños en las membranas celulares; por lo tanto, alteran todas las funciones de las células.

72. Hafnio: un buen pirofórico

RICARDO VALDEZ CASTRO*



Desde la Antigüedad se han utilizado diversas formas para crear fuego. Una de ellas fue la percusión, y no, no hablo de música sino de la acción de percutir o dar golpes. Es decir, golpear rocas (con ciertas propiedades) entre sí para generar la chispa necesaria en toda combustión. Pero ¿qué sabemos de estas rocas?

Algunos metales tienen la propiedad de ser pirofóricos (se encienden espontáneamente en presencia de aire) cuando están en forma de polvo, como magnesio, titanio, hierro, zirconio y hafnio, entre otros. La chispa se produce al frotar una barra de material pirofórico contra una superficie rugosa, donde las partículas que se desprenden se oxidan con rapidez en presencia de aire. No todos generan chispas al ser frotados contra un material rugoso. Una de las maneras para identificar metales que portan el fuego consiste simplemente en frotarlos sobre un esmeril.

Hablando de la tabla periódica, es importante recordar que uno de los avances más significativos en la forma de organizar los elementos ocurrió en 1913, cuando el físico Henry Moseley descubrió un método experimental para ordenarlos de acuerdo

* Investigador en el Centro de Nanociencias y Nanotecnología, UNAM. Sus líneas de investigación se enfocan en el diseño y la síntesis de nanomateriales basados en metales de transición para su uso en la producción de energías limpias. Correo: ricardovc1030@gmail.com.

con sus números atómicos. Lo anterior despertó el interés en la búsqueda de los elementos aún por descubrir. Entre éstos, faltaba el elemento entre el número atómico 71, lutecio, y 73, tantalio. Sin embargo, los científicos no concordaban si el elemento 72 era de transición o una tierra rara, ya que se hallaba en el límite entre estos dos tipos. De acuerdo con la configuración electrónica que propuso Niels Bohr para el elemento 72, se concluyó que éste debía ser de transición. Con ello en mente, un par de científicos, Dirk Coster y George Charles Hevesy (Premio Nobel de Química en 1943), se dieron a la tarea de explorar minerales de zirconio provenientes de Noruega, con el fin de identificarlos mediante espectroscopía de rayos X. Fue hasta 1923, en la Universidad de Copenhague, en Dinamarca, cuando descubrieron dicho elemento y lo nombraron *hafnio* en honor del antiguo nombre en latín de esa ciudad, Hafnia. De los elementos provenientes de la naturaleza, el hafnio fue de los últimos tres en descubrirse, junto con el renio y el francio (descubierto en 1933).

El hafnio (Hf) es un elemento químico con número atómico 72 que pertenece al grupo 4 y al periodo 6 de la tabla periódica. Tiene un peso atómico de 178.49 g/mol y es un metal de color plateado, brillante, dúctil y resistente a la corrosión. De todos los elementos químicos, el zirconio y el hafnio son de los más difíciles de separar, debido a sus propiedades físicas y químicas similares. Por ejemplo, el radio iónico del hafnio es 0.71 Å, y el del zirconio, 0.72 Å. Sin embargo, la densidad del hafnio (13.07 g/cm³ a 20 °C) es más del doble que la del zirconio (6.49 g/cm³). Es posible producir hafnio de alta pureza con trazas de zirconio como impureza principal. Además, el punto de fusión del hafnio es 2233 °C; en cambio, el del zirconio es 1854 °C.

La mayoría de los minerales de zirconio contiene hafnio en concentraciones de 1 a 5%, ya que este último no se encuentra puro en la naturaleza. En la actualidad, el hafnio suele producirse a partir de la reducción de tetracloruros de hafnio con sodio o magnesio. Se encuentra en la corteza terrestre con una concentración de 3 a 5.3 ppm, según diversas fuentes, y proviene

principalmente de Australia y Sudamérica. La evidencia encontrada hasta la fecha indica que el hafnio no es tóxico.

En presencia de aire, el hafnio metálico tiende a formar de manera natural una capa fina de dióxido, lo que lo hace resistente a la corrosión. El dióxido de hafnio (HfO_2) es un sólido transparente y es el compuesto más estable derivado del hafnio. Además, puede reaccionar y hacer aleaciones con otros elementos a temperaturas altas, como carbono, nitrógeno, oxígeno, hierro y azufre. Por ejemplo, el carburo de hafnio tiene un punto de fusión mayor a los $3800\text{ }^\circ\text{C}$ y es el compuesto más refractario conocido a la fecha; mientras que el carburo de hafnio-tántalo presenta el punto de fusión más alto de todos los compuestos conocidos con un valor $4215\text{ }^\circ\text{C}$. A altas temperaturas, ¿qué aplicación pueden tener las aleaciones creadas con hafnio?

Este elemento se usó por primera vez para cortar acero de alta densidad. En la actualidad se corta mediante el uso de plasma, empleando solamente aire y electricidad. En 2007 Intel anunció una nueva tecnología de microprocesadores que usan hafnio para incrementar su rendimiento y, a su vez, reducir su consumo de energía. La innovación consistió en utilizar una película delgada de 45 nm de dióxido de hafnio sobre óxido de silicio en el proceso de manufacturación de esos dispositivos. Además, el uso de hafnio sirvió para eliminar el plomo que se empleaba en este procedimiento. Los beneficios de esa innovación ayudaron a fabricar computadoras más rápidas y compactas y a dar una mayor vida a las baterías y una mejor eficiencia energética.

Otra de las aplicaciones principales del hafnio se da como barras de control en reactores nucleares debido a su habilidad para absorber neutrones, a sus propiedades mecánicas y a su alta resistencia a la corrosión. Los reactores nucleares se utilizan para generar energía eléctrica. Las barras sirven para regular la velocidad de las reacciones de fisión nuclear (división del núcleo de un átomo). También se utilizan en la fabricación de lámparas de gas e incandescentes. Las aleaciones que contienen

hafnio soportan altas temperaturas, por lo que también se usan para fabricar partes de naves espaciales. Recientemente se ha diseñado un cerámico de alta resistencia que podría emplearse para la creación de alas de aviones supersónicos, debido a que se requieren materiales que soporten el flujo de aire supersónico a temperaturas mayores a 2 600 °C. Este cerámico está constituido por una mezcla de HfB_2 (diboruro de hafnio) y carburo de silicio en forma de nanocristales (nc-SiC).

73. Tantalio: sometido a tortura perpetua

ITALIA VÁZQUEZ VERGARA*
y PAMELA VÁZQUEZ VERGARA**



De una veta en la tierra emerge un cuerpo cansado y sudoroso. Entre sus brazos sostiene la preciosa mercancía que, al contacto con el sol, refleja un color azul grisáceo. Pero el hombre no se deslumbra, no interrumpe su labor, continúa con la parsimonia de quien sabe que tiene ante sí una tarea infinita.

La postal anterior concuerda —en un plano de ficción, por supuesto— con uno de los elementos que figuran en la tabla periódica y cuyo número atómico es 73: el tantalio o tántalo, un metal de transición más bien raro.

Su nombre proviene de la mitología griega que narra que, producto de uno de los múltiples amoríos de Zeus, esta vez con la reina de Frigia, nació Tántalo, quien fue invitado a la mesa de los dioses en el Olimpo, pero al volver a la Tierra divulgó los secretos de los dioses y compartió la ambrosía con otros mortales.

Así pues, pareciera que Tántalo es el precursor de la figura del científico: un develador de misterios. Gracias a este ejercicio de “hacer asequible lo desconocido” conocemos innumerables datos sobre el tantalio.

* Investigadora de DEMAC. Su trabajo académico se ha enfocado en análisis del discurso de historias de vida. Correo: italia.vazquezv@gmail.com.

** Investigadora en la Universidad de Barcelona. Actualmente desarrolla investigación posdoctoral en el campo de la microfluídica. Correo: pamvzzv@gmail.com.

A continuación mencionaremos algunos: su peso molecular es de 180.948 g/mol, cuenta con una densidad de 16.65 g/cm³,¹ (dos veces más denso que el acero). Posee una gran resistencia térmica, con un punto de fusión de 2996 °C y una temperatura de ebullición de 5425 °C.² Tiene dos isótopos naturales: tantalio 180 y tantalio 181; este último es el más abundante. Su configuración electrónica es [Xe]4f¹⁴ 5d³ 6s², y su electronegatividad 1.5.³ Se halla en más de 100 minerales como óxido, Ta₂O₅, pero la forma más común es en la tantalita. Además, suele encontrarse junto con aluminio, litio, titanio, torio y uranio. Posee gran resistencia a la corrosión, alta densidad y capacidad dieléctrica; funciona como rectificador, permitiendo el paso de la corriente eléctrica en una sola dirección; es muy maleable, a pesar de su gran dureza, y es biocompatible, por lo que es de gran interés para aplicaciones médicas. En términos tecnológicos es uno de los metales más eficientes: las baterías elaboradas con tantalio son más duraderas y ligeras.

Fue descubierto en 1802 por el químico sueco Anders Gustaf Ekeberg cuando analizaba dos especímenes de tantalita, uno traído de Kimito, Finlandia, y otro de Ytterby, Suecia. Reportó sus hallazgos en el artículo “Of the Properties of the Earth Yttria, Compared with Those of Glucine; of Fossils, in Which the First of These Earths is Contained; and of the Discovery of a New Substance of a Metallic Nature (Tantalium)”. Como casi todos los minerales que contienen tantalio también incluyen columbio, al principio se les confundía. En 1809 el doctor William Hyde Wollaston concluyó que el columbio y el tantalio eran idénticos, lo cual se aceptó hasta 1846, cuando Heinrich

¹ National Center for Biotechnology Information, “PubChem Compound Summary for CID 23956, Tantalum”, *PubChem*. Disponible en <https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/Tantalum> (consultado el 4 de noviembre de 2023).

² Karen Hayes y Richard Burge, *Coltan Mining in the Democratic Republic of Congo: How Tantalum-using Industries can Commit to the Reconstruction of the DRC*, Fauna & Flora International, Cambridge, 2003, 60 pp.

³ R. W. Fairbridge, *The Encyclopedia of Geochemistry and Environmental Sciences*, Van Nostrand Reinhold Company, Nueva York, 1972, 1344 pp.

Rose extrajo dos ácidos, el nióbico (colúmbico) y el pelópico, pero se dio cuenta de que el último no era el ácido de un nuevo metal, sino que contenía niobio en un estado de oxidación más bajo. Rose concluyó que ambos eran diferentes al ácido tantálico. Aunque este último y el nióbico son difíciles de separar, en 1865 Jean Charles Galissard de Marignac lo logró, además de demostrar que el ácido nióbico es tri y pentavalente, mientras que el tantálico siempre es pentavalente. Jöns Jacob Berzelius, estudiante de Ekeberg, produjo el primer metal tantalio, que era un material muy contaminado. Fue hasta a principios de 1900 cuando Werner von Bolton consiguió que el tantalio tuviera la calidad suficiente para ser maleable.⁴ Uno de sus primeros usos se dio en los filamentos de lámparas incandescentes, pero fue desplazado por el tungsteno, de menor precio y con una temperatura de fusión más alta. Cuando se descubrió que el metal permitía el paso de corriente eléctrica en una sola dirección, se desarrollaron los rectificadores DC y el capacitor de tantalio, empleados en los receptores de radio en la década de 1920. Hasta antes de 1960, el 65% del tantalio era consumido por la industria química y metalúrgica, 25% para aplicaciones electrónicas y 5% con fines médicos. Sin embargo, a finales de 1970 la utilización de tantalio para el diseño de componentes electrónicos fue predominante; llegó a alrededor de 70% y se mantuvo así, al menos, hasta 2003.⁵

La mitología griega añade, al menos, otras dos peripecias de la historia de Tántalo. En una ocasión, intentando agradar a los dioses, les ofreció un banquete prometiendo mostrarse fastuoso y generoso; no obstante, cuando la comida comenzó a

⁴ M. E. Weeks, "The Discovery of the Elements. vii. Columbium, Tantalum, and Vanadium", *Journal of Chemical Education*, vol. 9, núm. 5 (mayo de 1932), p. 863, <https://doi.org/10.1021/ed009p863>.

⁵ Luis A. Tercero Espinoza, "Case Study: Tantalum in the World Economy: History, Uses and Demand", *Polinares Consortiumum*, vol. 224516, núm. 28 (marzo de 2012), pp. 1-8. Disponible en https://www.isi.fraunhofer.de/content/dam/isi/dokumente/ccn/polinares/Polinares_WP_28_March_2012.pdf (consultado el 4 de noviembre de 2023).

escasear, optó por desmembrar a uno de sus tres hijos, Pélope, ofreciéndolo a los dioses como parte del convite; éstos, recelosos y desconfiados, rechazaron la monstruosa ofrenda. La escena anterior funciona como antesala para hablar de otro terrible festín que ocurre en la actualidad en algunas regiones del mundo, donde cada día el acto de desmembrar los ecosistemas, de vulnerar la vida familiar y social, de quebrantar la paz, es llevado a cabo de manera inescrupulosa por fuerzas ajenas a la justicia. Sí, la extracción y el comercio del tantalio se encuentra ligada a un conflicto de antaño que ahora es alimentado por las nuevas tecnologías.

Los capacitores de tántalo se encuentran en teléfonos celulares, videocámaras, computadoras, electrónica automotriz y consolas de videojuegos. Su alta capacitancia promueve el diseño de productos electrónicos cada vez más pequeños. Sus propiedades mecánicas se aprovechan para la creación de herramientas de corte. Su resistencia a la corrosión lo hace ideal para el uso en procesos químicos. Debido a su gran biocompatibilidad se ha empleado en la fabricación de placas craneales, clavos quirúrgicos y prótesis.

En la actualidad 58% del tantalio se obtiene de la minería. Los mayores productores son Australia, Brasil, Burundi, Canadá, China, República Democrática del Congo, Etiopía, Malasia, Nigeria, Rusia, Ruanda y Tailandia. El porcentaje de extracción ha cambiado bastante desde el año 2000 cuando 45% provenía de Australia, pues en 2014 se reportó que 50% provenía de Ruanda.⁶ Existe un gran problema con las cifras reportadas y es el comercio de coltan, un mineral que contiene columbio y tantalio, vendido por los guerrilleros del Congo y usado para el financiamiento del conflicto armado.

En el año 2000 el auge de los teléfonos celulares, las telecomunicaciones e internet, disparó el precio del tantalio. En

⁶ Donald I. Bleiwas, John F. Papp y Thomas R. Yager, "Shift in Global Tantalum Mine Production, 2000-2014", *US Geological Survey*, núm. 2015-3079 (diciembre de 2015), pp. 1-6, <https://doi.org/10.3133/fs20153079>.

África, esto significó la venta de coltan como un ingreso no rastreable. El coltan fue saqueado de uno de los más grandes depósitos mundiales, el Parque Nacional Kahuzi-Biega y la reserva de vida salvaje Lkapi; propició la devastación de la tierra y la matanza de elefantes y gorilas para ser consumidos por los mineros y los guerrilleros. La población de gorilas se redujo de 8 000 a 1 000, sólo para extraer el coltan que financia una guerra que ha destruido las tierras, ha desplazado a la agricultura, ha exiliado a los habitantes y ha amenazado las reservas naturales.⁷

El 21 de julio de 2010 el presidente de los Estados Unidos, Barack Obama, firmó el *Dodd-Frank Wall Street Reform and Consumer Protection Act*, que en su sección 1502 demanda que todas las compañías traten los minerales que usan en sus cadenas de suministros y declaren que son “libres de conflicto”. Lo anterior se refiere a que las empresas deben probar que el aluminio, el tantalio, el tungsteno y el oro que usan en sus productos no son recolectados, vendidos o utilizados en cualquier forma para el beneficio de grupos armados en el Congo o en territorios vecinos. En febrero de 2017 el presidente Donald Trump amenazó con suspender la sección 1502, lo que requería que su administración la remplazara con medidas más efectivas. Finalmente, la suspensión no se llevó a cabo. Sin embargo, existen argumentos a favor de que se cancele, porque los mineros locales perdieron su medio de sustento y los guerrilleros no resultaron severamente afectados, ya que cambiaron a fuentes alternativas de ingresos como la madera, los cannabinoides y el aceite de palma. Los científicos políticos Dominic Parker y Bryan Vadheim descubrieron que la prohibición no redujo el conflicto. Incluso entre 2010 y 2012 la violencia contra civiles aumentó en las áreas donde la sección era vigente, mientras que las peleas

⁷ R. Hunziker, “Tantalum Embroiled in World Affairs”, *Engineering and Mining Journal*, vol. 203, núm. 11, noviembre de 2002, p. 20. Disponible en <https://www.proquest.com/openview/c0dea92efe69eed02c1c74ba194083fb/1?pq-origsite=gscholar&cbl=39> (consultado el 4 de noviembre de 2023).

por las minas de oro perduraron. Contribuir a la paz en zonas de guerra es una tarea difícil. En otras investigaciones se establece que para culminar con estos conflictos se requiere atacar el origen fundamental de la violencia. En el Congo sólo 8% de los conflictos se debe a recursos naturales y en realidad las luchas tienen su origen en el control de la tierra y de las rutas comerciales, además de conflictos étnicos.⁸

Regresando a la mitología, la tercera y última ofensa de Tántalo consistió en robar el mastín de oro perteneciente a Zeus. Cuando el dios lo confrontó, negó haberlo tomado, razón por la cual fue condenado y enviado al Hades y sometido a una tortura perpetua. Se encontraba rodeado de agua hasta la barbilla, pero cada vez que deseaba saciar su intensa sed el lago se secaba; además, sobre su cabeza pendían diversas frutas, pero al acercarse para tomarlas éstas se elevaban hasta el cielo; así, el anhelo y la incapacidad para concretar su ambición serían su eterna expiación. Entonces, al hacer referencia a la imposibilidad de “tomar agua” se construyó una analogía con el hecho de que el metal tantalo no es atacado por ácidos a temperaturas por debajo de los 150 °C. El químico Jöns Jacob Berzelius manifestó que llamar a los elementos químicos con el nombre del lugar donde fueron descubiertos tenía el inconveniente de que no siempre había certeza; en el caso particular del tantalo, su denominación no presentaba esa desventaja, pues integraba además un hermoso significado relacionado con las propiedades del metal.⁹

⁸ E. Pilkington, “Proposed Trump Executive Order Would Allow Us Firms to Sell ‘Conflict Minerals’”, *The Guardian*, vol. 8 (febrero de 2017). Disponible en <https://www.theguardian.com/us-news/2017/feb/08/trump-administration-order-conflict-mineral-regulations> (consultado el 5 de noviembre de 2023); Nik Stoop, Marijke Verpoorten y Peter van der Windt, “Trump Threatened to Suspend the ‘Conflict Minerals’ Provision of Dodd-Frank: That Might Actually be Good for Congo”, *The Washington Post* (Washington, septiembre de 2018). Disponible en https://www.washingtonpost.com/news/monkey-cage/wp/2018/09/27/trump-canceled-the-conflict-minerals-provision-of-dodd-frank-thats-probably-good-for-the-congo/?noredirect=on&utm_term=.8ddb6eb3406 (consultado el 5 de noviembre de 2023).

⁹ M. E. Weeks, “The Discovery of the Elements...”, *op. cit.*, p. 863.

La historia de este elemento es muy interesante desde sus orígenes hasta su aplicación, y también por las implicaciones geopolíticas que conlleva su explotación.

En particular, nos plantea la siguiente pregunta: ¿en México cómo podemos controlar que cualquier producto que usamos no contenga componentes que beneficien a grupos armados, cualesquiera que sean? En pocas palabras, ¿cómo ser consumidor sin ser cómplice?

El tantalio es un buen ejemplo de lo maravillosos que son los elementos, aunque su belleza se vea trastocada por las ambiciones de agrupaciones violentas.

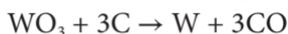
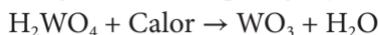
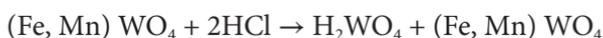
74. Tungsteno: piedra pesada

MARTHA ARACELI ELIZONDO ÁLVAREZ*



En la actualidad existen más de 100 elementos químicos que conforman la tabla periódica. Uno de ellos es el tungsteno, también conocido como wolframio. Se encuentra ubicado en el grupo 6 de la tabla periódica, su símbolo es W y su número atómico es 74. Fue descubierto en España hace poco más de 236 años por los hermanos Juan José y Fausto Elhúyar, quienes lograron aislarlo por primera vez en 1783. El proceso químico general que siguieron para hacerlo, a partir de la wolframita, fue el siguiente:¹

Moler la wolframita



¿Wolframio o tungsteno? La palabra *tungsteno* proviene del sueco *tung sten* que significa “piedra pesada”, en alusión

* Investigadora del Cinvestav, Unidad Saltillo. Su proyecto de investigación tiene como objetivo buscar colectores alternativos al xantato para la flotación simultánea de minerales de sulfuros y óxidos de plomo. Correo: martha.elizondo.a@gmail.com.

¹ Equipo técnico del museo Laboratorium, “El descubrimiento del wolframio (¿o es tungsteno?)”, *Laboratorium*, Cuaderno de Cultura Científica (abril de 2017). Disponible en <https://culturacientifica.com/2017/04/03/descubrimiento-del-wolframio-tungsteno/> (consultado el 22 de diciembre de 2018).

a la mena pesada donde se encontró; en tanto que wolframio procede del alemán *wólfram* o *wolfarth*, que significa “baba” o “espuma de lobo”. El nombre fue adoptado según el país; por ejemplo, en naciones de habla inglesa o francesa se emplea la denominación *tungsteno*, que es la oficial, según la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés), a pesar de que el símbolo atómico sigue siendo W. La eliminación de la palabra *wolframio* generó una disputa que sigue viva; algunas personas claman por que se vuelva a aceptar el uso de ambos nombres, y otras señalan que se debe utilizar la designación *wolframio* en honor de los descubridores españoles.

El tungsteno es muy escaso en la corteza terrestre y se encuentra principalmente en forma de óxido. Puede extraerse de minerales como la wolframita —(Fe,Mn,Mg)WO₄—, la squee-lita (CaWO₄), la cuproscheelita (CuWO₄), la ferbita (FeWO₄), la hübnerita (MnWO₄) y la stolizita (PbWO₄).² Los principales países con reservas de minerales de tungsteno son China, Bolivia, Portugal, Rusia, Corea del Sur, los Estados Unidos y España. Alrededor de 80% del suministro mundial está controlado por aquel país asiático.

Entre las características del tungsteno destacan su color grisáceo, su alta dureza y su elevada densidad. Además, tiene el punto de fusión más elevado de todos los metales y el punto de ebullición más alto de los elementos conocidos.³ En cuanto a sus propiedades químicas, es altamente resistente al ataque de casi todos los ácidos comunes, incluido al ácido fluorhídrico. Sin embargo, se oxida con facilidad en ácido nítrico y agua oxigenada.

El tungsteno muestra todos los estados de oxidación, desde -2 hasta +6, pero el más común es este último.

En la segunda Guerra Mundial el tungsteno desempeñó un papel de suma importancia en las relaciones diplomáticas.

² Martí Burriel, F. Lucena Conde, S. Arribas Jimeno y J. Hernández Méndez, “Química analítica de los cationes: volframio”, en *Química analítica cualitativa*, 18ª ed., Ediciones Paraninfo, 2006.

³ John Daintith, *Facts on File Dictionary of Chemistry*, 4ª ed., Checkmark Books, Nueva York, 2005.

Su adquisición se convirtió en un elemento indispensable para la Alemania nazi, que lo adquiría a través de la España franquista.⁴ Según una investigación del historiador Joan María Thomás, España vendía tungsteno tanto a los alemanes como a los aliados seis meses antes del desembarco de Normandía, aunque fue obligada por los aliados a dejar de hacerlo para debilitar la capacidad combativa alemana. Para forzar al dictador español Francisco Franco, durante cuatro meses privaron a España de productos petrolíferos estadounidenses, que eran los únicos a los que tenía acceso.

Debido a la extrema resistencia mecánica de sus aleaciones, el tungsteno se volvió muy importante en la industria del armamento. Fue usado para la maquinaria de guerra alemana.⁵ Cuando terminó el conflicto, su producción se redujo de manera drástica.

En la actualidad, el tungsteno en estado puro se usa en los filamentos de las lámparas incandescentes, en resistencias eléctricas, en la fabricación de aceros especiales, en ánodos para tubos de rayos X y de televisión, entre muchas otras aplicaciones. Todo esto gracias a su gran ductilidad, su buena conductividad eléctrica y su elevado punto de fusión.

Si de aleaciones se trata, el tungsteno es capaz de alearse con los aceros del grupo M, es decir, aceros para aplicaciones eléctricas, para mejorar sus propiedades de dureza, estabilidad a altas temperaturas y resistencia al desgaste, a la corrosión y al impacto.

Cuando se encuentra unido al carbono, forma carburo de tungsteno, el cual posee una extraordinaria dureza.⁶ Este material se emplea en la fabricación de herramientas de corte y de matrices para trabajos en caliente. También se combina con el

⁴ E. Grandío Seoane y J. Rodríguez González (eds.), *War Zone: la segunda Guerra Mundial en el noroeste de la península ibérica*, Eneida, Madrid, 2012.

⁵ Paul Preston, *Franco: caudillo de España*, Grijalbo Mondadori, Barcelona, 1998, p. 633.

⁶ L. Agudelo-Morimitsu, E. Restrepo-Parra y J. de la Roche-Yepes, "Simulación de las propiedades mecánicas de películas delgadas de carburo de tungsteno a partir del modelo Monte Carlo", *Revista Tecno Lógicas*, núm. 29 (2012), pp. 105-117.

acero para crear herramientas, ya que le proporciona una gran resistencia al desgaste y dureza a altas temperaturas.

En el campo de batalla, el tungsteno es bueno para hacer armas. Sus extraordinarias propiedades (cuando se une con hierro, níquel o cobalto) propiciaron el desarrollo de un nuevo tipo de misiles que funcionan sin explosivos. El bombardeo cinético implica disparar proyectiles de tungsteno a velocidades increíbles en dirección al blanco, las cuales pueden penetrar gruesos armazones de acero y causar una devastación aterradora, pero muy localizada.

En algunos países el tungsteno es conocido como el material precioso del futuro debido a sus excepcionales características de belleza y durabilidad. Posee una densidad similar a la del oro y debido a eso es usado en joyería como una alternativa al oro o al platino. La industria joyera fabrica anillos tanto de tungsteno metálico como de tungsteno sinterizado. Los anillos que son hechos de carburo de tungsteno son extremadamente resistentes a la abrasión por su alta dureza. Además, mantienen un acabado brillante durante mucho más tiempo que los anillos elaborados con tungsteno metálico, que, por otro lado, son más duros que el oro (aunque menos que los anillos de carburo de tungsteno) y son hipoalergénicos, lo que significa que una joya de tungsteno jamás causará enrojecimientos ni reacción alguna a la piel.

Hemos visto que se trata de un elemento con múltiples usos en la actualidad. Todas y cada una de las aplicaciones militares e industriales mencionadas explican la razón por la que muchas naciones clasifican al tungsteno como un recurso estratégico. No cabe duda de que su descubrimiento, al igual que el del resto de los elementos, ha contribuido al desarrollo de la ciencia y, con ello, a la evolución de la tecnología en el mundo.

75. Renio: en mancuerna con tecnecio

SONIA SAUCEDO ANAYA*



A pesar de las grandes contribuciones e intentos por ordenar los elementos químicos y de algunas muestras de periodicidad en sus propiedades surgidas en la primera mitad del siglo XIX, no se contaba con una sistematización que facilitara su estudio y representara con claridad las relaciones entre las diferentes sustancias.

Fue hasta 1869 cuando Dmitri Mendeléiev, con la publicación de su primera tabla periódica, logra una clasificación que le permite incluso predecir de manera sorprendente el descubrimiento de nuevos elementos. Mendeléiev dispone los pesos atómicos de 63 elementos, conocidos hasta entonces, en forma ascendente en periodos verticales, y hace coincidir horizontalmente los elementos con propiedades químicas similares. Así obtiene espacios de elementos por ser descubiertos, como los análogos del silicio (Si) y el aluminio (Al), de pesos atómicos —para entonces calculados— de 65 y 75, en ese orden. En 1871, con correcciones a pesos atómicos y con nuevos elementos descubiertos, Mendeléiev publica una segunda versión de la tabla periódica. En ésta muestra ocho grupos de elementos

* Investigadora de la Unidad Académica de Estudios Nucleares, Universidad Autónoma de Zacatecas. Se dedica a la química de coordinación de tecnecio y renio, y su acoplamiento a nanoestructuras. Estudia la radiactividad ambiental mediante espectrometría alfa y gamma. Correo: ssaucedo@uaz.edu.mx.

de acuerdo con su estado de oxidación, denotando con guiones los elementos aún desconocidos. En el grupo 7, con un peso atómico sugerido de 190, y con la predicción de que es un elemento que forma hidruros y heptaóxidos, se encuentra el espacio del que ahora nos ocupa: el renio (Re).

Llamado dvi-manganeso hasta antes de su descubrimiento (del sánscrito *dvi* que significa “dos”), debido a que le sigue a otro elemento también desconocido entonces, el eka-manganeso (ahora tecnecio), el renio, con número atómico 75, fue el último elemento estable de ocurrencia natural que fue hallado. Aun cuando existe la controversia de que el elemento que proclamó descubrir en 1908 el químico japonés Masataka Ogawa no fue el de número atómico 43 sino el de 75, el hallazgo se lo atribuyen a Walter Noddack, Ida Tacke y Otto Berg, científicos alemanes quienes, en 1925, a través de espectroscopia de rayos X, prueban la existencia del elemento 75 en muestras de columbita. Lo llamaron Rhenium (del latín *Rhenus*) en honor del lugar natal de Ida Tacke en la región del Rhein. La motivación, como la describe Ida Tacke en “Zur Auffindung der Ekamangane” (“Sobre la búsqueda del Eka-manganeso”),¹ consistió en que después de la detección del hafnio, en 1922, quedaban cinco elementos con los números 45, 61, 75, 85 y 87 por descubrir y, como ella misma lo explica, los últimos dos eran radiactivos y se les consideraba muy inestables; el 61 era una tierra rara muy buscada en ese tiempo; resultaba relevante para ellos la falta de los elementos del grupo del manganeso.

Por interpolación de las propiedades físicas de sus vecinos, Ida Tacke y sus colaboradores estudiaron las posibles propiedades de dichos elementos. Así, para el renio auguraron, entre otras, una masa atómica en el rango 187-188 —ahora sabemos que es de 186.207 u—; una densidad cercana a 21 g/cm³ (el valor actual es de 21.02 g/cm³, sólo superada por el del iridio, el osmio y el platino), y un punto de fusión aproximado de 3 300 °C.

¹ Ida Tacke, “Zur Auffindung der Ekamangane”, *Angewandte Chemie*, vol. 51 (1925), pp. 1157-1180.

Con excepción del wolframio (3 422 °C), el renio tiene el punto de fusión más alto que el de cualquier metal, con un valor de 3 186 °C, y el punto de ebullición más alto de todos los elementos químicos (5 596 °C). Predicen también una abundancia muy pequeña de esos elementos en la corteza terrestre y, por lo tanto, la razón de que no se habían encontrado. Y, en efecto, el renio, junto con el rodio, el rutenio y el osmio, constituyen el grupo de los elementos estables más raros, con una concentración promedio en la corteza terrestre cercana a 1 ppb (parte por billón). En 1928 Noddack y Tacke logran aislar un gramo de renio a partir de 660 kilos de un mineral de molibdeno. En nuestros días el renio es recuperado en mayor escala de los polvos acumulados en los tubos de humo de los tostadores de minerales de sulfuro de molibdeno (molibdenita) y de los residuos de los beneficios de algunos minerales de cobre. Además de los minerales de molibdeno, al renio lo contienen también la columbita, la gadolinita, la albita y los minerales de platino. Fue en 1994 cuando se descubrió el primer mineral de renio: la reniíta (ReS_2).

Este metal, de aspecto blanco plateado y brillante, pertenece al grupo 7, en la tercera línea de metales de transición en la actual tabla periódica, de configuración electrónica $[\text{Xe}]4f^{14}5d^56s^2$. Dicha posición le confiere la capacidad de tener estados de oxidación que van de -1 a $+7$, lo que resulta en una química muy versátil. A temperatura ambiente y presión atmosférica el metal es resistente a álcalis, ácido sulfúrico, ácido clorhídrico, ácido nítrico diluido y agua regia. El óxido más común es el Re_2O_7 , pero también se conocen otros óxidos como el Re_2O_5 , el Re_2O_3 y el ReO_2 . Forma halogenuros como ReX_6 , ReX_5 ($X = \text{F}, \text{Cl}$) y ReCl_4 y oxihaluros del tipo ReO_3X ($X = \text{F}, \text{Cl}$) y ReOCl_4 . Complejos de renio representativos de estados de oxidación baja son los carbonilos. Como ejemplos están el $\text{Re}_2(\text{CO})_{10}$, el $\text{ReX}(\text{CO})_5$ y el $[\text{ReX}_3(\text{CO})_3]^{2-}$ ($X = \text{Cl}, \text{Br}$). Algunos de estos componentes fungen como precursores en química de coordinación de renio.

Debido a sus propiedades refractarias y a su resistencia a la corrosión, el renio ha jugado un papel importante en las superaleaciones. La adición de renio a éstas, basadas en níquel, mejora la resistencia a la fatiga y a la plastodeformación a altas temperaturas. Estas superaleaciones son utilizadas en los álabes de turbinas de gas de los aviones. El 70% de la producción mundial de renio se destina a ese uso. Existen otras aleaciones con hierro, cobalto, wolframio, molibdeno y platino, entre otros, cuyos usos son diversos: crisoles, indicadores de ionización, contactos eléctricos, electromagnetos, bombillas para *flashes*, elementos de calentamiento, recubrimientos metálicos, espectrógrafos de masas, controladores de temperatura, termopares, tubos de vacío, semiconductores y tubos y blancos para rayos X. Otra de las aplicaciones importantes que utiliza 20% de la producción de renio es la catálisis con complejos bimetálicos platino-renio, los cuales se usan para producir gasolinas con mayor octanaje, evitando el tóxico plomo. Con este catalizador bimetálico también se pueden producir otros hidrocarburos como el benceno, el tolueno y el xileno.

Se conoce un total de 35 isótopos (además de 20 isómeros nucleares) del renio, de los cuales sólo dos, el renio 185 y el renio 187, son de ocurrencia natural; este último es el más abundante (62.6%). Dicho núclido es radiactivo (decaimiento β^- a ^{187}Os), con una vida media de 4.5×10^{10} años y, por lo tanto, utilizado en la datación de minerales que lo contienen. En los últimos años se ha puesto gran atención a los radionúclidos ^{186}Re ($\beta^-_{\text{max}} = 1.1 \text{ MeV}$, $t_{1/2} = 3.8 \text{ d}$) y ^{188}Re ($\beta^-_{\text{max}} = 2.1 \text{ MeV}$, $t_{1/2} = 17 \text{ h}$) gracias a sus propiedades radiactivas (emisión de radiación ionizante, tiempo de vida media adecuado y posibilidad de disponer del renio 188 a través de un generador de radionúclidos, con el wolframio 188 como radionúclido padre) que prometen su uso potencial en medicina nuclear. Por su gran similitud en el comportamiento químico con el tecnecio, el renio ha servido de modelo no radiactivo para el estudio de la química de coordinación de ese radioelemento. De este modo, los complejos de

tecnecio ^{99m}Tc y renio ^{186}Re y ^{188}Re forman la mancuerna perfecta para diagnóstico y terapia, respectivamente. Y es quizá debido al interés en el desarrollo de nuevos radiofármacos marcados con estos radionúclidos que la química de coordinación de ambos metales se ha desarrollado a grandes pasos.

76. Osmio: el más denso del planeta

AMIRA REYNA MADRIGAL*



El osmio (Os) es un metal brillante, blanco azulado, extremadamente duro y catalogado como uno de los más densos y raros de la familia de los metales de transición. Su abundancia en la corteza terrestre está calculada en 0.005 ppm. De manera natural, el osmio se encuentra junto con el rutenio y otros metales del grupo del platino (llamados así porque se localizan en la misma mina donde se extrae el platino).

El osmio ocupa el tercer lugar en la triada del grupo 8 de la tabla periódica. Es considerado el elemento natural más denso (22.59 g/cm^3 a $20 \text{ }^\circ\text{C}$) y posee un peso atómico de $190.23 \text{ g/mol}^{-1}$. El osmio tiene 76 electrones y la estructura de su capa electrónica es 2, 8, 18, 32, 14, 2; posee una electronegatividad de Pauling de 2.2 y un punto de fusión de $3\ 045 (\pm 30) \text{ }^\circ\text{C}$. La configuración electrónica de su estado fundamental es $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^6 6s^2$. Este elemento tiene siete isótopos naturales, seis de los cuales son estables: osmio 184, 187, 188, 189, 190, 192 (el más abundante), y el 186, que tiene una vida media extremadamente larga (2×10^{15} años).

El osmio exhibe estados de oxidación de -2 a $+8$ en sus compuestos, aunque el más común es el de $+4$. Forma el óxido

* Jefa de la Academia de Ciencias Experimentales de la Preparatoria Ibero Puebla. Su trabajo de investigación está focalizado en el área educativa. Correo: amireyma23@gmail.com.

(OsO₂), el cual es un sólido café amarillento que se prepara de manera general por calentamiento del metal en su forma elemental a 650 °C en presencia de óxido nitroso (NO). El óxido más común para este metal es el tetróxido de osmio (OsO₄) —punto de fusión: 40°C; punto de ebullición: 130 °C—, y es una molécula con estructura tetraédrica. Este compuesto se utiliza en química orgánica para oxidar enlaces dobles de carbono (C = C) a dioles *cis*.

En 1801 Smithson Tennant trabajaba con 186 kilogramos de *platina* (mineral de platino de Columbia) y llevó a cabo varias pruebas; entre ellas, disolvió la platina en agua regia, obteniendo una disolución altamente coloreada y un residuo negro, indicativo de las impurezas del mineral. Tennant fundió el residuo insoluble con iridio, además de álcali a alta temperatura, y disolvió el sólido enfriado resultante en agua, con lo cual produjo un sólido negro adicional y una disolución amarilla. Ésa fue quizás una forma básica de tetróxido de osmio (OsO₄). Smithson anunció el aislamiento del osmio en 1804 y lo nombró de esa manera por el olor desagradable que desprende (del griego *osme*, que significa “olor”). A Tennant también se le atribuye el descubrimiento del iridio, además de que demostró que el diamante sólo estaba compuesto de carbono.

Las principales fuentes de los metales de platino alrededor del mundo se encuentran en el complejo Bushveld de Sudáfrica y en el distrito Sudbury en Ontario, Canadá, así como en la Península de Norilsk y Kola, regiones de Rusia.

El osmio puede ser convertido a óxido de osmio (OsO₄) con ácido nítrico concentrado y disolverse en álcali fundido en presencia de aire, o bien en flujo de perclorato de potasio (KClO₃) para formar el osmato (OsO₂(OH)₄)²⁻. El osmio es estable al ataque atmosférico, aunque si se encuentra finamente dividido desprende el olor característico del tetróxido de osmio (OsO₄), el cual es altamente tóxico.

Los principales usos identificados para el tetróxido de osmio a nivel académico e industrial se encuentran en catálisis,

especialmente en esteroides, polímeros e hidrogenaciones; en medicina, para tinción de tejidos utilizados en exámenes microscópicos de especímenes y quimioterapia. Empleos menores del metal de osmio se hallan en contactos eléctricos, filamentos, tubos catódicos, y para dar dureza a aleaciones destinadas a pivotes mecánicos y a herramientas para grabado.

Los elementos del grupo 8 son capaces de formar compuestos líquidos altamente volátiles mononucleares carbonílicos del tipo $M(\text{CO})_5$, que poseen un arreglo geométrico de bipirámide trigonal. El pentacarbonilosmio $-\text{Os}(\text{CO})_5-$ se forma por acción directa de monóxido de carbono (CO) sobre el tetróxido de osmio a temperaturas y presiones elevadas. La química de estos carbonilos de osmio muestra arreglos estructurales diversos, entre los cuales destaca el dodecacarbonilo triosmio $-\text{Os}_3(\text{CO})_{12}-$ que sirve como material de partida para la preparación de otras especies y cúmulos con alta nuclearidad.

En la actualidad los compuestos metálicos de osmio han sido utilizados en buena medida en el área de la química medicinal y son los metalofármacos no basados en platino más investigados, con considerables avances en ensayos clínicos en las últimas dos décadas. El *trans*- $[\text{OsCl}_4(\text{indazol})_2]$ es el primer compuesto de osmio que mostró actividad antiproliferativa en una línea celular de cáncer de ovario.

77. Iridio: en honor a la diosa Iris

SAID ARANDA ESPINOZA*



Una investigación sobre la rotación de la península italiana, realizada en los Montes Apeninos, en la antigua localidad de Gubbio, permitió entender mejor la historia del movimiento de los continentes. Los materiales depositados en los diferentes estratos guardan información magnética como en un casete. Para que los nacidos después de la década de 1990 comprendan, éste era un dispositivo en el que se guardaba información sonora en cintas. Estas últimas estaban recubiertas con óxido de hierro o con algún cromado. Para almacenar la información, la cinta se hacía pasar por una cabeza de magnetización con el fin de magnetizar su superficie de acuerdo con la intensidad de la corriente, que a su vez dependía de la señal sonora. Finalmente, la distribución de magnetizaciones se puede reproducir para obtener la pista sonora original. Los materiales magnéticos depositados a lo largo de millones de años en diferentes estratos, durante los cuales el campo magnético terrestre se invirtió varias veces, se “grabaron” como en un casete en los estratos encontrados en Gubbio. Con lo anterior se pudo predecir el cambio de orientación en ciertas capas y de esa forma

* Investigador en la UASLP. Trabaja en diversos aspectos de la modificación de las membranas de lípidos y sus implicaciones en los cambios de sus propiedades mecánicas. También en la síntesis, funcionalización y caracterización de nanopartículas magnéticas para el estudio de su interacción con membranas biológicas y su potencial uso en el tratamiento de cáncer de pulmón. Correo: aranda@fisica.uaslp.mx.

determinar que la referida península había rotado a contrarreloj al menos 45 grados. Para mejorar las mediciones de estratigrafía magnética es necesario realizar estudios más detallados: calibraciones de la época, estudios de radioisótopos, investigaciones complementarias en otras zonas y, en especial, sobre la evidencia de plancton foraminífera (el grupo más abundante de los microfósiles marinos que ayudó a determinar con mayor precisión la fecha de las inversiones magnéticas). Al revisar los estratos en busca de los foraminíferos, una capa en especial no mostraba la presencia de estos microfósiles. Tenía cerca de 30 centímetros de grosor y era de color blanco mate.

Walter Álvarez, el paleontólogo que buscó una respuesta a esta interrogante, estudió ese sedimento y al analizar —junto con Luis Álvarez, su padre— los compuestos químicos presentes notó que contenía, para su sorpresa, uno de los elementos más raros sobre la superficie de la Tierra: iridio. ¿Por qué este último se hallaba en aquel estrato donde no había ningún resto fósil? El iridio es un metal de transición, extremadamente duro y el segundo más denso (sólo después del osmio). Está localizado justo en el centro de la tabla periódica, su símbolo es Ir, número atómico 77, masa atómica 192.217, grupo 9, periodo 6, bloque *d*, punto de fusión de 2446 °C y punto de ebullición de 4428 °C. Además de extraño, es el elemento más escaso: por cada billón de átomos sólo encontraremos un átomo de iridio. Es el metal más resistente a la corrosión. Es brillante, plateado, de los más estables en el aire, no se oxida, e incluso no es maleable hasta 2000 °C. No es soluble en ácido ni en agua regia. Sólo reacciona con flúor a 600 °C y debido a su baja actividad química no se destiñe. Las principales minas de iridio se encuentran en África del Sur, Brasil, Alaska, Miramar, Australia y Rusia.

Para obtener una barra de iridio de un kilogramo es necesario procesar entre 170 y 200 toneladas de material que lo contenga. Cerca de 350 000 rocas. Debido a su nula corrosión con el agua, se usa en aleación con el osmio para hacer brújulas,

como catalizador, en el tratamiento del cáncer como terapia de radiación (para esto se emplea el isótopo iridio 192). Dada su mencionada resistencia a la corrosión y a las altas temperaturas, se utiliza como iniciador de chispa en las bujías de los automóviles y los cohetes espaciales y en la industria electrónica como recubrimiento para los contactos de alta resistencia. Sirve, asimismo, para detectar fugas en las tuberías de petróleo y gas. Se encuentra en la punta de las plumas fuente, aunque no necesariamente al 100%. Sólo la Parker 51 de 1956 usó iridio en este porcentaje. Es muy costoso: de 16 a 18 dólares el gramo.

Fue descubierto por el químico inglés Smithson Tennant en 1803, como impureza insoluble del platino. Y dado el llamativo colorido de sus sales, su descubridor lo bautizó como *iridium*, en honor a Iris, diosa del arcoíris en la mitología griega. Debido a su alta densidad (de 22.56 g/cm^3 , ¡el doble que la del plomo!), y a su gran tendencia a enlazarse con el hierro, se cree que este elemento se precipitó por debajo de la corteza terrestre cuando el planeta era joven, por lo que se especula que ahí existen grandes cantidades. Otra fuente son los asteroides; es decir, tiene un origen extraterrestre. Esto demuestra que el iridio puede soportar situaciones tan adversas como viajar en el espacio exterior.

La hipótesis de Álvarez, que trata de explicar por qué los dinosaurios se extinguieron al final de la era cretácea, junto con cerca de 80% de vida sobre la Tierra, se basa en el análisis químico de esta huella que se encuentra alrededor del planeta entero. Pero si el iridio es tan raro, ¿cómo es que existe un extracto suyo?, ¿de dónde se obtuvo?, ¿cómo se depositó? La hipótesis del paleontólogo estadounidense es que el iridio presente en las capas —donde no se halló evidencia de vida alguna— proviene del impacto de un asteroide con la Tierra. El iridio se encuentra sobre la superficie terrestre en 0.0004 ppm y Álvarez registró en ese extracto un peso de 0.006 ppm . En un asteroide se estima que hay 0.47 ppm de iridio. Cuando se propuso esta hipótesis no se tenía evidencia de ese impacto. En 1978 los

geofísicos Antonio Camargo y Glen Penfield, trabajadores de Petróleos Mexicanos, buscaban petróleo en la península de Yucatán. Cerca del pueblo de Chicxulub notaron un círculo de 180 kilómetros de diámetro, con una sorprendente simetría. La empresa ya perforaba esa zona en busca del citado hidrocarburo desde la década de 1950.

En 1951, a una profundidad de 1300 metros, encontraron andesita, lo cual evidenciaba un incremento de calor y presión que formaría esa capa de material, producto de una fuerte colisión. Con estas evidencias se fortalecía la hipótesis de Álvarez: la anomalía de iridio tenía un posible origen. Pero otra posibilidad era que el elemento se hubiera acumulado como consecuencia de múltiples erupciones volcánicas: la llamada hipótesis volcánica. A la fecha, aún existe debate sobre el origen de la anomalía de iridio, elemento que pasó de ser el más extraño a convertirse en la clave para explicar por qué se extinguieron, entre otras diversas formas de vida, los dinosaurios. Para quienes se interesen en ahondar más al respecto y obtener más datos sobre la extinción masiva del Cretácico, les recomiendo leer el trabajo de Gerta Keller: *The Cretaceous-tertiary Mass Extinction: Theories and Controversies*. Ahí encontrarán más detalles acerca de cómo el no maleable, brillante, denso y poco reactivo iridio vino a contarnos esta interesante y controversial historia.

78. Platino: la plata de los ricos

MARÍA DEL JESÚS ROSALES HOZ*



“¿No le interesa adquirir una tarjeta de crédito platino (o *platinum*)? Es una tarjeta que le permite obtener los máximos beneficios que cualquier otra no le puede ofrecer.” Esta pregunta, o alguna similar, se escucha con frecuencia en algunas plazas comerciales en México y en otros países. En la actualidad, una tarjeta *platinum* representa un nivel económico alto. Y tal vez uno se pregunte por qué es así, pues antes las doradas eran lo máximo a lo que podía aspirarse; el oro era el símbolo de la riqueza por excelencia.

Esta asociación del platino con lo valioso no es gratuita. Es uno de los elementos más caros de la tabla periódica. Sin embargo, su valor no siempre fue claro.

El platino se conoce desde hace 2000 años; los antiguos egipcios y las civilizaciones precolombinas de América del Sur ya lo estimaban como un material precioso. Para los europeos, el platino fue descubierto en 1748 por Antonio de Ulloa y de inmediato este “nuevo” metal despertó gran interés entre los científicos de ese continente por sus propiedades especiales, en comparación con aquellas de otros metales conocidos.

* Investigadora del Departamento de Química, Cinvestav. Su trabajo de investigación está centrado en el estudio de la síntesis y la reactividad de cúmulos metálicos carbonílicos. En particular, de cúmulos de hierro, rutenio y osmio que contienen entre tres y seis átomos metálicos. Correo: mrosales@cinvestav.mx.

Los españoles llamaron a ese elemento *platina*; parecido a la plata. Se encuentra en las minas como lentejas o gránulos del metal puro, con inclusiones de otros metales preciosos o hierro. El platino se funde a una temperatura más alta que el oro o el hierro, más alta que la que se puede alcanzar en una hoguera de carbón. Esto dificultaba su purificación.

Los conquistadores ibéricos, ávidos de oro, no prestaron demasiada atención a este metal de color gris opaco. Algunas minas fueron clausuradas porque el oro estaba mezclado con platino y en términos económicos no resultaba provechoso extraer el oro impuro. La dificultad de transformar el platino en utensilios o en joyería lo hacía poco atractivo y menos valioso que la plata.

Los pobladores precolombinos fueron mejores artesanos que los españoles. Excavaciones arqueológicas en Ecuador revelan que los artesanos indígenas sí encontraron la manera de purificar el platino. Al añadir polvo de oro a la mezcla que contenía dicho elemento, éste conformaba una masa que promueve la fusión de aquel metal. En Europa fue un químico francés, Pierre François Chabenau, quien finalmente logró purificar el platino. Le llevó a su patrocinador, el marqués de Aranda, un pequeño cubo de platino de 10 centímetros por lado. Aranda pensó que se trataba de una broma, pues la diminuta pieza pesaba 23 kilogramos.

El rey de España ordenó que el proceso desarrollado por Chabenau se mantuviera en secreto y mandó construir un gran laboratorio con el fin de que el científico francés siguiera estudiando las propiedades del platino y encontrara posibles aplicaciones para el mismo. La orden del monarca fue obedecida de tal modo que el procedimiento no se conoció en otras partes del mundo sino hasta 1914.

Cuando Chabenau se retiró, otro investigador, compatriota suyo, fue contratado para continuar el trabajo: Joseph Louis Proust. Éste logró mejorar de manera sustancial la técnica de purificación del platino. Desde 1786 —año en que Proust ini-

ció su trabajo— hasta 1808 —cuando la invasión de Napoleón provocó la destrucción de las instalaciones—, el citado laboratorio produjo tal cantidad de objetos y herramientas con dicho metal que ese periodo ha sido llamado por algunos la *era del platino* en España.

En el siglo XIX se hallaron nuevas fuentes de este elemento en Rusia y en Canadá y se encontraron nuevos métodos para refinarlo. En 1828 Rusia empezó a acuñar monedas de platino. Esto bajó aún más su valor.

Por lo anterior, es difícil entender cómo el precio del platino subió tanto hasta superar al del oro. Las leyes del mercado sugieren que esto está relacionado con la baja abundancia y la alta demanda. El descubrimiento de aplicaciones técnicas tuvo algo que ver con el aumento de su costo. Sin embargo, más notable aún fue el incremento en la percepción del platino como símbolo de nivel social.

Para esto probablemente influyó Louis Cartier, un prestigioso joyero parisino. Él había realizado experimentos con platino y decidió utilizarlo siempre que pudiera, en vez de la plata y aun del oro.

Las joyas blancas, como los diamantes que se usaban con trajes de noche, necesitaban fondos incoloros para no verse vulgares y la plata tendía a cubrirse de óxido con mucha rapidez. Más aún, lo blando de la plata y el oro hacían difícil fijar piedras preciosas. En cambio, el platino permitía este trabajo con facilidad, incluso en el caso de las piedras más grandes. Su color opaco permitía lucirlas.

Esta innovación de Cartier puso de moda el platino en la joyería de lujo. Una joya famosa montada de esta manera fue la corona de platino con el diamante Rich-i-noor que utilizó la esposa de Jorge VI para la coronación de este último como rey de Inglaterra en 1937.

La popularidad del platino en joyería duró hasta el inicio de la segunda Guerra Mundial, cuando se racionó debido a su utilidad como catalizador en procesos químicos importantes.

¿Y cómo se puede explicar el comportamiento del platino? Bueno, es el elemento con número atómico 78 que se encuentra en el grupo 10, el mismo grupo del níquel y el paladio; es el átomo más grande del grupo. Se encuentra entre los llamados *metales nobles* por su relativa baja reactividad. El platino muestra gran actividad catalítica en una gran variedad de procesos industriales y en los convertidores catalíticos de automóviles. Esto quizá se deba a la gran habilidad que muestra para quimio de absorber diferentes compuestos químicos sobre su superficie.

Tan sólo su uso en los convertidores catalíticos de los vehículos le confiere gran importancia tecnológica. Su función consiste en reducir la cantidad de gases tóxicos como monóxido de carbono e hidrocarburos que no reaccionaron en el proceso de combustión. Los convertidores catalíticos están formados por metales como platino o rodio. Una aplicación catalítica más del platino se encuentra en los catalizadores empleados en las celdas de combustible, dispositivos que sirven para generar energía a partir de hidrógeno y oxígeno transformándolos en agua.

Otro uso importante de este elemento se dio en la fabricación de discos duros para computadoras, ya que a finales del siglo xx éstos estaban recubiertos con una película fina de este metal. En la actualidad, su aplicación para este propósito ha disminuido.

Tal vez su empleo en un área totalmente diferente aumentó la percepción del valor del platino: la medicina. Un estudio de B. Rosenberg sobre la acción de corrientes eléctricas en células lo condujo a la observación de que la electrólisis de un electrodo de platino producía cis-platino, un compuesto de coordinación de platino que inhibe la fisión de la bacteria *Escherichia coli*. Pruebas posteriores mostraron que el compuesto resultaba eficaz en el tratamiento de diversos tipos de cáncer como el de pulmón, el de ovarios y algunos linfomas. El análisis del mecanismo de acción del complejo mostró que el cis-platino se

coordina con algunas de las bases que forman los ácidos nucleicos e interfiere en la construcción de nuevo ADN, lo que altera la mitosis celular.

De la joyería a la medicina, pasando por la catálisis, el platino ha demostrado su gran versatilidad en diferentes aplicaciones. Se entiende el porqué de su valor.

79. Oro: el enigma de su resplandor

HILDA MERCADO URIBE*



Sentado encima de una tabla, girando los ojos, escuchaba las divagaciones de Zenón que galopaba de los átomos de Epicuro a la duplicación del cubo, y de la naturaleza del oro a la estupidez de las pruebas de la existencia de Dios.

Opus Nigrum, MARGUERITE YOURCENAR

Si hay un elemento de la tabla periódica cuya belleza y resplandor natural haya seducido y anhelado la humanidad, sin duda alguna es el oro. Pero ¿en qué radica su peculiar encanto?, ¿de dónde proviene este enigmático elemento que, con tal de poseerlo, ha provocado numerosos conflictos sangrientos?

Su nombre proviene del latín *aurum* (brillante amanecer), que da origen a su símbolo Au. Está colocado en el grupo 11 de la tabla periódica, conocido como el de los metales nobles. Y desde aquí empieza lo interesante de su identidad: si echamos una ojeada a sus vecinos circundantes, notamos que el oro se diferencia de ellos (excepto del cobre) porque su color no es plateado. ¿Cuál es la razón? Primero que nada, el brillo y el color de un metal están dados por la facilidad de reflejar la luz que incide en él y por el comportamiento de sus electrones. Al

* Investigadora en el Cinvestav, Unidad Monterrey. Sus líneas de investigación contemplan el estudio de hidratación/deshidratación de biomoléculas y bacterias, así como efectos de luz visible en células. Correo: hmercado@cinvestav.mx.

escudriñar el grupo 11 vemos que primero está el cobre (con número atómico $Z = 29$), le sigue la plata (47), y luego el oro (79). Sabemos que al aumentar el número de protones (Z) se incrementa de igual manera el número de electrones, los cuales van acomodándose en las órbitas alrededor del núcleo obedeciendo las elegantes reglas de la mecánica cuántica. Una característica de los metales es que la órbita más externa del átomo no queda por completo llena de electrones, por lo que éstos pueden vagar con libertad de un átomo a otro, con lo cual crean una nube electrónica deslocalizada. El núcleo del átomo de oro es tan grande que hasta los electrones más externos sienten una intensa atracción electrostática hacia él; con mayor razón los que están más cerca. Para evitar ser arrastrados por éste se mueven a velocidades cercanas a las de la luz. De acuerdo con la teoría especial de la relatividad, cuando esto ocurre, la masa del objeto aumenta y su longitud se contrae, es decir, la órbita del electrón se vuelve más pequeña. En el caso del oro, este cambio de tamaño propicia que al incidir la luz sobre él se absorba sólo la de color azul, que es justo la que coincide con el espacio entre las órbitas modificadas, reflejándose el color complementario, el amarillo. Esto no ocurre con la plata (que posee menos protones y por esa razón no tiene tan marcado el efecto relativista). En ésta, todos los colores absorbidos son reemitidos de igual manera, sin una preferencia específica.

El oro (con número de masa 197) es casi 20 veces más denso que el agua; esto es, un metro cúbico pesa casi ¡20 toneladas! Posee 37 radioisótopos, siendo el de número de masa 198 el que se ha aplicado en investigación y en tratamientos de cáncer. Como es un metal de transición, prácticamente es estable, y no reacciona con otro elemento.

El oro fue encontrado puro en estado natural, por lo que no es de extrañar que haya sido de los primeros metales utilizados por la humanidad, ya que no requería condiciones de refinamiento. Los registros más antiguos documentan trabajos con oro en la región de los Balcanes, aproximadamente en el 4000 a.C.

El oro se caracteriza por ser el más dúctil y maleable de los metales; tanto, que una onza (31.1 g) se puede deformar y alargar en un hilo hasta de 80 km de longitud, con la finura de una décima parte del grosor promedio de un cabello. También se puede extender formando una lámina casi transparente de unos 30 m². Ahora es más claro por qué ha sido tan codiciado para fabricar joyas y ornamentos, y para embellecer finamente textos medievales y pinturas bizantinas. Sin embargo, no es tan sencillo trabajarlo, pues tiene la peculiaridad de que es muy blando, así que, para darle dureza, se suele combinar con otros metales, por lo general plata, cobre y níquel. Con ello, su brillante color amarillo va adquiriendo otras tonalidades, según las proporciones de los metales participantes en cada aleación.

Estos atributos aún no explican el apetito de las personas por poseer dicho metal. Hay que mencionar que, a pesar de ser un muy buen conductor del calor y la electricidad (de ahí su gran uso en componentes electrónicos), el oro es renuente a perder sus electrones y a combinarse con el oxígeno, por lo que difícilmente se oxida o se corroe. Lo anterior hace posible que una pieza elaborada hace miles de años siga resplandeciendo sin alterarse con el paso del tiempo, y explica por qué en múltiples culturas se usó como un símbolo de inmortalidad, devoción y poder. En el antiguo Egipto, por ejemplo, este metal simbolizaba la carne de Ra, dios del Sol; de ahí que una costumbre espiritual era recubrir con oro a los faraones para lograr su renacimiento. Muestra de ello es la impresionante tumba del faraón Tutankhamon (hacia 1300 a.C.), la cual está compuesta de varios sarcófagos de oro grabado, colocados uno dentro de otro, y que llega a pesar más de 1.5 toneladas. Precisamente por ser un material no perecedero se usó como patrón monetario hasta la primera Guerra Mundial, y fue Inglaterra el primer país en darle esta función, impulsada por el célebre físico Isaac Newton, director de la Real Casa de la Moneda.

A todo lo anterior hay que agregar que, aunque el oro se encuentra distribuido por todo el mundo, su poca abundancia

en la Tierra y la dificultad para acceder a él han avivado el apetito de la humanidad para poseerlo. Si tenemos mucha suerte, lo encontraremos en forma de pepitas, en vetas de cuarzo o en depósitos de aluviones secundarios. Esto nos da una idea de lo complejo y costoso que resulta su extracción, pues para obtener tan sólo un gramo de oro se necesitan lixiviar cerca de 1.8 toneladas de mineral. Y aunque no lo creamos, cuando flotamos en el mar nos encontramos embebidos en un ambiente con oro. Para nuestra desgracia, las concentraciones son en extremo bajas (unas 10 partes de oro por billón de agua), aunque en el fondo oceánico existe mayor cantidad. Por esta razón la extracción en aguas marinas no es un proceso que se lleve a cabo en la actualidad, pero sí su extracción en la tierra.

Con todo esto, es lógico que el valor de este metal sea alto, y la ambición humana también, pues tratar de apoderarse de la mayor cantidad de oro ha provocado un sinnúmero de saqueos, crímenes y guerras. Una inmensa euforia invadió a los conquistadores españoles al llegar al Nuevo Mundo y advertir que más que haber descubierto un nuevo continente, desembarcaban en un paraíso en el que podían saquear y extraer de él la mayor riqueza posible.

Pero, ¿cuál es el origen del oro? Éste es uno de los enigmas que más ha intrigado a la humanidad. Aunque pueda sonar a ciencia ficción, el oro, como otros elementos pesados, es un metal extraterrestre. Existen diversas teorías acerca de su origen en la Tierra que han dado lugar a un debate científico. Una de las explicaciones sostiene que el oro cayó del cielo al producirse en condiciones muy extremas dentro de núcleos de supernovas. Éstas pueden ser estrellas masivas que ya no son capaces de seguir produciendo reacciones termonucleares en su núcleo y entonces colapsan de manera violenta; ocurre una fusión nuclear y luego una explosión de las cuales el material, incluidos los elementos pesados como el oro, salen expulsados con fuerza hacia el espacio cósmico. Por otro lado, recientemente se anunció la primera observación de la colisión de dos estrellas

de neutrones, que en la década de 1970 se especuló como otra posibilidad del origen del oro y de otros elementos pesados.

Como vemos, todas estas características peculiares explican el poder de seducción que ha tenido este elemento para la humanidad, por lo que, con mayor certidumbre, podemos reafirmar el popular dicho: “No todo lo que brilla es oro”.

80. Mercurio: hermoso y mortal

REYNA CRISTINA COLLI DULÁ*



El mercurio es un metal exquisitamente hermoso... y mortal. Se le ha señalado entre los chicos malos de la tabla periódica por su toxicidad. Se encuentra como metal nativo (raro) o en forma de cinabrio (siendo la mena más abundante), corderoíta, livigstonita y otros minerales.

El mercurio proviene de las erupciones volcánicas y de otros procesos geológicos. Se hallan yacimientos de mercurio por lo general en zonas de orogénesis. Cerca de la mitad del mercurio entra a través de esta vía. La otra mitad proviene de actividades antropológicas. Desde la Antigüedad se creía que era la primera materia de la que se derivaron otros metales. Se desconoce su descubridor, así como la fecha de su descubrimiento. Pero se sabe y se tiene evidencia, desde los tiempos neolíticos, que los primeros artistas usaban un mineral rojo denominado *bermeillon*, obtenido de la acción de triturar cinabrio natural o sulfuro de mercurio (HgS), el cual se utilizaba para pintarrapear, en las paredes de las cuevas de Turquía, figuras de los uros, ganado gigante y salvaje (ahora extinto). Los romanos lo utilizaron como una forma de maquillaje de *rouge*, y los chinos para colorear su laca, mientras que en la Edad Media el pigmento se

* Investigadora en el Cinvestav, Unidad Mérida. Su campo de estudio está enfocado en los modos de acción de contaminantes o estímulos ambientales y sus asociaciones con alteraciones fenotípicas en organismos marinos. Correo: reynadula@gmail.com.

mezcló con cera para elaborar los sellos colocados en documentos formales.

El nombre *mercurio* se deriva del griego *hydrargyros* (hidrargiro o azogue) y de una palabra compuesta por *hydros*, “agua”, y *argyros*, “plata”, que el latín adoptó como la variante de *hydrargyrum*, que significa “plata líquida”; llamado así por su aspecto plateado y su estado líquido a temperatura ambiente (30 °C), estado que indica que su enlace metálico es débil y se justifica por la poca participación de los electrones $6s^2$ a la deslocalización electrónica en el sistema metálico. Debido a su movilidad se le dio el nombre del dios Mercurio (que significa “alado” e “inquieto mensajero”) y con esa designación este metal pesado finalizó en el bloque *d* de la tabla periódica; de ahí que el símbolo químico sea Hg. Su número atómico es 80. Entre sus propiedades destaca su densidad elevada (13.53 g/cm^3), la cual es suficiente para que sobre una superficie floten sustancias como el acero.

Este metal no es un buen conductor de calor comparado con otros, pero es buen conductor de la electricidad. Hace aleaciones fácilmente con otros metales como el oro y la plata para la producción de amalgamas, pero no con el hierro. Es insoluble en agua y soluble en ácido nítrico. Este metal es anómalo en varias de sus propiedades, pero es noble debido a que posee un potencial redox positivo Hg^{2+}/Hg (+0,85V). Se caracteriza por tener la primera energía de ionización más alta de todos los metales ($10\,4375 \text{ eV}$)². Los cationes de Hg^{2+} poseen muy baja entalpía de hidratación comparada con la del zinc (Zn^{2+}) y la del cadmio (Cd^{2+}), con preferencia por la coordinación 2 en los complejos de mercurio (II), como el oro (I) isoelectrónico. Esto conduce a que los potenciales redox de aquéllos sean negativos y que el del mercurio sea noble (positivo). La poca reactividad del mercurio en procesos oxidativos se justifica por los efectos relativistas sobre los electrones $6s^2$, muy contraídos hacia el núcleo, y por la fortaleza de su estructura electrónica de pseudogas noble.

Este hermoso y mortífero metal ha fascinado a los seres humanos desde la Antigüedad por ser el único que se conocía que a temperatura ambiente su estado es líquido. Por su aspecto, los antiguos asumían que el mercurio tenía algún tipo de característica sobrenatural. Los chinos y los hindúes lo usaban antes del 2000 a.C.; se tienen reportes de que el emperador chino Qín Shǐ Huáng Dì de la dinastía Qin (221-206 a.C.) tomaba pócmas de mercurio porque creía que tenía poderes curativos extraordinarios que lo harían inmortal. Sin embargo, el rey murió por envenenamiento. Los griegos utilizaban el mercurio para elaborar ungüentos, y los egipcios, en sus tumbas que datan del 1500 a.C. Estos últimos y los romanos lo empleaban como cosmético. También se conoce que alrededor del año 500 a.C. se usaba para formar amalgamas con otros metales. Evidencias recientes reportan que este elemento ha sido encontrado en algunos templos prehispánicos de las culturas maya y azteca. Durante siglos este metal fue utilizado en medicina. Incluso, recientemente se seguía usando en antisépticos, laxantes, antidepresivos y fármacos para combatir la sífilis, así como en las incrustaciones dentales. El mercurio se ha utilizado principalmente para la fabricación de productos químicos industriales o para aplicaciones eléctricas y electrónicas. Por ejemplo, cantidades cada vez mayores de vapores de mercurio (mercurio gaseoso) son utilizadas en la fabricación de lámparas fluorescentes. Su aplicación más conocida ha sido en la elaboración de algunos termómetros, en especial para medir temperaturas elevadas.

La mayoría de los adultos habrá ocupado termómetros de mercurio y muchos de nosotros aún tenemos amalgamas de dicho metal en nuestros dientes. Algunos medicamentos que contienen mercurio y las incrustaciones dentales encontrarán su destino en la atmósfera, sumado a que, si algunos esperamos ser incinerados, el humo, en conjunto con nuestros restos corporales con mercurio, estará disponible en el ambiente. Pero los rellenos dentarios y los bulbos rotos sólo representan una pequeña fracción de las 2 000 toneladas de mercurio libe-

radas por los seres humanos en el entorno ambiental cada año. Alrededor de una cuarta parte es subproducto de la generación de energía. Hay rastros de mercurio en el carbón, por lo que las centrales eléctricas de carbón bombean vapor de mercurio a la atmósfera, aunado a que más de un tercio es consecuencia de nuestra codicia por el oro. En efecto, cuando se hierve el mercurio para obtener oro puro, el vapor es liberado al aire. Se estima que en todo el mundo entre 10 y 15 millones de mineros en pequeña escala excavan, dragan y usan esclusas para buscar oro, y muchos utilizan mercurio para separar el metal puro del limo.

El mercurio es un metal altamente tóxico, no esencial y de origen natural, con una variedad de usos. No es necesario para ningún proceso biológico conocido y su presencia en el cuerpo humano puede ser perjudicial, en especial para el sistema nervioso. Se ha comprobado el efecto neurotóxico del mercurio; afecta el cerebelo, el cual es la parte central del cerebro que contribuye al correcto y coordinado movimiento del cuerpo. La principal fuente dietética de compuestos neurotóxicos de mercurio es la ingestión de especies de metilmercurio acumuladas en los peces. En el agua, los microorganismos transforman el mercurio en una molécula orgánica altamente tóxica: el metilmercurio (MeHg), que se absorbe con facilidad en organismos de algas y plancton. El metilmercurio de los peces se ha relacionado con daño neurológico conocido como enfermedad de Minamata, el cual se considera grave. A ese padecimiento se le dio ese nombre debido a una intoxicación crónica y en masa generada por exposiciones altas de metilmercurio en Japón, donde la Chisso Corporation, una empresa de fertilizantes, de petroquímicos y de plásticos, vertió toneladas de mercurio en la bahía de Minamata (1932-1968), lo que propició la formación de MeHg y su paso en la cadena trófica a través de la bioacumulación y la biomagnificación en los peces. La población nativa consumidora de pescado resultó afectada. Los bebés recién nacidos tuvieron trastornos del neurodesarrollo, lo que ahora se conoce como —el

referido— síndrome de Minamata. En los adultos, los síntomas incluyen ataxia, alteración sensorial en manos y pies, deterioro de los sentidos de la vista y el oído, debilidad y, en casos extremos, parálisis y muerte, así como mayor riesgo de infarto de miocardio. A pesar de su importancia, la identidad química completa de la coordinación del mercurio en el tejido animal sigue siendo desconocida. Las propiedades tóxicas de cualquier elemento dependen en términos críticos de la forma molecular; por ejemplo, los derivados de mercurio dialquilo son tóxicos en niveles tan bajos que se consideran súper nocivos, mientras que el seleniuro mercúrico tiene una relativa toxicidad baja y se acumula como un producto de desintoxicación en apariencia benigno en mamíferos marinos. Conocer la naturaleza química de un tóxico potencial es, por lo tanto, esencial para entender sus propiedades perjudiciales. El mercurio es muy flexible en su coordinación de elementos no metálicos, con especies estructuralmente caracterizadas que exhiben números de coordinación entre dos y ocho. En días recientes, estudios genéticos y del comportamiento sugieren que los niveles de mercurio son proporcionales a la edad (tanto de exposición como de prueba) y el trasfondo genético determina los procesos y el resultado de enfermedades causadas por este metal.

Debemos tomar con seriedad la toxicidad de ese elemento y unirnos a uno más de los desafíos medioambientales: minimizar y evitar el incremento de contaminación por el fascinante, hermoso y mortífero mercurio.

81. Talio: tallo verde

MARÍA DE LOS ÁNGELES MENDOZA*



El talio (Tl) es considerado uno de los metales más tóxicos para los seres humanos, incluso más que el mercurio (Hg), el cadmio (Cd) y el plomo (Pb). Fue descubierto en una planta industrial de ácido sulfúrico por el químico inglés sir William Crookes, quien en 1861 observó una banda espectral verde brillante que desapareció con rapidez; de ahí proviene su nombre griego *thallos*, que significa “tallo verde”.

Con número atómico 81, su ubicación en la tabla periódica es en el grupo del boro (el 13), periodo 6. Es vecino del indio, el mercurio, el plomo y el nihonio. Tiene la siguiente configuración electrónica: $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$.

Es muy poco abundante en la corteza terrestre, alrededor de 0.00006%, y jamás está solo; principalmente forma parte de minerales de hierro, cobre, sulfuros y seleniuros. En el ambiente se puede encontrar en las emisiones de fábricas de cemento, plantas carboneras y esmaltadoras.

También se halla en especies mineralógicas; por ejemplo, en los concentrados minerales del zinc (Zn), en muy poca cantidad, desde 20 a 100 ppm. Se le considera una impureza para

* Investigadora en el Departamento de Ingeniería Química, Electrónica y Biomédica, Universidad de Guanajuato. Sus líneas de investigación contemplan el desarrollo y la caracterización de complejos metálicos con aplicación industrial y la determinación estructural de biopolímeros (proteínas y polisacáridos). Correo: angeles.mendoza@ugto.mx.

los circuitos de procesamiento hidrometalúrgico del zinc; es decir, aunque se presenta en poca cantidad, contamina el producto en esos circuitos.

El talio puede causar mucho daño en el cuerpo, pues es demasiado tóxico. Se absorbe a través de la piel, mediante los órganos respiratorios y por digestión. El contacto puede darse durante la elaboración de venenos para ratas, en los cuales se usa como sulfato (sulfato de talio, Tl_2SO_4).

Una de sus características es que no tiene olor ni sabor, y si por accidente una persona mantiene contacto con esa sustancia nociva, le puede ocasionar dolores muy fuertes en el estómago y en las articulaciones y daño a su sistema nervioso, que causa parálisis y hasta psicosis. Quien lo ingiere puede llegar a perder el pelo, y en dosis de 8 a 15 mg por kg de peso provoca la muerte.

Cuando se encuentra en forma monovalente (Tl^I) es inofensivo, pero si está en la trivalente (Tl^{III}) se facilita su interacción con grupos sulfhídricos presentes en enzimas mitocondriales, como piruvato deshidrogenasa y succinato deshidrogenasa, así como en moléculas ricas en cisteínas-keratina. De esta manera, ocasiona severos daños en la respiración celular, modifica la permeabilidad de la membrana mitocondrial y provoca anomalías en piel, cabello y uñas.

Una de sus aplicaciones es el sulfuro de talio, utilizado para la fabricación de celdas fotoeléctricas sensibles a las radiaciones infrarrojas. En su forma de cristal de bromoyoduro de talio sirve como transmisor de radiación infrarroja, y cuando es un cristal de oxisulfuro de talio actúa como receptor de esa radiación, lo cual es útil para sistemas de comunicación. También se puede usar para la detección de radiación gamma, al activar cristales de yoduro de sodio.

Un uso lúdico se presenta en los fuegos artificiales. Los diseñadores de éstos investigan qué tipo de materiales y elementos químicos pueden mezclar con la pólvora para lograr cada uno de los colores deseados. Por mencionar algunos de los ele-

mentos de la tabla periódica, se usa el cobre para destellos celestes, el sodio para el color amarillo, el potasio para el magenta y el talio para un tono verde azulado.

El talio también se utiliza como catalizador para crear ciertas aleaciones metálicas, en la manufactura de componentes electrónicos, de colorantes, de lentes para óptica, de joyería y de superconductores. En el siglo XIX sirvió para tratar enfermedades como la sífilis y la blenorragia.

Es útil en las exploraciones del esqueleto que permiten detectar pequeños cambios osteoblásticos antes de que éstos puedan ser captados con una radiografía o una tomografía computarizada; por ejemplo, en identificación de tumores óseos y en el seguimiento de terapias anticancerígenas.

En la actualidad es muy útil en imagenología médica, donde se usa el isótopo 201 (^{201}Tl), el cual se comporta como un catión monovalente con propiedades biológicas similares al potasio, que se conduce como un ion intracelular. La administración se realiza vía endovenosa, en forma de cloruro de talio, que en esencia se distribuye de manera proporcional al flujo sanguíneo regional y al metabolismo tisular. Se aplica para realizar estudios de perfusión y viabilidad miocárdicas y en la patología de las glándulas paratiroides. También se ha empleado en la detección de una gran variedad de tumores malignos, principalmente del sistema nervioso central, debido a que posee afinidad por el tejido tumoral.

Entre sus aplicaciones oncológicas se ha demostrado su eficacia en la detección primaria de carcinoma de cabeza y cuello.

82. Plomo: oro impuro

VÍCTOR MANUEL RODRÍGUEZ CHÁVEZ*



Sin duda alguna el ser humano dejará una huella imborrable en la historia de la Tierra. Desde el momento en que evolucionó hasta llegar a ser lo que es hoy ha aprovechado una de las cualidades más grandes que posee: la curiosidad, misma que lo ha llevado a grandes descubrimientos. Sin ellos, la vida sería muy distinta. Un ejemplo son los metales. Nunca hubiésemos imaginado que una simple piedra podría convertirse en una especie de líquido y, al tomar de nuevo la temperatura ambiente, adquirir algunas propiedades, resistencia o formas muy diferentes que sirven para la supervivencia de las personas.

Tuvieron que pasar muchos años para que la especie humana llegase hasta este punto; primero entendió la naturaleza del metal nativo, aunque rara vez se encuentra de esta forma, y tal vez con el paso del tiempo comenzó a recolectar minerales con distintos colores y texturas. De esta forma experimentó hasta obtener metales que tenían diferentes características a los ya conocidos. Tiempo después a alguien se le ocurriría clasificarlos según sus propiedades y elaborar una tabla periódica de los elementos.

Uno de los primeros metales conocidos por la humanidad fue el plomo, en conjunto con la plata. Este metal, que tiene una gran afinidad con los metales preciosos, se puede encon-

* Investigador en el Cinvestav, Unidad Saltillo. Su línea de especialidad se centra en la metalurgia no ferrosa. Correo: victor.rodriguez93@outlook.com.

trar en la galena o en la argentita. En el año 2000 a.C., en China e India, ya se sabía fundirlo, y alrededor del 400 a.C. se empezó a usar. Sin embargo, fueron los egipcios los primeros en tener noción de la existencia del plomo.

Tres milenios antes de Cristo, Asia Menor tenía el control casi absoluto de la producción de plomo y plata por una de las técnicas metalúrgicas más antiguas: la tostación, que empleaba como combustible, y al mismo tiempo como reductor, el carbón de leña. Luego se recuperaba el plomo de manera secundaria por copelación, método que tiene una antigüedad aproximada de 3 000 años; ese proceso de recuperación de plata de alta pureza y de plomo permitió una rápida difusión de este último, ya que es resistente a la corrosión y muy maleable.

Mientras tanto, en Grecia, específicamente en Atenas, hubo un progreso enorme gracias a las minas de Laurion, ricas en minerales cuyos componentes principales eran el plomo y la plata. Pero no todo era tan simple como se creía, pues aunque en Roma el plomo ya formaba parte de la vida de sus habitantes —por ejemplo en las tuberías—, ya se tenían los primeros vestigios de perturbaciones en el medio ambiente.

Un dato curioso del plomo es que, por su apariencia, se le confundía con el estaño, así que se le conocía como *estaño plumbum* en Babilonia; en Grecia era llamado *molíbdos*, y finalmente, el nombre y el símbolo químico, Pb, se debe a los romanos, ya que *plumbum* proviene del latín.

Hubo una época en que se creía que el plomo podría convertirse en oro. La alquimia despertó la curiosidad de unos y la incredulidad de otros, pues ¿cómo sería posible tal transformación? Los alquimistas se defendían con base en que la densidad de ambos metales era muy similar; decían que el plomo era la representación impura del oro, por lo cual afirmaban que era causal de las enfermedades de la Edad Media. Nunca lograron su cometido.

Y así transcurrieron los años, o mejor dicho los siglos. A este metal sólo se le daba uso artesanal hasta la aparición de las ar-

mas de fuego que emplearon el plomo en la fabricación de proyectiles, que hasta ahora sigue vigente. Sin embargo, a pesar de la magnitud del descubrimiento de los egipcios, el plomo fue visto como un subproducto de no mucha importancia, pues la industria minera de ese entonces sólo se enfocaba en la producción de metales preciosos como la plata, dejando residuos de azufre y plomo que polucionaban la atmósfera ante su indiferencia, lo cual provocó enfermedades y envenenamiento, así como la contaminación de los mantos freáticos debido a la corrosión de tuberías y a la presencia de este elemento en pinturas, de modo que se convirtió en uno de los metales cuyo efecto dañino en la salud es mayor que otros.

A pesar de su toxicidad tiene múltiples usos, entre los que destaca la fabricación de baterías, soldaduras, armamento y aleaciones; también se empleó como aditivo en la gasolina hasta que en 1996 fue prohibido, ya que al entrar en contacto con los motores vehiculares el elemento era quemado y generaba sales de plomo que se liberaban a la atmósfera y recorrían grandes distancias hasta caer de nuevo al suelo en unión con la lluvia.

El descubrimiento masivo de elementos en la corteza terrestre orilló a buscar alternativas que los clasificaran pues, aunque algunos podrían ser diferenciados de otros con facilidad, había algunos cuyas propiedades generaban confusiones. Un dato curioso es que el plomo no aparecía en la tabla realizada por Mendeléiev, ya que, según su criterio, no cumplía con los atributos que debía tener un elemento para integrarlo.

Hoy en día, el plomo es uno de los 118 elementos que conforman la tabla periódica, ubicado en el grupo 14, periodo 6 y bloque *p*, número atómico 82 y peso atómico 207.2; sus valencias químicas son 2 y 4. Es un metal gris-azulado que existe en pequeñas cantidades en la Tierra, resistente a los ácidos sulfúrico y clorhídrico, poco soluble en agua, y es uno de los metales más densos ($11\,340\text{ kg/m}^3$), con excepción de los metales preciosos.

83. Bismuto: masa blanca

MARÍA EUGENIA MENDOZA ÁLVAREZ*



Corre el año de 1450 y un frío glacial y húmedo flota en Erfurt, región de Turingia... Días cortos y noches cada vez más largas. Basilius Valentinus, enfundado en su negro hábito benedictino, se dirige apresurado al convento de San Pedro para proseguir, entre retortas, matraces y hornos, con su búsqueda de la transmutación de los metales. Es un monje alquimista y su interés lo comparte con otros monjes de diversas órdenes religiosas, pues en busca de las manifestaciones palpables de la divinidad interrogan a la naturaleza con experimentos. Primero deben extraer los metales de los minerales y luego seguir sus transformaciones. ¡Ah, los minerales! Esos frutos de la naturaleza tan bellos y que encierran la historia de la formación de la madre Tierra.

Basilius, con la satisfacción de haber recapitulado diversos métodos para separar un metal de los minerales, el antimonio, conocido desde tiempo atrás por egipcios y babilonios, un día recibió un extraño espécimen de la mina de Schneeberg, Sajonia. Y al realizar sus procedimientos habituales para extraer los metales encontró una masa blancuzca parecida al plomo e in-

* Investigadora del Instituto de Física, Benemérita Universidad Autónoma de Puebla. Sus líneas de investigación contemplan el estudio de la relación estructura-propiedades en materiales ferroicos y las estructuras jerárquicas en sistemas complejos. Correo: emendoza@ifuap.buap.mx.

cluso al antimonio. No estaba seguro de qué cosa era, así que la llamó *wizmut* (masa blanca). Sin embargo, sus afanes estaban en otros minerales, así que lo dejó a un lado. Pasados algunos años, el médico alquimista suizo Theophrastus Phillippus Aureolus Bombastus von Hohenheim, mejor conocido como Paracelso, quien se interesaba profundamente en la preparación de medicamentos basados en minerales, retoma el estudio del *wizmut* y encuentra que es una sustancia quebradiza, distinta al plomo, al antimonio y al estaño, conocidos ya en la medicina de la época; al igual que Basilius Valentinus, Paracelso no le da mayor importancia y abandona su búsqueda. En 1546 Georgius Agricola, también estudioso de los minerales, escribe en el libro x de su obra *De natura fossilium*: “Conseguí la separación de un nuevo metal... Es similar al plomo y al estaño, pero es quebradizo y más duro que ambos; su densidad es intermedia”.

También los alquimistas árabes estudiaban este elusivo metal; era difícil distinguirlo y por eso lo llamaron *bi-ismid*, que significa “con las propiedades del antimonio”. Aunque no estaba claro para los alquimistas qué cosa era esa masa blanca, se utilizó aleada con el antimonio para fabricar los tipos para las planchas de las imprentas que Gutenberg había popularizado, porque debido a su bajo punto de fusión era fácilmente “combinable” con otros metales. También se usó como pigmento gris por los artistas de la época; por ejemplo, Rafael en la *Ansidei Madonna* (1505), Francesco Granacci en el *Retrato de un hombre con armadura* (1510). Así transcurre el tiempo y en 1753 Claude-François Geoffroy demuestra, en su manuscrito publicado en las *Memorias* de la Academia Francesa, que el *wizmut* era un metal diferente al plomo, al estaño y al antimonio; por ello se le considera el descubridor del bismuto.

¿Cuáles son las propiedades de este elemento metálico por las que fue tan utilizado en la Edad Media? Por su bajo punto de fusión, 271.5 °C, se empleó para fabricar aleaciones: con plomo y estaño para la aleación conocida como *pewter* y con antimonio para los tipos de las imprentas. Este empleo del bismuto me-

tálico también ocurrió allende Europa. En 1984, un grupo de arqueólogos que exploraba en Macchu Pichu, Perú, sede de la cultura inca, encontró un cuchillo con cabeza de llama fabricado con dos tipos de bronce: uno con bajo contenido de estaño, y el otro, extraordinario, es el bronce de la cabeza de la llama, pues contiene 18% de bismuto, que además de dotar con una tonalidad grisácea clara a esta pieza arqueológica, la cual resalta su belleza, también facilitó el proceso de fundición doble, pues, según los estudios que se le realizaron a la misma en 1984, el bronce rico en bismuto no penetra las fronteras de grano de la matriz. Hasta aquí dejamos la historia del descubrimiento del elemento en cuestión.

El bismuto (Bi) es un metal, reconocido y usado desde centurias atrás, que se puede separar de los minerales. ¿Cuáles minerales terrestres lo contienen y dónde se ubican los principales yacimientos? Antes de responder a la pregunta anterior consideremos el siguiente dato: la abundancia del bismuto en el universo es 7×10^{-8} %, la cual es comparable a la de la plata y el oro, que es 6×10^{-8} por ciento.

El bismuto “puro” es escaso; es más frecuente encontrarlo en minerales. A la fecha se han reportado 229 especies minerales que contienen bismuto, las cuales varían en su composición química y en su porcentaje, que va desde el metal puro hasta un contenido de solamente 0.09%. Entre las especies que contienen más bismuto están la esferobismoita y la bismita (óxido de Bi, 92.89 y 89.70%, respectivamente), la silenita (silicato de Bi, 87.81%); la bismutita (carbonato de Bi, 81.96%) y la bismutinita (sulfuro de Bi, 81.29%). Según datos de 2017, los principales países productores de este elemento (en toneladas métricas) son: China (11000), Laos (2000), México (540), Japón (430), Kazajistán (140), Canadá (25) y Rusia (4).

¿Qué tan importante es el bismuto para la sociedad del siglo XXI? Por su baja toxicidad se utiliza cada vez más como sustituto del plomo en diversos materiales, pues tiene propiedades similares, tanto en forma elemental como en forma ió-

nica. Para entender esto y sus relaciones en la tabla periódica adentrémonos en su estructura atómica; es decir, describiremos cuántos protones, electrones y neutrones posee.

El bismuto tiene un número atómico de 83, lo que significa que posee 83 protones y 83 electrones; su masa atómica es igual a 208.98 umas, lo cual implica que detenta 126 neutrones. Hasta 2003 se sabía que era el elemento metálico pesado más estable, con un solo isótopo, el 209; sin embargo, en ese año se detectó que es débilmente radiactivo, emite partículas alfa, con una vida media de ¡ 1.9×10^{19} años!, siendo el producto talio 205. Para efectos prácticos medidos en escala de vida humana, el bismuto sigue considerándose el elemento metálico pesado más estable.

El análisis de su configuración electrónica nos permitirá continuar conociéndolo mejor. En su estado basal, los 83 electrones están distribuidos en los siguientes orbitales: [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$, sus cinco electrones más externos están en orbitales *s* y *p*, característica que comparte con el antimonio ([Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^3$), el arsénico ([Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^3$), el fósforo ([Ne] $3s^2 3p^3$) y el nitrógeno ([He] $2s^2 2p^3$). Por eso forman un grupo: el de los *pnictógenos*.

Otras propiedades notables del bismuto son su baja conductividad térmica, atípica entre los metales, 7.97 W/mK; además de que es el elemento químico más diamagnético que existe.

84. Polonio: en honor a Polonia

MARÍA ESTER BRANDAN*



El polonio ocupa el lugar 84 en la tabla periódica. Tiene el honor de haber sido el primer elemento descubierto por Marie Sklodowska-Curie y Pierre Curie, en julio de 1898. El polonio se produce de manera natural por el decaimiento del uranio y del torio y se le encuentra —en bajísimas concentraciones— en los minerales que contienen uranio (U) y torio (Th). Los usos del isótopo 210, que mencionaremos más adelante, lo hacen interesante y se han diseñado métodos de producción artificial que exponen bismuto-209 (natural) a altas fluencias de neutrones en reactores nucleares.

Cuenta la historia que en 1894 Marie Sklodowska terminó con éxito sus estudios de física y matemáticas en La Sorbona, en París, y se aprestaba a realizar estudios de pedagogía y regresar a su nativa Polonia para ejercer como profesora. Como ocurre hasta en las mejores familias, sus planes de vida cambiaron al conocer a Pierre Curie, un famoso profesor francés de física que dirigía un laboratorio en la Escuela de Física y Química Industrial de París. Además de la docencia, Pierre investigaba el efecto piezoeléctrico, que es la generación de cargas eléctricas al ejercer presión sobre algunos cristales. Este efecto

* Investigadora del Instituto de Física, UNAM. Sus temas de investigación cubren un amplio espectro de temas en física nuclear experimental, dosimetría de la radiación y física médica. Correo: brandan@fisica.unam.mx.

lo había descubierto cuando tenía 21 años, junto con su hermano Jacques, y tenía aplicaciones en la construcción de instrumentos científicos. La profunda coincidencia de intereses de Pierre y Marie fortaleció la relación personal surgida entre ellos y se casaron en julio de 1895. A finales de ese año, él defendió su tesis doctoral que versó sobre la relación entre el magnetismo y la temperatura a través de un vínculo que se conoce como la Ley de Curie. Irene, la primera hija de la pareja, nació en 1897, y Eve, la segunda, siete años después.

En noviembre de 1895, W. C. Roentgen, en Wurzburg, Alemania, descubrió los rayos X, cuyo nombre sugiere lo novedoso e incomprensible de su naturaleza en el momento de identificarlos. El descubrimiento de los rayos X, una radiación invisible, de largo alcance y de gran poder de penetración que se producía al aplicar voltaje a un tubo de descargas, motivó de inmediato el trabajo de H. Becquerel en París quien, en febrero de 1896, identificó, por casualidad, un tipo diferente de radiación misteriosa que provenía de un puñado de sales de uranio colocadas sobre una placa fotográfica. Estos “rayos de uranio” se emitían de manera espontánea de las sales y eran capaces de atravesar materiales y dejar una imagen en la placa. Los rayos de uranio despertaron un gran interés inicial, pero no respondían ninguna de las preguntas fundamentales que explicaran su naturaleza. Fue así que Marie Curie —sólidamente apoyada en esta decisión por Pierre— decidió en 1897, a los 30 años de edad, estudiar sus propiedades como tema de tesis doctoral. En menos de ocho meses logró resultados muy importantes, gracias a los que ella bautizaría la emisión espontánea de radiación como radiactividad y crearía una nueva especialidad de la física asociada con su estudio y sus aplicaciones.

Su método de investigación no se basaba en las imágenes inducidas sobre una placa fotográfica, sino en la medida de la ionización del aire inducida por la radiación y cuantificada con un electrómetro de alta sensibilidad construido con base en el efecto piezoeléctrico descubierto por los hermanos Curie. Buscó

radiactividad en una serie de muestras de sustancias y minerales provenientes de museos y colecciones y, de manera sorprendente, también la encontró en aquellas que contenían el elemento torio.

La asociación de la intensidad de la radiactividad con la cantidad de los elementos químicos uranio y torio presentes en la muestra, constituyó, según el Comité Nobel que analizó su postulación unos años después, su más notable aporte científico. El paso siguiente fue analizar muestras de minerales que contuvieran uranio (pechblenda proveniente de la región de Bohemia) y torio. Se aplicaban técnicas químicas de separación, se analizaban los productos y, guiados por la presencia o la ausencia de radiactividad, se continuaban estudiando los subproductos. La siguiente sorpresa fue descubrir que los residuos de minerales eran más radiactivos que el uranio o el torio extraídos. La explicación propuesta consistió en que existían otras sustancias radiactivas en el mineral, además de estos dos elementos.

Junto a Pierre, quien abandonó sus propias investigaciones para colaborar en el trabajo de ella, logró aislar una sustancia radiactiva que tenía propiedades químicas similares al bismuto. La actividad de esta sustancia era unas 300 veces mayor que la del uranio. En esos tiempos no se entendía el decaimiento radiactivo, ni siquiera se conocía la estructura de los átomos, por lo que no se imaginaba una relación entre el uranio y el polonio, y se pensaba que el mineral sólo era una mezcla de sustancias.

El reporte del trabajo *Sobre una nueva sustancia radiactiva contenida en la pechblenda*, firmado por P. Curie y M. Curie, se presentó ante la Academia de Ciencias francesa el 18 de julio de 1898. Marie llamó *polonio* al “posible” nuevo material, en honor de su natal Polonia. En esos tiempos Polonia no era un Estado independiente ya que se encontraba bajo el dominio de Rusia, Prusia y el Imperio austrohúngaro, y esta decisión mostró sus fuertes sentimientos nacionalistas.

Una vez terminado el trabajo con el polonio siguió la investigación de otra sustancia radiactiva observada en las muestras minerales, ésta con una química similar a la del bario. Pero ésta

es la historia del radio y la relataremos en la sección correspondiente al elemento 86 de la tabla periódica.

Marie Curie defendió su tesis doctoral *Investigaciones sobre sustancias radiactivas* en junio de 1903. A finales del mismo año, el Premio Nobel de Física fue otorgado, una mitad a H. Becquerel por el descubrimiento de la radiactividad y la otra mitad, compartida, a Pierre y a Marie Curie, por los extraordinarios resultados de su trabajo conjunto en el estudio de los fenómenos asociados con la radiactividad.

El polonio tiene 50 isótopos conocidos, con masas atómicas entre 180 y 230 (estimado). El polonio 210 es de interés particular debido a las características de su decaimiento. Es parte de la cadena radiactiva $4n + 2$ y decae con vida media de 138 días por emisión alfa al estado base del plomo 208, que es estable. Ésta es una emisión alfa sin rayos gamma asociados, así que la totalidad de los 5.3 MeV del decaimiento se depositan de manera local en el material que rodea al átomo, lo que permite calentar el material con mucha eficiencia (un gramo de polonio 210 libera una potencia de 140 watts) y la ausencia de rayos gamma hace que toda la radiación se deposite *in situ*, sin necesidad de contar con blindajes de protección. El polonio se usa como una fuente liviana de energía “termoeléctrica” en baterías de satélites artificiales y sondas espaciales. Hay polonio 210 en el humo del tabaco y, junto al alquitrán, es la supuesta causa de la inducción de cáncer de pulmón por el tabaquismo.

El decaimiento del polonio jugó un papel importante en la historia de la física hace más de 100 años, ya que Ernest Rutherford planteó la existencia del núcleo atómico al interpretar un experimento realizado por Geiger y Marsden (mal llamado experimento “de Rutherford”) en el que se usaron haces colimados de partículas alfa de polonio y de bismuto. En este experimento, las partículas alfa (de fuentes radiactivas que provenían del laboratorio de Marie Curie) incidían sobre un blanco de oro y algunas se dispersaban a grandes ángulos; indicaban la presencia de un pequeño núcleo atómico de carga positiva.

Desde el inicio del siglo XXI hemos visto un uso menos edificante del polonio 210.

En 2006, el ex espía ruso Aleksandr Litvinenko fue asesinado con polonio 210 en Londres después de beber un té envenenado con el radionúclido. Al no haber rayos gamma asociados, el polonio 210 pudo haberse transportado en un simple frasco sin activar los detectores de seguridad en aeropuertos ni en otros sitios. Las evidencias señalan que este envenenamiento fue la respuesta del gobierno de Vladimir Putin a la investigación que Litvinenko realizaba en relación con el asesinato de una periodista.

Terminamos comentando que el polonio fue el primer elemento descubierto por los Curie, quienes empezaron por el más difícil, ya que su abundancia constituye sólo 0.2% de la del radio. Sin duda, con el polonio se estableció una técnica que facilitó lo que seguiría con el radio, cuyo aislamiento fue un verdadero *tour de force*.

85. Astat: escaso e inestable

MARCO ANTONIO CHÁVEZ ROJO*



La primera vez que escuché el nombre de este elemento químico me recordó cuando mi abuela me decía: “¡Estate quieto!”, y luego se quejaba con mi madre:

—Este muchacho no se está.

Y yo, haciéndome el chistoso, le contestaba (y en el fondo me burlaba de su dialecto *abueleño*):

—Aquí estoy, abuelita.

—Sí estás, pero no te estás —terminaba ella con una brillante demostración gramatical.

Estar tiene la misma raíz griega que *estática*, *estatus*, etc., que significa estar de pie, en equilibrio, estático, sin movimiento, y el prefijo *a-* (*an-*) se utiliza para denotar negación o ausencia de algo, como en *apatía*, *analfabeto*, *atemporal*. De manera que si mi abuelita hablara griego hubiera podido regañarme diciendo que yo era un *astato*.

Así fue como nombraron al esquivo elemento 85. Fueron Dale R. Corson, Kenneth Ross MacKenzie y Emilio G. Segrè (quien ya apareció en la escena 43 de esta película) quienes lo sintetizaron por primera vez en 1940, en la Universidad de California, en Berkeley. A pesar de que la tabla construida por

* Investigador de la Facultad de Ciencias Químicas de la UACH. Sus líneas de investigación son la física estadística y las suspensiones coloidales. Correo: mchavezrojo@gmail.com.

Dmitri Mendeléiev en 1869 ya predecía su existencia, este elemento no se dejaba encontrar en la naturaleza. Era así como simplemente se limitaban a nombrarlo como “aquel elemento que está a una posición de distancia (hacia abajo) del yodo”: *eka-yodo*.

Es curioso el origen de los nombres de los 118 elementos de la tabla periódica; 33 deben su nombre a alguna propiedad del elemento (color, apariencia, algo que producen, el uso que se les daba...); 29 se nombraron de ese modo por el continente, país, ciudad o pueblo donde fueron descubiertos/sintetizados o por el origen de su descubridor; 19 llevan el nombre de algún personaje de la mitología griega, romana, escandinava o germana; 16 rinden honor a 17 científicos (el curio hace homenaje a un matrimonio); otros 13 fueron bautizados así por el mineral o el compuesto de donde se aislaron, y los ocho restantes tienen un nombre cuya etimología nos dice algo sobre su historia. Así, el nombre del tecnecio indica el orgullo por la técnica humana, al haber sido el primer elemento sintetizado de forma artificial. El neón, como todo, en su momento era nuevo, o sea, un neoelemento. El xenón (raro, extraño), el kriptón (oculto), el lantano (escondido) y el disprosio (difícil de alcanzar) nos relatan en su nombre cuánto habrán sufrido sus descubridores para aislarlos. Finalmente, sólo hay dos elementos cuya denominación es negativa: argón, “no activo” (es un gas inerte), y astato, “no estable”.

Y es que el astato de verdad no está y no se está. No está, porque sencillamente no está aquí, no hay. Es el elemento más escaso del mundo, seguido de cerca por el francio. En este momento no hay más de 28 gramos de astato en todo el planeta. Y no se está, porque en realidad no se queda quieto. El núcleo de un átomo de astato —como el de todos sus vecinos cercanos en la tabla periódica— es muy inestable y muy pronto sufrirá una reacción de desintegración nuclear, en la que se desprenderá de protones y neutrones y su núcleo, al quedar con menos protones, será el de otro elemento químico. Con mucha frecuencia, este proceso termina en un átomo de plomo: una es-

pecie de alquimia a la inversa, como la han llamado (véase el capítulo sobre el francio).

A su vez, cada átomo de astato es producto de la desintegración de núcleos de elementos más pesados; por esta razón las pocas trazas que pueden existir de este elemento en la naturaleza se encuentran en depósitos de uranio y torio. De esta manera, mientras que continuamente están apareciendo nuevos átomos de astato, al mismo tiempo se transmutan en otros elementos menos pesados.

De hecho, si un átomo de astato se desprende de sus nucleones, entonces es posible forzar el proceso inverso; por ejemplo, bombardear átomos de bismuto (93 protones) con partículas alfa (núcleos de helio: dos protones y dos neutrones) y convertirlos en núcleos de astato con sus 95 protones. Éste es el método de síntesis empleado en su descubrimiento y en su producción.

En la actualidad se conocen 41 isótopos del astato, todos radiactivos y con tiempos de vida media que van desde ocho horas hasta nanosegundos. Este brincoteo de una celda a otra de la tabla periódica, aunado a los tiempos tan cortos de vida media que tienen los isótopos de este elemento, es lo que hace tan difícil detectarlo, aislarlo, conservarlo, utilizarlo y medir sus propiedades. Por eso sabemos muy poco de sus propiedades físicas o químicas. A lo más, podemos hacer estimaciones teóricas basadas en extrapolaciones a partir de las propiedades de otros elementos menos tímidos. Precisamente ésta es la grandeza de la tabla periódica: su capacidad predictiva que, por un lado, guió a los hombres de ciencia a buscar elementos que debían existir (véase silicio, galio, germanio y tecnecio), y por el otro, nos permite adivinar las propiedades fisicoquímicas de un elemento a partir de los elementos de su grupo; en nuestro caso, el grupo de los halógenos.

Otro aspecto importante de la radiactividad de este elemento es la promesa de futuras aplicaciones en el tratamiento del cáncer. Los núcleos de astato emiten partículas alfa que tienen

un elevado potencial destructivo de las células malignas. Para simplificar mucho la idea, imaginemos que queremos derribar un edificio y lanzamos una bala a una velocidad increíblemente alta. El resultado no será el deseado, ya que podrá atravesar las paredes y hacer un boquete, pero derribarlo, en definitiva, no. En cambio, si utilizamos una bola de demolición, con una masa miles de veces mayor que la de la bala, aun cuando la lancemos a una velocidad muchísimo menor, ésta sí podrá acabar con el edificio. Ahí radica la diferencia entre los daños producidos por la emisión de partículas alfa, con una masa unas 7000 veces mayor que la de las partículas beta, que son electrones o positrones.

La llamada terapia dirigida con partículas alfa (TAT, por sus siglas en inglés), con el empleo del isótopo astato 211, cuya vida media es de 7.2 horas, ofrece muchas ventajas potenciales. Entre ellas, su relativo costo bajo y el hecho de que puede ser producido en un ciclotrón, en contraste con la mayoría de los emisores de partículas alfa que se han investigado para esta aplicación (bismuto 212 y 213, radio 223, actinio 225 y torio 227), los cuales son productos de cadenas de desintegración natural. El astato 211 se puede producir a través de la reacción nuclear $^{209}\text{Bi}(\alpha,2n)^{211}\text{At}$, que significa: “Si bombardeamos bismuto 209 con una partícula alfa, los dos protones los atraparé el núcleo; entonces tendremos astato 211 y se desprenderán los dos neutrones restantes”. Además, recordemos que pertenece a un equipo muy reactivo, el de los halógenos, que puede enlazarse con facilidad a una biomolécula y ésta ser transportada hacia un sitio específico.

Como en todo, hay inconvenientes. En primer lugar, su limitada disponibilidad: sólo hay cerca de 30 ciclotrones capaces de producir este isótopo en el mundo. Y, en segundo lugar, se debe afinar bien esta técnica para lograr, con la mayor eficiencia posible, la producción del isótopo 211, porque un resultado indeseable es la producción de astato 210 que, mediante un decaimiento beta, se convierte en el famoso asesino polonio 210, ya conocido por ustedes.

Estamos seguros de que nuestra comprensión de la naturaleza y el desarrollo de tecnología para mejorar nuestra calidad de vida seguirán avanzando. Al fin y al cabo, nada puede evitar que la ciencia —otra inquieta— continúe su camino y nos descubra sorprendentes misterios sobre este escurridizo e hiperactivo elemento.

86. Radón: noble y dañino

CARLOS VÁZQUEZ LÓPEZ*



En 1899 Rutherford y Owens notaron ciertas emanaciones radiactivas provenientes del óxido de torio, y al acumularse en un recipiente detectaron que la radiactividad duraba algunos minutos. Sin saberlo, descubrieron lo que sería identificado más tarde como radón 220, que también ha sido llamado *torón*, el cual tiene un tiempo de vida medio de 51 segundos y forma parte de la cadena radiactiva encabezada por el torio 232. Los núcleos de torón se transmutan en polonio 216, que emiten una partícula alfa: $^{220}\text{Rn} \rightarrow ^{216}\text{Po} + \alpha$.

Pocos meses después, los esposos Curie percibieron de igual manera una emanación gaseosa y radiactiva proveniente del bromuro de radio. El radio forma parte de la cadena radiactiva del uranio 238.

La emanación del radio también fue monitoreada y se observó que dejaba de ser radiactiva después de varios días. Luego se determinó que el tiempo de vida medio de los núcleos de radón 222 era de 2.8 días. Éste fue el descubrimiento del radón 222, el cual es el isótopo de mayor importancia de este elemento, ya que es el que domina la radiactividad ambiental a la que estamos expuestos (57% de las radiaciones ambientales son del radón

* Investigador del Departamento de Física, Cinvestav. Sus áreas de estudio son la materia condensada y la microscopía de tunelamiento y de fuerza atómica. Correo: cvlopez@fis.cinvestav.mx.

222). Los núcleos de radón 222 se transmutan de la siguiente manera: $^{222}\text{Rn} \rightarrow ^{218}\text{Po} + \alpha$. El polonio 218 y algunos de sus descendientes también son radiactivos. En 1903 André-Louis Debierne observó emanaciones similares de un descendiente del actinio. El gas emitido, que en realidad es el radón 223, tiene un tiempo de vida medio de 3.96 segundos, y es conocido como actinón, elemento de la cadena radiactiva del uranio 235: $^{223}\text{Rn} \rightarrow ^{215}\text{Po} + \alpha$.

Algunas publicaciones adjudican de manera errónea el descubrimiento del Rn al físico alemán Friedrich Ernst Dorn. En realidad lo que hizo este último fue repetir los experimentos de los Curie, con un emisor más activo. Dorn es reconocido porque descubrió que existen elementos químicos con diferente masa atómica, a los cuales llamó *isótopos*, lo cual permitió, junto con Rutherford, el entendimiento de la transmutación natural de los elementos radiactivos.

La corteza terrestre tiene minerales de uranio y torio, distribuidos de manera heterogénea. El uranio 238, el uranio 235 y el torio 232 encabezan las tres cadenas de decaimiento radiactivo que existen en la actualidad, y entre sus descendientes están los tres isótopos del único elemento gaseoso: el radón, que, por ser un gas noble, se compone de átomos esféricos, sin “ganchitos” (carecen de enlaces electrónicos), lo que les permite gran movilidad de difusión y de convección a través de las porosidades, grietas y agua. De manera que a la superficie terrestre llega de manera predominante el radón 222, por ser el de mayor tiempo de vida media.

Aunque el descubrimiento de este gas noble es de poco más de 100 años, ya había sido protagonista de las fatalidades de los mineros de Europa central antes de 1600. A finales del siglo XIX se dedujo que la causa más frecuente de los decesos fue el cáncer de pulmón, y hasta 1924 se determinó que estos casos podrían atribuirse a la exposición al gas radón, ya que la actividad radiológica del radón en muchas minas supera el millón de becquerels/m³ (1 becquerel = 1 Bq = 1 desintegración nuclear

cada segundo). La EPA (Agencia de Protección Ambiental de Estados Unidos) ha establecido una actividad máxima de 148 Bq/m³ para ser considerada inocua.

Este gas es ocho veces más denso que el aire, y lo es más en condiciones normales. Pero también es el gas noble menos abundante. El radón 222 se acumula en lugares cerrados: cuevas, casas y edificios herméticos. Por esta causa es recomendable ventilar nuestro hábitat.

Los efectos que produce en la salud tienen lugar, principalmente, a través de su inhalación, siendo los descendientes del radón los de mayor riesgo, ya que tienen vida media corta, forman parte de los aerosoles de las partículas microscópicas, se acumulan en el tracto respiratorio y son emisores de partículas alfa y beta. Parte de estos aerosoles son arrastrados por un movimiento ciliar al aparato digestivo, y en cantidades suficientes pueden afectar varios órganos. Los descendientes del radón 222 son: el polonio 218, el plomo 214, el bismuto 214, el polonio 214 y el plomo 210. Las radiaciones de estos descendientes producen ionización en las células, crean radicales libres que pueden romper las moléculas de ADN y de ARN y de esta manera crean mutaciones nocivas que se propagan.

También se ha observado un efecto provechoso, que se está investigando en el campo de la hormesis (estudio de los efectos benéficos de las radiaciones ionizantes en el ser humano y en los demás seres vivos, a bajas dosis de radiación). Incluso hay varias asociaciones internacionales que estudian estos efectos; por ejemplo, la International Dose-Response Society (ID-RS, Sociedad Internacional de Dosis-Respuesta), administrada por la Universidad de Massachusetts, Amherst. Entre los interesantes estudios que han desarrollado se demostró que dosis ligeramente superiores a la norma de la EPA, 148 Bq/m³, fortalecen el sistema inmunológico. Por ejemplo, se ha observado que 296 Bq/m³ en los hogares disminuye de manera drástica la frecuencia de cáncer pulmonar. Se notó que el efecto de hormesis no es lineal.

El radón ha sido usado también como posible indicador de futuros sismos, aunque es un tema muy polémico. Dicho elemento es liberado de las cavidades y las microfracturas mientras la corteza terrestre se tensiona antes del deslizamiento repentino del sismo. Se pueden usar detectores dinámicos de bajo costo para monitorear la presencia de radón. Estos detectores deben colocarse a lo largo de las fallas geológicas más activas. Un aumento de la corriente de ionización puede indicar la llegada de un sismo con algunos días de anticipación.

El radón ha sido usado también en el avance científico: Rutherford utilizó una pipeta alimentada de radón, cuyas partículas alfa emitidas incidieron en una lámina delgada de oro. Las alfas desviadas pudieron ser detectadas para deducir que los átomos del blanco tienen un núcleo de diámetro mil veces menor que el diámetro del átomo, y una masa dominante, comparada con la del átomo.

El radón 222 se usa también como trazador natural con aplicaciones geofísicas, de trayectoria de ríos subterráneos, yacimientos de uranio y depósitos de hidrocarburos.

Hay varias maneras de detectar y medir la concentración de radón ambiental. Lo que se detecta son las partículas alfa que emiten los núcleos de radón, sus hijos y sus nietos. La manera más fácil y menos costosa de hacer esto es mediante la metodología de trazas nucleares. En este método se utiliza como detector un tipo de plástico llamado CR-39, el cual es colocado en el sitio de interés durante uno o dos meses. Las partículas alfa que emiten el radón y sus descendientes dejan una huella en el plástico llamada *traza latente*. Esta huella se hace visible mediante un baño alcalino de KOH 6M, a 60 °C, durante seis horas. Se contabilizan las huellas mediante un microscopio óptico. La densidad superficial de trazas es proporcional a la actividad radiológica del radón, que es el parámetro más importante para determinar el riesgo ambiental del sitio.

87. Francio: el último alcalino

LUIS A. OROZCO*



Fue en secundaria, en tercero, cuando por primera vez oí hablar del francio. El profesor de química nos hizo aprender de memoria los 103 elementos conocidos en ese entonces, por columnas y con sus valencias. Aún puedo recitar la columna de los alcalinos empezando por el litio y terminando con el francio. No volví a interesarme en el francio sino hasta llegar en 1991 a Stony Brook como profesor de física y comenzar un proyecto con Gene Sprouse para estudiar la fuerza débil nuclear utilizando ese elemento.

Los científicos del siglo XIX e inicios del siglo XX intuyeron su existencia como miembro pesado de la primera columna. Mendeléiev lo llamó *eka-cesio*. Su búsqueda se intensificó y hubo varios “descubrimientos” que probaron ser falsos en los años veinte y principios de los treinta.

Parte de la dificultad para su identificación radica en que el francio es un elemento radiactivo sin isótopos estables. Fue descubierto por Marguerite Perey, francesa nacida en 1909. Soñaba con ser médica pero un problema familiar la obligó a trabajar muy pronto. En 1929 terminó un curso de ayudante de laboratorio de química y Marie Curie la contrató para colaborar con su equipo. Se incorporó al Instituto del Radio en París y

* Investigador de la Universidad de Maryland, en College Park, Estados Unidos. Experto en óptica cuántica y espectroscopía de precisión. Correo: lorozco@umd.edu.

le fue asignada la tarea de purificar actinio, extraído de muestras provenientes de minerales con uranio. El actinio tiene 89 protones y *madame* Curie y su grupo estaban interesados en estudiar su decaimiento radiactivo; para ello necesitaban muestras altamente puras.

Marie Curie murió en 1934, pero Margarite Perey continuó trabajando con el actinio 227 que decaía con una energía de 220 keV y en 1939 logró identificar un nuevo elemento por un decaimiento radiactivo con energía inferior a 80 keV, con una vida media diferente a la del actinio 227.

Unas pruebas químicas cuidadosas la convencieron de que era un alcalino, pues se coprecipitaba con sales de cesio. El francio 223 aparece con la emisión de una partícula alfa por el núcleo del actino 227, así que tiene dos protones y dos electrones menos que el actinio.

El nombre original sugerido por Perey fue actinio-K; luego, en 1946, sugirió catio, pues creía que se trataba del catión más electropositivo de los elementos. Irene Joliot Curie, hija de Marie Curie, quien trabajaba en el Instituto del Radio, se opuso, ya que se parecía más a la palabra *gato* en inglés: *cat*. Entonces, Margarite Perey propuso que se llamara *francio*, en honor de Francia. Esto fue aceptado de manera oficial en 1949 y se convirtió en el segundo elemento después del galio en recibir una denominación alusiva al país de origen de su descubridora.

El francio fue el último de los elementos naturales identificado. Si bien es un producto natural de la desintegración del actinio, en un momento dado no hay más de 30 gramos de francio en toda la Tierra como parte de los yacimientos de mineral de uranio. Hoy en día es posible estudiar un buen número de isótopos de francio, aunque sólo uno se produce de manera natural, el 223, de ahí su peso atómico oficial, pero en aceleradores es factible producir una gran variedad desde el 200 al 230; la diversidad aumenta con el ingenio de quienes operan los aceleradores y de los que hacen los proyectiles y los blancos. Hay producción dedicada a aceleradores en Canadá,

Suiza, Italia y Japón. Es el elemento más inestable de los primeros 103 de la tabla periódica, pues entre los isótopos conocidos, tanto naturales como artificiales, es el de más larga vida media, la cual apenas llega a 22 minutos.

La estructura electrónica del francio, con sus 87 electrones, es la de un alcalino. En su estado base tiene un electrón ocupando el estado 7s y los otros 86 configurados como el radón, el gas noble más pesado; de esta manera su valencia es +1, igual que la de los otros alcalinos. Si bien no se han podido medir de manera directa muchas de sus propiedades termodinámicas y químicas, sí se han calculado con base en su calidad de alcalino. Por ejemplo, su estructura en principio es la de un metal, pero si la temperatura es superior a los 300 K se comporta como líquido.

El interés de quienes estudiamos la espectroscopía y el atrapamiento del francio es aprender algo de la fuerza débil, la fuerza iniciadora del ciclo solar: el proceso convierte hidrógeno en helio; el primero tiene sólo un protón y el segundo dos protones y dos neutrones. La fuerza débil cambia al protón en neutrón, lo cual de ese modo permite la formación de helio.

La configuración electrónica es muy sencilla desde el punto de vista del atrapamiento con láseres, ya que sólo se necesitan dos frecuencias (colores de láseres) para lograr una fuerza suficiente y constante para atraparlo. La fuerza proviene de que el láser transmite impulso (*momentum*) al átomo en una dirección, pero cuando el átomo excitado emite, lo hace con un patrón espacialmente simétrico. La fuerza en promedio es la tasa de absorción multiplicada por el impulso individual que puede ser miles de millones de veces mayor a la gravedad.

Margarite Perey fue la primera mujer electa a la Academia Francesa de Ciencia. Soñaba con utilizar el francio para curar el cáncer. Ese anhelo no se ha vuelto realidad, pero algunos investigadores piensan que tal vez alguno de los isótopos de ese elemento podría servir para cierto tipo de tratamientos. El problema sigue siendo que los productos del decaimiento del fran-

cio son también radiactivos con vidas medias largas y peli-grosas. Uno de esos productos es justo el polonio, otro de los elementos descubiertos por Curie, famoso por utilizarse en la Unión Soviética en el envenenamiento de enemigos políticos.

La búsqueda de los niveles de energía del francio, tanto teórica como experimental, ha sido complicada. Había muchas predicciones sobre dónde estaría la transición D2. Los cálculos teóricos se complican por tener 87 electrones. En la década de 1970, cuando se inició la búsqueda sistemática del espectro, ya existían algunas predicciones. La más cercana resultó al utilizar la estructura del oro, el metal noble más cercano al francio. La identificación de la primera línea de absorción y emisión se llevó a cabo en la Organización Europea para la Investigación Nuclear (más conocida como CERN, por sus siglas en inglés), en 1978, por el equipo dirigido por Sylvain Lieberman, un espectroscopista francés que murió joven en 1988.

Él decía que encontrar la línea era como buscar una moneda en el piso entre París y Marsella. Más de 500 kilómetros aparte. El ingenio y los avances tecnológicos permitieron su identificación. Fue la llamada línea D2, el equivalente al amarillo/naranja del sodio a 589 nm, descubierta por Lieberman. Su longitud de onda es de 718 nm. El potencial de ionización del francio es de un poco más de 4.07 eV, según el isótopo de que se trate.

Utilizamos una reacción de fusión nuclear para hacer francio en Stony Brook (isótopos entre 208 y 212; 87 protones y de 121 a 124 neutrones). Aceleramos iones de oxígeno (el isótopo con ocho protones y 10 neutrones) a una energía superior a la barrera culómbica, fuerza eléctrica de repulsión, del núcleo de oro (79 protones con 118 neutrones). Así, los núcleos se fusionan y el correspondiente al francio evapora neutrones con el fin de estabilizarse dentro del oro; este último es un metal noble y no forma compuestos con aquel elemento. El francio puede extraerse del oro de manera electrostática, pues se ioniza en su superficie caliente (~1200 K) y queda libre. Al liberarse ace-

leramos el francio para transportarlo hacia la trampa de láseres, la cual necesita átomos neutros. La neutralización de los iones de francio puede hacerse en una superficie caliente de ytrio o de zirconio (~ 1000 K).

La reacción en Stony Brook para producir francio es una especie de alquimia a la inversa, pues comenzando con oro producimos francio, el cual de manera eventual decae en plomo.

Continuamos estudiando el francio con el fin de entender mejor la fuerza débil. Llevamos a cabo una colaboración internacional en TRIUMF, el centro nacional de aceleradores de partículas de Canadá, entre cuyos miembros fundadores se encuentra Eduardo Gómez, del Instituto de Física de la Universidad Autónoma de San Luis Potosí. Ahí hemos descubierto la espectroscopía del francio; el trabajo avanza y se acerca el día en que ese elemento nos indique cómo se comporta la fuerza débil en presencia de muchos protones y neutrones.

88. Radio: más activo que el uranio

MARÍA ESTER BRANDAN*



El radio es el elemento número 88 de la tabla periódica y no tiene isótopos estables. Se conocen 25 radioisótopos; cuatro de ellos son parte de las cadenas radiactivas naturales del uranio y el torio. El radio, debido a su alta actividad, ha sido usado (o se ha pretendido su empleo) en múltiples aplicaciones desde su descubrimiento en 1898.

En la sección del polonio ($Z = 84$) de esta obra describimos cómo Marie Sklodowska y Pierre Curie desarrollaron, en un laboratorio de la Escuela de Física y Química Industriales de París, las técnicas físicas y químicas que permitieron aislar sustancias radiactivas contenidas en muestras de minerales de uranio. El aislamiento del polonio, la primera sustancia descubierta a partir de la detección de su actividad radiactiva, se marcó en el trabajo de tesis doctoral de Marie en La Sorbona, en el que se descubrieron algunas características básicas de los procesos de decaimiento radiactivo. En particular, Marie Curie entendió que la emisión radiactiva era una propiedad de los elementos, independiente de las propiedades físicas o químicas de los compuestos. Para entender la relevancia de esta conclusión hay que recordar que a finales del siglo XIX no se contaba

* Investigadora del Instituto de Física, UNAM. Sus materias de investigación cubren un amplio espectro de temas en física nuclear experimental, dosimetría de la radiación y física médica. Correo: brandan@fisica.unam.mx.

con evidencia convincente de la existencia de los átomos y mucho menos se conocía su estructura; tan sólo imaginemos que en esas fechas aún no se descubrían el protón ni el neutrón.

Después de que los Curie reportaran en julio de 1898 —a la Academia de Ciencias francesa— la probable existencia del nuevo elemento llamado *polonio*, continuaron sus investigaciones centrándose en una segunda sustancia. De inmediato, a fines de ese año, un nuevo reporte a la academia informó sobre la observación de otra sustancia muy activa, con las características químicas del bario, para la que propusieron el nombre *radio*.

La confirmación de estos anuncios requería la obtención de una muestra pura del nuevo elemento. Debido a la baja concentración de radio en el mineral (unas 3 ppm de uranio) se necesitarían toneladas de mineral de uranio para obtenerlo. Gracias a la Academia de Ciencias de Austria consiguieron varias toneladas de desechos de pechblenda de la mina Joachimsthal, en Bohemia. Marie procesaba lotes de 20 kilos y Pierre realizaba las medidas después de cada etapa. El trabajo era inimaginablemente duro y agotador. Ambos declararon haber vivido los días más felices de sus vidas.

Después de procesar varias toneladas de mineral realizando miles de procesos de cristalización fraccionada, lograron depurar un decigramo de cloruro de radio casi puro. El radio era un millón de veces más activo que el uranio. Midieron su peso atómico igual a 225. Ella presentó su tesis doctoral *Investigaciones sobre sustancias radiactivas* en el verano de 1903 que integraba los resultados de seis años de trabajo. El comité evaluador, que incluía a dos futuros premios Nobel (G. Lippmann y H. Moissan), declaró que los descubrimientos de esa investigación representaban la mayor contribución científica nunca hecha en una tesis doctoral. En 1910 Marie Curie, junto con André Debierne, aisló el radio como metal puro, mediante electrólisis de una solución de cloruro de radio.

En 1903 Pierre y Marie Curie, junto con H. Becquerel, recibieron el Premio Nobel de Física “como reconocimiento de los

servicios extraordinarios que han brindado en su investigación conjunta de los fenómenos de radiación descubiertos por el profesor Henri Becquerel”.

Marie Curie recibió el Premio Nobel de Química en 1911 “como reconocimiento de sus servicios al avance de la química por el descubrimiento de los elementos radio y polonio, por el aislamiento del radio y el estudio de la naturaleza y los compuestos de este elemento notable”.

Los primeros indicios de efectos biológicos causados por la radiación emitida por el radio (partículas alfa, beta y rayos gamma, como consecuencia de su propio decaimiento y el de sus núcleos hijos) ocurrieron cuando Becquerel cargó una muestra en su bolsillo y pudo observar que causaba enrojecimiento e inflamación y dejaba cicatrices en el cuerpo. Luego, Pierre Curie experimentó aplicando fuentes radiactivas a su cuerpo para entender y caracterizar los efectos. Las profundas heridas que le produjo lo llevaron a presentar la hipótesis de que el radio podría usarse en la terapia para combatir el cáncer. La posibilidad de insertar la fuente radiactiva en el mismo tumor, o cerca de él si se encontraba en una cavidad del cuerpo, condujo al desarrollo de la técnica llamada *braquiterapia*, conocida hasta el día de hoy en Francia como *curieterapia*. El radio fue el elemento radiactivo más usado en los inicios de la braquiterapia, en forma de delgadas agujas de oro de un centímetro de largo con radio en su interior que se implantaban de manera directa en los tumores o cerca de ellos. En la década de 1980 se discontinuó el uso de estas agujas por razones de seguridad radiológica, entre otras. La braquiterapia continúa siendo una técnica para el control tumoral, aunque ya se utilizan otros elementos como fuentes de radiación.

El radio también es parte de la historia de la ciencia de radiaciones debido a que la primera unidad para medir la actividad de una muestra, llamada *curie* (o curio, en castellano), se definió como la actividad radiactiva que presenta un gramo de radio 226. Esto equivale a 3.7×10^{10} desintegraciones nucleares

por segundo. El Sistema Internacional de Unidades usado actualmente por la mayoría de los países del mundo ha remplazado el curie por una unidad muchísimo más pequeña, denominada *becquerel*, igual a una desintegración por segundo.

En 1921, en ocasión de un viaje que realizó a los Estados Unidos, Marie Curie pidió a sus huéspedes que olvidaran las joyas que pensaban regalarle (y que de todas formas ella no usaría) y mejor le donaran un gramo de radio, necesario para sus investigaciones. El contenedor para este gramo de material radiactivo fue un pesado cilindro de plomo, que puede verse en el maravilloso Museo Curie, en la calle Pierre et Marie Curie número 1, en París, cerca del jardín de Luxemburgo.

El radio ha sido protagonista de tragedias, como el caso de las pintoras de carátulas de relojes a inicios del siglo pasado. Desde 1917 el radio se mezclaba con elementos luminiscentes de manera que la radiación espontáneamente emitida indujera la emisión de luz. Uno de sus usos fue pintar la carátula de relojes de pulsera, de modo que las manecillas y los números brillaran por sí solos y fueran visibles en la oscuridad. En los Estados Unidos, las empresas U. S. Radium Corporation y Radium Dial Company, entre otras, emplearon a mujeres jóvenes (conocidas como *radium girls*) para realizar este trabajo manual, a pesar de que ya había advertencias respecto de la necesidad de implementar estrictas medidas de seguridad para el manejo de ese elemento. Las trabajadoras no fueron informadas sobre los riesgos del envenenamiento por radio, se contaminaron al afinar la punta del pincel con los labios y la lengua y muchas desarrollaron cáncer óseo, ya que las propiedades químicas del radio le permiten remplazar el calcio en el cuerpo y acumularse en los huesos. Muy rápido se presentaron muertes del personal expuesto, incluida la del inventor del método en 1928, quien se había contaminado las manos. Este caso tuvo consecuencias laborales, pues se obligó a las empresas a pagar compensaciones por daños causados por el ejercicio del trabajo, y científicas, ya que se estudió la evolución de la contaminación en las sobrevivien-

tes durante el resto de sus vidas, avanzando en el campo de la protección radiológica. Desde la década de los años sesenta del siglo pasado está prohibido usar pinturas con radio. Se cree que la última de las *radium girls* murió hace poco tiempo, con más de 100 años de edad.

El radio fue empleado en muchos productos al inicio del siglo xx. Hasta los años treinta se usaba Radithor, una mezcla de radio con agua destilada, como solución para todos los males, con la cual incluso también se brindaba. La fascinación por estos compuestos se debía, en parte, al resplandor que emitían las sustancias luminiscentes al ser ionizadas por la radiación generada por el radio. Además, se sabía que ese elemento en grandes cantidades podía curar el cáncer. ¿Por qué, entonces, no aplicarlo en pequeñas dosis para lograr activar las células y de ese modo prevenir cualquier mal? Entre los años treinta y sesenta, los cosméticos, las cremas y los jabones de la empresa farmacéutica francesa Tho-Radia se ofrecieron como capaces de producir efectos milagrosos porque contenían cantidades pequeñas de radio y torio. No había, ni hay, ninguna evidencia científica sobre estas suposiciones. Además, Tho-Radia estaba asociada con un tal doctor Alfred Curie, quien añadía su prestigioso nombre al negocio. Se trataba de un alcance de nombre, pues este Curie no tenía relación alguna con los otros. Al principio, los cosméticos contenían trazas de bromuro de radio, pero a partir de 1937 las normas de comercialización de elementos radiactivos impidieron su venta y Tho-Radia eliminó de sus etiquetas la mención del radio y del doctor Curie, lo cual no afectó las ventas. La empresa fue liquidada en 1962.

Otra actividad relacionada con el radio y la salud continúa hasta nuestros días. También al inicio del siglo pasado se descubrió que algunas aguas termales contenían trazas de sustancias radiactivas naturales y se asociaron beneficios a esta presencia (éstos no han sido demostrados y en la actualidad la promoción de los *spas* no puede basarse en esta hipótesis). Como ejemplo del prestigio del radio, el Hotel Radium Palace, ubicado en

la región de las minas de uranio en la República Checa, ofrece servicios de *spa*, baños termales y tratamientos de salud terapéuticos, curativos y preventivos, sugeridos por el nombre de nuestro elemento.

Sin duda, quien ocupa el lugar 88 de la tabla periódica ha sido protagonista de una vida fascinante.



La IUPAC, que por sus siglas en inglés significa International Union of Pure and Applied Chemistry, es una organización internacional cuya principal misión es un poco aburrida. Es la autoridad mundial en materia de terminología y nomenclatura química. Dicta las reglas acerca de cómo se deben llamar los compuestos químicos conforme se van descubriendo. Es un trabajo tedioso pero muy importante, ya que evita el caos de llamar de cualquier manera a los compuestos y elementos y eso hace que tengamos un lenguaje común dentro de la ciencia y, en particular, dentro de la química.

¿Te gustaría saber qué pasa cuando alguien descubre un nuevo elemento? Primero te contaré una pequeña anécdota. Cuando yo estudiaba química en la secundaria tenía una tabla periódica que compré en “La Fama”, que creo que era la única papelería medianamente respetable que había en aquella época en mi pueblito. Para entonces, la tabla periódica tenía sólo 106 elementos. Y ahora, mil años después, cuando enseño en mis cursos de química general la sección de tabla periódica y periodicidad, ¡éstos han aumentado y llegado hasta 118!

* Investigadora en el Departamento de Ingeniería Química, Electrónica y Biomédica, Universidad de Guanajuato. Su línea de especialidad es el modelado molecular de propiedades termodinámicas y estructurales de sistemas de interés en ingeniería química. Correo: sfigueroa@ugto.mx.

La IUPAC desempeña un papel fundamental en la regulación de los descubrimientos de los nuevos elementos por medio de algunas de las siguientes tareas: estableciendo si un nuevo elemento fue descubierto o no; dando un nombre y un símbolo temporales a los nuevos elementos; supervisando la validación del proceso para verificar que en realidad se trate de un nuevo elemento; mediando entre el laboratorio que haya descubierto el nuevo elemento y el público en general para darle un nombre y un símbolo definitivos; regulando la información de la masa de los distintos elementos por la existencia de sus isótopos y su abundancia en la Tierra, etcétera.

Pero hablemos del elemento que nos ocupa en este capítulo: el actinio. Es el número 89 de la tabla periódica, ya que cuenta con 89 protones. Le da nombre a la segunda serie de los elementos de transición, el de las tierras raras. Su símbolo es Ac y su nombre proviene del griego *aktinos*, que significa “radiante” o “rayo”.

Los actínidos o actinoides (siguiendo a la IUPAC) son un grupo de elementos que forman parte del periodo 7 de la tabla periódica. Estos elementos, junto con la otra serie, la de los lantánidos, son llamados elementos de transición interna. El nombre de la serie procede del actinio, que suele incluirse dentro de este grupo (contrario a lo que dicta la IUPAC), que contempla un total de 15 elementos, desde el 89 (el actinio) hasta el 103 (el lawrencio). Este elemento es un metal radiactivo blando, de color plata, que brilla en la oscuridad debido a su intensa actividad; ¡150 veces superior a la del radio! Se ha identificado una treintena de isótopos hasta la fecha, con masa entre 209 y 234, siendo el 227 el único estable y, por lo tanto, el más común. Por lo general se le encuentra junto con el uranio, en una proporción de aproximadamente un gramo en una tonelada.

Existen muy pocos compuestos formados con actinio; por ejemplo, el fluoruro de actinio (AcF_3) y el cloruro de actinio (AcCl_3), de donde se puede ver que su estado de oxidación es de +3. El uso del actinio es casi exclusivo para investigación, como

fuente de partículas alfa, y en medicina se estudia su potencial empleo en tratamientos médicos de enfermedades como el cáncer. Este elemento, al ser tan radiactivo, puede tener efectos perjudiciales para la salud.

¿Y cómo fue su descubrimiento? Como otros hechos en la ciencia, se dio en dos lugares de manera independiente. Por una parte, fue descubierto por el químico francés André Louis Debierne en 1899, quien lo identificó a partir de la pechblenda (uranitita, un mineral de dióxido de uranio) y lo describió como una sustancia muy similar al titanio y al torio; mientras que en 1902 el químico alemán Friedrich Oscar Giesel también lo describió como un nuevo elemento, similar al lantano.

90. Torio: mueve continentes

JUAN PABLO BERNAL URUCHURTU*



El torio (Th) es un elemento en el que pocas veces piensas; sin embargo, estamos rodeados de él. Ha modificado nuestro medio ambiente de una manera muy significativa, pues se encuentra en lugares que uno no hubiera imaginado. Es el tercer elemento natural más pesado; con número atómico 90 y masa atómica de 232.0377 g/mol, sólo es superado por el uranio (U) y por el protactinio (Pa). Su núcleo está compuesto por 90 protones y 122 neutrones, por lo que la masa del isótopo más abundante (torio 232) es de 232.0377 g/mol. No obstante, hay otros isótopos de torio, con una abundancia en la naturaleza mucho menor, como el torio 234, 230 y 228. Algunos de éstos formados por el decaimiento radiactivo del uranio. El torio pertenece al grupo de los actínidos y, como tal, es radiactivo. Su configuración electrónica, $[Rn] 6d^2 7s^2$, indica que, cuando no se encuentra en estado metálico, tiene un estado de oxidación 4+, para alcanzar la configuración electrónica del gas noble más cercano.

El torio fue descubierto a principios del siglo XIX por el químico sueco Jöns Jacob Berzelius, cuando le hicieron llegar

* Investigador del Instituto de Geociencias, UNAM. Sus áreas de interés se centran en la geocronología de procesos ocurridos en el Pleistoceno tardío, usando desequilibrio en las series de decaimiento del uranio 238; en la geoquímica isotópica ambiental, y en la evolución climática de México, con el empleo de espeleotemas cálcicos. Correo: jpbernal@unam.mx.

la muestra de un mineral hasta ese momento desconocido, torianita (ThSiO_4), proveniente de la isla noruega de Løvøya, cerca de Oslo, donde rocas que cristalizaron muy lentamente hace 250 millones de años permitieron que se formaran grandes cristales de distintos minerales, entre ellos la torianita. Debido a que el torio presenta propiedades químicas muy similares al uranio y a los lantánidos, fue muy complejo separarlo de estos elementos. No fue sino hasta comienzos del siglo xx que se pudo obtener de forma metálica.

En la Tierra, el torio es un elemento casi tan abundante como el plomo, más abundante que el uranio y que muchos otros elementos; es posible encontrarlo en cualquier roca, sedimento y suelo, en concentraciones entre 3 y 40 ppm, es decir, unos cuantos mg por cada kilogramo. Se encuentra en minerales como la torianita (ThSiO_4), la toria (ThO_2), y en menores cantidades en la monazita — $(\text{Ce,La,Nd,Th})\text{PO}_4$ —, donde llega a constituir hasta 2-3% en peso del mineral y, dada la mayor abundancia del mismo, es la principal fuente de torio en la naturaleza. En general, los minerales de torio son muy poco solubles y, por lo tanto, su abundancia en aguas naturales es extremadamente baja. Por esta misma razón no se ha encontrado que el torio sea un oligoelemento relevante en el metabolismo de algún ser vivo.

A finales del siglo xix, de manera casi simultánea e independiente, Marie Curie y Gerhard Schmidt demostraron que el torio es un elemento radiactivo. Posteriormente se determinó que la vida media del isótopo más abundante (torio 232) es de 1.405×10^{10} años, tan larga como la edad del universo. Otros isótopos naturales de torio —torio 228, 230 y 234— son producto del decaimiento radiactivo del uranio y/o del torio mismo, con vidas medias de 1.91 años, 75 584 años y 24.1 días, en ese orden. Debido a que tienen vidas medias relativamente cortas, su abundancia natural es muy escasa. Todos los isótopos naturales del torio, con excepción del torio 234, decaen al emitir una partícula alfa (${}^4\text{He}^{2+}$) para convertirse en isótopos

de radio, mientras que el torio 234 emite una partícula beta y se convierte en proactinio 234.

El torio 232 es considerado un isótopo primordial. Es decir, su existencia precede a la formación del sistema solar y, por lo tanto, de nuestro planeta. El calor generado por el decaimiento radiactivo del torio desde las etapas primigenias de la Tierra representa una de las principales fuentes de su calor interno; proveyó la energía necesaria para mover los continentes durante su historia geológica, un proceso llamado *tectónica de placas* que es responsable de que veamos los continentes en su estado actual.

Debido a que el torio es un elemento radiactivo, uno de sus principales usos en la actualidad es como material combustible para reactores nucleares con la finalidad de generar electricidad. Una tonelada de torio puede producir cerca de 200 veces más energía que su equivalente de uranio, que es menos abundante y tiene que ser enriquecido en sus isótopos para generar el combustible nuclear. El torio 232 puede transmutarse con facilidad en uranio 233 al ser bombardeado con neutrones. A pesar de esto, el uso de reactores nucleares que utilizan combustible basados en torio 232 aún es escaso en el mundo y se halla en fase experimental.

Otras de las aplicaciones del torio están asociadas al dióxido de torio (ThO_2). Durante muchos años fue impregnado a los capuchones de seda de las lámparas de gas y gasolina con la finalidad de aumentar significativamente su luminosidad. Por otra parte, la adición de pequeñas cantidades de ThO_2 al vidrio altera de manera importante el índice de refracción de éste, por lo que en la actualidad se añade el ThO_2 al vidrio que será utilizado en lentes de cámaras, con la finalidad de aumentar su campo de visión. También es utilizado en distintas aleaciones con el propósito de mejorar las propiedades mecánicas de las mismas. En los últimos años, el uso del torio en aplicaciones no nucleares ha disminuido de manera considerable debido al potencial de generación de residuos radiactivos peligrosos.

91. Protactinio: entre profecías y superpoderes

RODRIGO PATIÑO



Después de la versión originalmente publicada el 6 de marzo de 1869, el químico ruso Dmitri Mendeléiev dio a conocer una nueva tabla periódica en 1871, corregida pero no aumentada. El número de elementos conocidos —63— no cambió prácticamente en esos dos años, pero Mendeléiev no sólo colocó ahora las distintas familias en columnas, a diferencia de las filas que utilizó en la primera versión, sino que también corrigió valores entonces reportados de masas atómicas y reubicó varios elementos. De esta manera, descubrió nuevos huecos para llenar en su arreglo de la tabla periódica, huecos que profetizó correspondían a elementos que debían tener ciertas masas atómicas y determinadas propiedades químicas, de acuerdo con una ley periódica que cumplieran de manera aproximada los elementos ya descubiertos.

La propuesta de Mendeléiev por supuesto está basada en muchos trabajos previos, pero no fue resultado de quehacer experimental propio, sino de la escritura de un libro de texto, *Principios de química*, que preparaba en ese momento. El sistema periódico de Mendeléiev se fue afianzando en la comunidad

* Investigador del Cinvestav, Unidad Mérida. Se interesa por el estudio interdisciplinario y participa de manera activa como profesor de programas de posgrado y también en actividades de difusión y divulgación de la ciencia. Correo: rodrigo.patin@cinvestav.mx.

científica y en 1887 ya gozaba de gran aceptación y reconocimiento, pues se habían descubierto algunos elementos predichos: el galio (1875), el escandio (1879) y el germanio (1886). Sin embargo, el descubrimiento en años posteriores de una veintena de elementos no predichos permitió una actualización con mayor precisión de la tabla periódica en los albores del siglo xx, al plantear nuevas familias y encontrar nuevos huecos para elementos por descubrir. La última versión que se publicó de la tabla periódica con la participación de Mendeléiev fue la de 1905, dos años antes de su muerte a la edad de 72 años.

No llegó a conocer la estructura de los átomos ni el origen de su número atómico, que se descubrirían pocos años después de su fallecimiento. En esta versión de 1905 aparecen en la última fila los tres elementos con mayor masa atómica conocidos en la época: el uranio, descubierto en 1789 por el químico alemán Martin Heinrich Klaproth; el torio, aislado por el químico sueco Jöns Jacob Berzelius en 1828, y el radio, descubierto en Francia por Marie y Pierre Curie en 1898. Mientras que el uranio y el torio aparecen en la tabla periódica de 1869 con masas atómicas erróneas de cerca de la mitad de su valor, en la versión de 1871 ya se muestran con sus masas atómicas corregidas, mismas que se presentan aún más afinadas en la versión de 1905, junto con la del radio recién descubierto. Entre el radio y el torio quedaba un hueco para un nuevo elemento por descubrir, mientras que entre el torio y el uranio se ubicaba otro hueco. Además de seguir una continuidad en las masas atómicas, estos elementos también deberían tener propiedades químicas similares, incluida la radiactividad que los caracteriza.

El primer hueco fue cubierto por el elemento actinio, que ya había sido reportado en 1899 y en 1900 por el químico francés André-Louis Debierne, y descubierto de manera independiente por el químico alemán Friedrich Gliesen en 1902, pero que por alguna razón el grupo ruso de Mendeléiev no incluyó en su tabla de 1905. Habría que recordar que la comunicación científica en la época no era instantánea y en el medio podía

haber publicaciones poco expandidas a nivel internacional, así que muchas veces la difusión dependía de coincidencias o relaciones personales muy cercanas entre científicos. En todo caso, el actinio resultó ser el elemento más ligero de un grupo que en la actualidad se conoce como actínidos, de propiedades similares a las del grupo de los lantánidos. En conjunto, los lantánidos y los actínidos constituyen el grupo de elementos conocido como *tierras raras*, que se refieren a su obtención de minerales de muy baja concentración en nuestro planeta, respecto de los metales más abundantes, como el hierro y el aluminio, y de otros menos abundantes, pero también muy apreciados, como el cobre, la plata y el oro.

Todos los actínidos son radiactivos; es decir, sus núcleos atómicos se desintegran con facilidad y dan lugar a elementos más ligeros; al mismo tiempo, liberan radiación de distintos tipos. La radiactividad es una propiedad que en las historietas del siglo xx se relaciona de manera frecuente con superpoderes, como el de Superman o el del Hombre Araña. A través de la radiactividad fue descubierto el elemento actualmente conocido como protactinio, que llenó el segundo hueco referido de la tabla de 1905. En principio, el protactinio fue reportado en 1903 por el químico inglés William Crookes, quien no pudo identificarlo como un nuevo elemento debido a la gran inestabilidad de sus átomos, por lo cual sólo se le nombró uranio X, por ser un derivado de la desintegración del elemento uranio. Fue hasta 1913 que el científico de origen polaco Kasimir Fajans y el alemán Oswald Höring reportaron la existencia del isótopo 234 del elemento, que luego llamaron *brevium* (que significa “breve”, en referencia a su tiempo de vida media de apenas poco más de un minuto), descrito como UX_2 . Más tarde, en 1918, se caracterizó y se reportó el isótopo 231 del nuevo elemento por dos grupos independientes de investigación; por un lado, el químico alemán Otto Hahn y la física de origen austriaco Lise Meitner, quienes lo nombraron *protoactinium*; por otro, los químicos ingleses Frederick Soddy y John Crans-

ton, quienes lo denominaron *protactinium*. En ambos casos, el nombre significa “precursor de actinio”; los dos se utilizaron de manera indistinta hasta que la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) le asignó, en 1949, el que en la actualidad posee: protactinio; de ese modo el descubrimiento se les adjudicó de manera equitativa a ambos grupos de investigación.

A la fecha se conocen 28 isótopos del protactinio, reportados entre 1913 y 2005. Estos isótopos tienen masas atómicas entre 212 y 239 unidades, siendo el elemento más abundante el isótopo 231, descubierto en 1918. El número atómico del protactinio es 91, lo que significa que posee 91 protones en su núcleo y 91 electrones alrededor de él. Lo que cambia en los diferentes isótopos es el número de neutrones que se encuentran en el núcleo. En el caso del protactinio, los isótopos descubiertos pueden tener entre 121 y 148 neutrones, siendo el núcleo más abundante de protactinio aquel con 140 neutrones. Al contribuir con la misma masa los 91 protones y los 140 neutrones del núcleo se suman y arrojan las 231 unidades de masa atómica características de este elemento. Aunque no se conoce ningún núcleo estable de los distintos isótopos del protactinio, el isótopo 231 es el que se degrada de manera más lenta, con un tiempo de vida media de 32760 años. Lo anterior significa que para una muestra de este isótopo de hace unos 32000 años, durante la época de las primeras pinturas rupestres registradas en la prehistoria humana, actualmente la mitad se habría ido desintegrando en núcleos más pequeños y emitiendo radiaciones: el triste destino de las sustancias radiactivas. La velocidad de desintegración es, sin embargo, muy diferente entre unos isótopos y otros; por ejemplo, para el isótopo reportado menos estable del protactinio, el 219, el tiempo de vida media es de tan sólo 53 ns, es decir, cinco cienmillonésimas de segundo; en efecto, una vida muy efímera. Algunos científicos proponen que pudiera haber aún 60 isótopos más del protactinio por descubrirse.

Aunque muchos isótopos de este elemento sólo dan una rápida muestra de su existencia, los más estables reaccionan químicamente con el oxígeno, el agua y los ácidos; es decir, se oxidan. Esto significa que cada átomo del protactinio tiene la capacidad de liberar entre dos y cinco electrones para formar una buena variedad de compuestos. Sin embargo, la abundancia de ese metal es mínima en el planeta, del orden de un átomo de protactinio por cada billón de átomos de la superficie terrestre.

En general se le encuentra más abundante en las minas de uranio, con concentraciones hasta de 3 ppm. La máxima cantidad de protactinio de alta pureza que se ha podido conseguir es de 125 g, con cuya muestra se ha trabajado de manera amplia para conocer sus propiedades químicas. Su aspecto en forma pura es el de un metal denso, con lustre plateado brillante, pero su alta radiactividad hace necesario en todo momento el uso de equipo especializado de protección para su manipulación en el laboratorio.

Los electrones de los actínidos tienen un comportamiento que va variando a lo largo de la fila en la tabla periódica, con un juego de fuerzas entre los orbitales $5f$ y $6d$. El protactinio es el elemento en el que justamente los orbitales d y f tienen un peso equiparable. Este cruce es asignado a efectos relativistas; es decir, que el tamaño y la carga de los núcleos atómicos de esta serie obligan a los electrones a moverse a velocidades cercanas a las de la luz, lo cual incrementa de manera importante la masa electrónica, de acuerdo con la teoría de la relatividad propuesta por el gran físico de origen alemán Albert Einstein.

92. Uranio: famoso como las hermanas Kardashian

RAÚL P. ESQUIVEL SIRVENT*



Al igual que las hermanas Kardashian, al uranio le gusta aparecer en la portada de los periódicos de manera recurrente desde hace varios años: en las centrifugadoras de Irán y cómo prohibir que se hagan de esa tecnología; en la guerra en Siria de meses recientes con el uso de proyectiles de uranio por los beligerantes y el daño ambiental y en la salud que causan; por supuesto en todas las películas en las que los malos se quieren apropiarse del uranio. Pero ¿qué es el uranio y por qué nos preocupa tanto para que aparezca en las noticias?

Primero una presentación a los miembros de la familia. El uranio siempre trae apellido. En particular, aunque el isótopo uranio 238 es muy abundante, el más protagonista es el isótopo uranio 235. Para entender este apellido se tiene que ver qué hay en su núcleo.

El uranio es un elemento de la tabla periódica con número atómico 92. Es decir, tiene 92 protones en su núcleo. El número de protones en el núcleo define el elemento en la tabla periódica. Así, el hidrógeno tiene un protón, el berilio cuatro, etc. Para cada elemento se puede tener distinto número de neutrones. La forma más común en la naturaleza es el uranio

* Investigador del Instituto de Física, UNAM. Actualmente está interesado en el transporte y la transferencia de calor a nanoescala. También ha trabajado en el Efecto Casimir. Le interesan problemas de acústica y sismología. Correo: sirventr@gmail.com.

238 o ^{238}U . El número 238 quiere decir que tiene 92 protones y 146 neutrones. Ese número es importante porque resulta que en un cambio de número de neutrones cambian las propiedades del elemento. Así, el uranio 235 sigue teniendo sus 92 protones, pero tres neutrones menos, y es el tipo de uranio que se necesita para una reacción nuclear. El otro isótopo que se da en la naturaleza es el uranio 234, con cuatro neutrones menos. Cuando tenemos el mismo número de protones, pero distinto número de neutrones, decimos que son isótopos. Tan importante es la diferencia entre 238 y 235 que esto determina tener o no una bomba atómica.

El uranio fue descubierto por el químico alemán Martin Heinrich Klaproth a partir del mineral uranita, que es dióxido de uranio (UO_2) y era común que apareciera en las minas en la extracción de minerales comúnmente encontrados en Alemania y Checoslovaquia. Esto sucedió en 1789, ocho años después de que William Herschel descubriera el planeta Urano; de ahí que se le pusiera uranio al nuevo elemento. La uraninita se extraía como un polvo negro de las minas y su único uso consistía en añadirlo a vidrios para hacer vasijas, platos y vasos que en la oscuridad brillaban con un tono verdoso. Años más tarde, el químico Eugene Melchior Péligot pudo aislar el uranio de la uraninita. El uranio fue el primer material radiactivo que se descubrió, cuando el francés Antoine Henri Becquerel notó que placas fotográficas se velaban cuando estaban cerca de uranio. Al principio pensó que si ponía uranio al sol, absorbería rayos X que serían radiados por ese elemento. Para detectar esto, ponía el uranio cerca de una placa fotográfica envuelta en papel con el fin de estar seguro de que no se velara. En una serie de ingeniosos experimentos descubrió que el uranio sí emitía algo y que no eran rayos X. Se trataba de las llamadas partículas alfa, la cuales consisten en dos neutrones y dos protones.

El uranio continuó su vida sin mayor impacto que hacer que los platos se vieran bonitos. Con el desarrollo de la física nuclear se descubrió la fisión nuclear. Es decir, la posibilidad

de que un elemento como el uranio se rompiera en dos partes que resultaran en otros elementos de la tabla periódica. Imagínense que las distintas frutas son elementos de la tabla periódica y se descubre que una manzana se puede partir y obtener una uva y una naranja, en lugar de dos mitades de manzana.

Eso pasa en la fisión nuclear y significa que si añado un neutrón a un átomo de uranio 235, se convierte en uranio 236. Pero resulta que no le gusta ese número y el uranio 236 se rompe en dos partes; por ejemplo, en kriptón 91 y bario 142. Pero si el uranio 236 tiene 236 partículas en su núcleo, ¿por qué al sumar las de kriptón y bario resultan 233 partículas? Las que faltan son tres neutrones que se liberan al romperse el núcleo de uranio 236, y lo más importante: se genera energía.

Es decir:



A su vez, los tres neutrones que se liberan pueden romper o fisiónar otros átomos de uranio 235, cada uno de los cuales libera otros tres neutrones, y así sucesivamente. Si se tienen muchos átomos de uranio 235 se inicia lo que se llama *reacción en cadena* y en cada paso se libera energía. Esta energía liberada es la que se usa en los reactores nucleares para generar electricidad o para fabricar bombas atómicas.

Nótese que se requiere uranio 235. ¿De dónde sale?

La forma más común en la naturaleza, como ya se dijo, es el uranio 238. Si se obtiene 1 kg de uranio 238, aproximadamente 7 g son uranio 235 y menos de 1 g uranio 234. Así que para obtener al menos 12 kg de uranio 235 se necesita muchísimo uranio 238. Sabiendo dónde encontrarlo, ¿cómo lo saco? Las masas de ambos isótopos son ligeramente distintas (uno tiene tres neutrones de más), de modo que si se meten en una centrifugadora se pueden separar las diferentes masas, lo cual suele no ser una tarea fácil. De ahí que la tecnología de la centrifugación sea muy importante para la obtención de uranio 235.

Los años treinta del siglo xx vieron un avance en la física nuclear pues se descubrió la fisión nuclear por neutrones lentos. La energía liberada, se especulaba, podía tener usos en armas. Leo Szilard fue el primero en proponer esta idea como una cosa hipotética. Szilard y cuatro de sus compadres tuvieron que huir de Europa en los años treinta y establecerse en los Estados Unidos.

Szilard, junto con Edward Teller, Thodore von Karman, Eugene Wigner y John von Neumann, eran parte de la lista de “marcianos”, científicos húngaros muy prominentes de origen judío. Cuando Adolfo Hitler se anexa parte de Checoslovaquia lo primero que hace es prohibir toda exportación de uranio. Para Szilard esto indicaba que Alemania ya tenía algo en mente respecto del uso de ese elemento en la fabricación de armas. Junto con los otros cuatro “marcianos”, llegan a la conclusión de que Hitler invadiría Bélgica para apoderarse del Congo belga, que tenía las minas más productivas de uranio. Le proponen a Einstein mandar una carta al presidente Roosevelt para que iniciara la investigación sobre el uso de la fisión nuclear para fines bélicos. La misiva la escribió Szilard y Einstein sólo la firmó. Edward Teller, Premio Nobel de Física, decía que él jugó un papel importantísimo en la reunión de Szilard y Einstein. Era el único de los cinco “marcianos” que sabía manejar y sirvió de chofer para ir a ver a Einstein. Tras la pérdida del norte de África, los aliados logran hacerse del uranio del Congo, que por alguna razón fortuita contenía más uranio 235 de lo usual y serviría para la fabricación de la bomba atómica que se usó en Hiroshima.

El llanero solitario, cuyo fiel amigo era Toro, se distinguía por usar balas de plata. La leyenda dice que era acaudalado porque era dueño de una mina de plata. Si hubiera vivido unos lustros más tarde, habría cambiado sus balas de plata por balas de uranio empobrecido (*depleted*). Como se mencionó antes, el uranio 238 contiene de manera natural 0.72% de uranio 235. Cuando se empobrece el uranio disminuye esta cantidad a 0.3% de uranio 235.

El uranio empobrecido es muy denso, casi 68% más que el plomo. Por esta razón se emplea para fabricar proyectiles anti-tanque. Su uso es controversial porque al impactar y pulverizarse puede ser respirado. Su aplicación se intensificó en los últimos años desde la guerra de los Balcanes, la guerra de Iraq y, más recientemente, la guerra en Siria. Los daños ambientales y en el organismo de las personas son un problema de salud pública en estas zonas de guerra.

El uranio empobrecido también tiene aplicaciones como contrapeso en superficies de control de aviones comerciales, pero su uso como un factor de riesgo en salud pública ha sido un tema de intensa discusión. El uranio empobrecido es resultado de enriquecer uranio. Es decir, se tiene uranio 238, se extrae lo que se pueda de uranio 235 y lo que queda es uranio 238 empobrecido. Si tengo 100 pesos y me quitan 40 centavos quedaré más pobre. Por eso es un material poco común y sólo algunos países tienen la capacidad de fabricar municiones de uranio empobrecido, para la buena fortuna del mundo.

El uranio pasó de ser un elemento irrelevante usado para decorar vajillas, a ser el elemento que llevó a la humanidad a la era nuclear.

93. La síntesis de elementos artificiales

JOSÉ ANTONIO CHAMIZO*



A pesar de ser más conocido por su descubrimiento del núcleo atómico y del protón (partícula nuclear con carga positiva) el neozelandés E. Rutherford (1871-1937) obtuvo el Premio Nobel de Química en 1908 por “sus investigaciones en la desintegración de los elementos y la química de las sustancias radiactivas”. Durante el banquete de recepción del premio dijo: “He tratado con muchas transformaciones diferentes en varios periodos de tiempo, pero la más rápida que he conocido fue mi propia transformación: en un instante pasé de físico a químico”. La frase denotó su carácter y su ambición ya que haberlo obtenido en química, para él una disciplina menor, nunca le satisfizo. Rutherford, físico plenamente puro, con importantes aportaciones teóricas y experimentales, fue propuesto para obtener el Premio Nobel de Física en 15 ocasiones, tres de ellas después de obtener el de química, pero nunca se le adjudicó. Por su arrogancia sobre la supuesta superioridad de su disciplina también acuñó la frase: “La ciencia es física o filatelia...”

Sobre la filatelia química, es decir, sobre la colección de algunos de los elementos que se presentan en la tabla periódica,

* Investigador de la Facultad de Química, UNAM. Su interés académico se centra en la química, la educación, la filosofía, la historia y la divulgación de la ciencia. Los libros de texto gratuitos de ciencias naturales fueron coordinados por él y editados por la SEP, de los cuales se han publicado, a la fecha, más de 100 millones de ejemplares. Correo: jchamizo@unam.mx.

los transuránidos (aquellos con número atómico $Z = 93$ al $Z = 117$) trata este artículo.

SOBRE LA HISTORIA DE LA QUÍMICA

La tecnociencia es [...] un sistema de acciones eficientes basadas en conocimiento científico que transforman el mundo. Las acciones están desarrolladas tecnológica e industrialmente, y ya no versan sólo sobre la naturaleza; también se orientan a la sociedad y a los seres humanos, sin limitarse a describir, explicar, predecir o comprender el mundo, sino tendiendo a transformarlo basándose en una serie de valores.

J. ECHEVERRÍA, 2003

Tal como hoy la conocemos, la química es resultado de una multitud de herencias que, concretadas en oficios, influyeron en la vida cotidiana de todas las culturas. No deja de ser sorprendente que prácticas tan diferentes como la del herrero —y la metalurgia—, el curandero —y la farmacia—, el alfarero —y la cerámica—, el panadero —y la biotecnología— hayan podido estar reunidas y terminar por fundirse en un campo común: la química, donde se estudia, se practica y se transmite cómo transformar las sustancias. En la actualidad, la comunidad de químicos profesionales se dedica sobre todo a la síntesis química. Ya a principios del siglo xxi lo indicaba la editora del libro *The New Chemistry*:

El objeto de la química es extenso. Cubre virtualmente todos los aspectos del comportamiento de átomos y de moléculas; de la creación de los elementos en las estrellas a las moléculas complejas de la vida. La química, sin embargo, es mucho más que investigar el universo en el nivel molecular; su mandato central (que es absolutamente diferente de los de otras disciplinas) es sintetizar nuevas formas de materia, muchas de las cuales son extremadamente *útiles*; por ejemplo, los productos farmacéuticos.

La historia es lo que contamos hoy con la información que tenemos de ayer. Hay diversas maneras de hacerlo. Particularmente alrededor de las ciencias y las tecnologías se puede identificar una importante tendencia alrededor de la idea de ruptura o revolución científica matizada por otra menos radical que permite reconocer la novedad en la persistencia o también la continuidad en la ruptura. Se transforma lo que ya está, lo que se tiene, y después de hacerlo siempre queda algo de lo que teníamos. Un mínimo terreno común que en el caso de la química se refiere a su método: análisis y síntesis. Las transformaciones no son cambios absolutos. Así, una vez que la química se estableció, con prácticas científicas estables y robustas, lo que significó su enseñanza en las universidades, acompañada del surgimiento de una industria que patentó los procesos y las sustancias producidas, se reconocen cuatro transformaciones, caracterizadas como tales, principalmente, por la aparición de diversas subdisciplinas, diferentes maneras de abordar la estructura de la materia, incorporando el uso de instrumentos específicos (véase el cuadro 93.1).

En cada una de ellas se realizaron importantes aportaciones a lo que hoy identificamos como tabla periódica:

- La química surgió como ciencia independiente, con sólidas prácticas didácticas, industriales y de laboratorio, compartidas en Europa en 1732. Se puede identificar su inicio en ese año cuando el holandés H. Boerhaave publicó el libro *Elementa Chimiae* (*Los elementos de la química*) y con ello consolidó, por primera vez, la enseñanza de la química en la Universidad de Leiden. Posteriormente J. Black perfeccionó la balanza analítica, estudió el calor y aisló, en 1754, el dióxido de carbono a partir del carbonato de magnesio, en la que pudo reconocerse como la primera reacción química cuantitativa. El descubrimiento del oxígeno por A. Lavoisier (1743-1794) lo llevó a explicar las reacciones de combustión

CUADRO 93.1. La química y sus cuatro transformaciones

<i>Transformaciones (periodo)</i>	<i>Características generales</i>	<i>Instrumentos</i>	<i>Protagonistas</i>
Surgimiento y consolidación de la química como ciencia independiente (1732-1818)	<ul style="list-style-type: none"> – Oxígeno – Química cuantitativa – Lenguaje – Átomos 	<ul style="list-style-type: none"> – Cuba hidroneumática – Balanza – Colorímetro – Pila voltaica 	<ul style="list-style-type: none"> – H. Boerhaave – J. Black – A. Lavoisier – J. Dalton – A. Volta
Primera (1828-1874)	<ul style="list-style-type: none"> – Congreso de Karlsruhe – Moléculas – Valencia – Tabla periódica – Química orgánica industrial 	<ul style="list-style-type: none"> – Kaliapparat – Polarímetro 	<ul style="list-style-type: none"> – J. Liebig – S. Cannizzaro – A. Kekulé – E. Frankland – D. Mendeléiev – W. Perkin
Segunda (1887-1923)	<ul style="list-style-type: none"> – Química eléctrica – Química nuclear – Rayos X – Físicoquímica 	<ul style="list-style-type: none"> – Tubo de rayos catódicos – Espectrómetro de masas 	<ul style="list-style-type: none"> – J. Thomson – F. Aston – M. Curie – G. N. Lewis
Tercera (1945-1966)	<ul style="list-style-type: none"> – Química instrumental – Química cuántica – Química y bioquímica orgánica sintética – Química macromolecular 	<ul style="list-style-type: none"> – Espectrómetros (UV, IR) RMN – Cromatografía 	<ul style="list-style-type: none"> – L. Pauling – R. Woodward – R. Hoffmann – H. Staudinger – A. J. P. Martin
Cuarta (1974-1999)	<ul style="list-style-type: none"> – Química verde – Química organometálica – Química supramolecular – Nanoquímica – Femtoquímica 	<ul style="list-style-type: none"> – Detector de captura de electrones – Microscopio de barrido de efecto túnel – Fotólisis de destello con láser de zafiro-Ti 	<ul style="list-style-type: none"> – M. Molina – J. Lovelock – G. Wilkinson – J. M. Lehn – G. Binning – H. Kroto – A. H. Zewail

como se siguen enseñando en las escuelas actualmente y separó los elementos en metales y no metales, división que aún hoy persiste en la tabla periódica. Además, postuló la ley de conservación de la materia, la cual fue concretada con la propuesta de J. Dalton (1766-1844) sobre la estructura atómica de las sustancias.

- La primera transformación se caracteriza por la aparición de la química orgánica. La comunidad química se vuelca a entender esta subdisciplina, lo que permite consolidar los conceptos de *molécula*, *isomería* y *valencia* en el Congreso de Karlsruhe, el primer congreso científico de la historia. Uno de los asistentes al mismo, D. Mendeléiev (1834-1907), propone su tabla periódica para organizar el creciente conocimiento que se estaba desarrollando y así poder enseñarlo de mejor manera. Por primera vez en la historia de la humanidad se sintetizan sustancias que no existían en la naturaleza. Es el caso del colorante malva resultado accidental de una reacción química realizada por el joven, entonces de 18 años, W. Perkin (1838-1907). A partir de esa síntesis la aristocracia europea se viste de este color, lo que permite consolidar en primera instancia a la industria química y luego a la farmacéutica. Aparece la tecnociencia, espacio híbrido entre ciencia y tecnología, entre universidad e industria. Con el recién inventado espectroscopio se descubre el helio en el Sol.
- La segunda transformación química marca la aparición de la fisicoquímica como subdisciplina. Se descubren los rayos X y la estructura nuclear y eléctrica de los átomos y las moléculas. W. Ramsay (1852-1916) aísla del aire y descubre los gases nobles, lo cual obliga a colocar una nueva familia en la tabla periódica. Se funda la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry), organización internacional encargada, entre otras cosas, de nombrar los elementos y los compuestos quí-

micos. Años después lo hace la IUPAP (International Union of Pure and Applied Physics).

- Con la tercera transformación surge la química instrumental que permite extender el conocimiento del comportamiento de las sustancias hasta límites antes inimaginables. Los laboratorios de química cambiaron más en este periodo que en los 300 años anteriores. Se inicia la síntesis de elementos transuránicos que no existían en el universo y G. Seaborg (1912-1999) introduce, después de sintetizar varios de ellos, la serie de los actínidos en la tabla periódica ($Z = 89$ a $Z = 103$).
- Durante la cuarta transformación química aparecen múltiples subdisciplinas que conducen, entre otras causas, a que la química alcance sus propios límites. Las sustancias sintéticas se cuentan ya en muchas decenas de millones y su impacto sobre el medio ambiente es, por primera vez en la historia, global. Se manipulan los átomos de manera individual y se realizan las reacciones más rápidas posibles. Se sintetizan los elementos del $Z = 107$ al 112, reportándose su síntesis en revistas de física y no de química. La extensión de la tabla periódica es un asunto de la comunidad física, que ha sido abandonado por la comunidad química, de la misma manera en que se abandonó la radioquímica por la química nuclear años antes.

SOBRE EL DESCUBRIMIENTO Y LA CREACIÓN

La esencia de la química no sólo es descubrir
sino inventar y, sobre todo, crear. ¡El libro de química
no es sólo para ser leído, sino para ser escrito! Si fuera música,
¡la pieza de química no sólo sería para ser ejecutada,
sino para ser compuesta!

J. M. LEHN, 1995

Descubrir no es lo mismo que inventar o crear. Ya en su extraordinario libro *La invención de América*, publicado en 1958, el historiador mexicano E. O’Gorman (1906-1995) indicó que, a partir de aquel 12 de octubre de 1492, nuestro continente no fue descubierto, sino inventado. El asunto es claro: ¿descubierto para quién? ¿Acaso no había aquí importantes culturas humanas como la maya, azteca o inca?...

De alguna manera, también dichas culturas “descubrieron” en aquel momento a Europa. ¿Sabía Colón (1451-1506) que había llegado a un nuevo continente? La respuesta que reconocen muchos historiadores es que murió sin saberlo. Él había llegado a las Indias.

Lo anterior nos lleva a precisar tres condiciones que se requieren para identificar qué es un descubrimiento, de manera particular relacionado con el conocimiento científico:

1. Que aquello que se descubra, exista. Es decir, no se puede descubrir lo que no existe. Ni existen los fantasmas, ni el pato Donald, ni la kriptonita verde que tanto asusta a Superman. Lo que hay son representaciones o modelos de esas entidades, en libros, películas y conversaciones. Éstas son algunas de las muchas ficciones construidas por las sociedades humanas a lo largo de su historia. Los filósofos indican que la existencia es un asunto ontológico. Lo que hoy llamamos *América* existe y existía (desde luego con otros nombres) cuando Colón llegó a ella.
2. Que se sepa qué es aquello que se descubre. Descubrir implica novedad, algo de lo que naturalmente no se tiene conciencia. Las personas nos pasamos la vida descubriendo y más en nuestro momento histórico. Nuevas comidas, nuevas ropas, nuevos artefactos tecnológicos. Si confundimos un picante platillo de Oaxaca con uno asiático, no estamos descubriendo nada. Los filósofos indican que el conocimiento es un asunto epistemológico.

gico. Colón nunca supo que había llegado a otro continente diferente al que buscaba cuando se embarcó en España. Sus “Indias” no eran Asia.

3. La tecnociencia es una actividad social y parcialmente pública. Por ello, el que descubre algo debe ser el primero, lo que lleva a que sus colegas reconozcan que así ha sido. Desde el surgimiento de la química, sin embargo, el descubrimiento está sujeto al derecho de comercializarse bajo patente. Hoy está claro que Colón y su tripulación no fueron los primeros europeos que llegaron a América; unos pocos vikingos, provenientes de Islandia, arribaron a lo que hoy es Canadá unos 500 años antes... pero no regresaron a Europa. Aquel descubrimiento, si lo fue, permaneció oculto para la inmensa mayoría de los europeos. Es decir, no fue un descubrimiento. Descubrir es descubrir para otros. Esos otros son los que validan la novedad del descubrimiento. En la actualidad son las comunidades científicas las que validan los descubrimientos otorgando reconocimiento público a los descubridores, como lo es el premio Nobel. En otras ocasiones los descubrimientos se “venden” a través del complejo industrial mundial bajo patente. La aspirina es un ejemplo de ello.

Se puede precisar lo anterior con ejemplos de la química y la física.

Entre 1772 y 1774, utilizando cubas neumáticas, el sueco C. W. Scheele (1742-1786), el inglés J. Priestley (1733-1804) y el francés Lavoisier aislaron un gas con propiedades extraordinarias. A pesar de las diversas controversias nacionales sobre la prioridad del descubrimiento del oxígeno, el que cumplió de manera clara con las tres condiciones anteriores fue Lavoisier. Por ello, hoy conocemos a ese gas con el nombre que Lavoisier le dio, en lugar de *aire del fuego* o *aire desflogisticado*, nombres que acuñaron Scheele y Priestley.

Durante los últimos 15 años del siglo XIX, físicos alemanes, ingleses y franceses realizaron diversos experimentos con los rayos catódicos. No sólo aprendieron a producirlos de manera sistemática encerrándolos en tubos a los que lograron extraer el aire, sino que los sometieron a campos eléctricos y magnéticos y observaron inesperados comportamientos. De todos ellos fue J. J. Thompson (1856-1940) el que cumplió con las tres condiciones anteriores como el descubridor del electrón, que lo hizo acreedor, entre otros premios, al Premio Nobel de Física en 1906. No deja de ser una ironía de la historia que J. J. Thompson lo recibiera por demostrar la naturaleza corpuscular de esta partícula y su hijo G. P. Thompson (1892-1975) lo ganara, en 1937, por demostrar que el electrón se comportaba como una onda. También resulta irónico que la medalla que se entrega a los galardonados con el premio Nobel, tanto de química como de física, sea la misma (figura 93.1) como si ambas disciplinas realizaran el mismo tipo de actividad: descubrir. La



FIGURA 93.1. Uno de los lados de la medalla que se otorga a los ganadores del premio Nobel de física y química lleva la imagen de la naturaleza tapada con un velo, que es descubierta por la ciencia. El mismísimo A. Nobel no se hubiera hecho merecedor a ella, a pesar de que su tecnocientífico invento cambió la faz de la Tierra.
No hay árboles, ni minas de dinamita.

tercera ironía es que el químico sueco A. Nobel (1833-1896), con cuyo dinero se patrocina el premio que lleva su nombre, no descubrió la dinamita: la inventó y la patentó durante la primera transformación química. Desde entonces, los químicos descubren, pero sobre todo inventan.

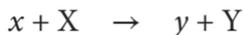
Todo lo anterior es fundamental para entender que *los elementos transuránicos fueron sintetizados* y no descubiertos. No hay minas de plutonio en Plutón, ni de americio en América. No hay árboles de los cuales extraer californio en California, ni moscovio en Moscú. Los elementos son una creación de la tecnociencia humana. Son artificiales. Son producto de las reacciones nucleares.

SOBRE LA SÍNTESIS DE ELEMENTOS ARTIFICIALES

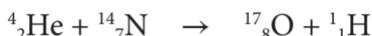
La segunda transformación química concluyó un año después del otorgamiento del Premio Nobel de Química a F. W. Aston (1877-1945) por su descubrimiento, utilizando el espectrógrafo de masas, de isótopos de elementos no radiactivos. En 1912 Aston observó en su instrumento la existencia de átomos diferentes del gas noble neón. Hoy sabemos que por cada 1000 átomos de neón 909 tienen 10 protones, tres tienen 11 protones y 88 poseen 12 protones.

La representación icónica de los elementos y sus isótopos es A_ZX donde X es el símbolo del elemento, Z el número atómico (que corresponde al número de protones en el núcleo) y A el número de masa (que corresponde a la suma del número de protones y de neutrones). Así, para el caso de los tres isótopos del neón, se tiene: ${}^{20}_{10}\text{Ne}$; ${}^{21}_{10}\text{Ne}$ y ${}^{22}_{10}\text{Ne}$.

Las reacciones nucleares pueden escribirse de la siguiente manera:



Donde x es un proyectil, o núcleo ligero, que puede acelerarse mucho y proyectarse sobre el “blanco”, X . Con ello se produce otra partícula ligera y , y un nuevo núcleo pesado, Y . Un esquema que representa lo anterior y que corresponde a la primera reacción nuclear, realizada por Rutherford en 1919 bombardeando átomos de nitrógeno con partículas alfa (núcleos de helio), es el siguiente:



Es bien sabido que el número atómico Z caracteriza a cada uno de los elementos que se representan en la tabla periódica. Por ejemplo, todos los átomos con un protón en su núcleo son de hidrógeno; sin embargo, algunos de éstos tienen uno o más neutrones (otra partícula nuclear de masa semejante a la del protón, pero sin carga eléctrica). Hay tres isótopos del hidrógeno elemental: protio, deuterio y tritio. El tritio tiene un protón y dos neutrones y fue sintetizado por Rutherford en 1934.

En la Tierra, el isótopo predominante del hidrógeno es el protio. El tritio es inestable y se rompe de manera espontánea en el fenómeno que conocemos, desde la segunda transformación química, como radiactividad. Rutherford acuñó también

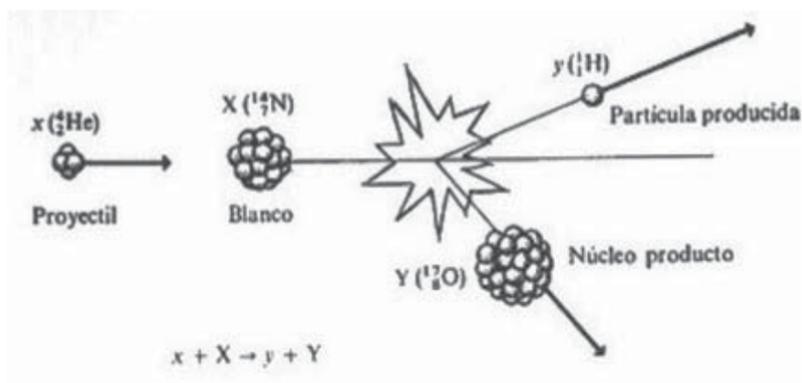


FIGURA 93.2.

el concepto de *tiempo de vida media* ($t_{1/2}$) como aquel que se requiere para que una determinada cantidad inicial (en este caso de átomos) se reduzca a la mitad. En el caso del tritio su $t_{1/2}$ es igual a 12.32 años, lo que quiere decir que, si tenemos 100 átomos de tritio puro, 12.32 años después tendremos 50 átomos, 12.32 años después 25 átomos, y 12.32×5 años después nada. Así, 100 átomos de tritio desaparecen después de 86.2 años. El tritio se utiliza para datar el agua y una vez que el vino es una mezcla homogénea de agua y alcohol, conociendo la cantidad de átomos de tritio en una botella de vino se puede saber su edad.

Si el número atómico es pequeño, la proporción de protones a neutrones es cercana a la unidad y los núcleos son estables. Conforme aumenta el número de protones en el núcleo la cantidad de neutrones se incrementa en mayor proporción para evitar que este último se desintegre por el aumento de la repulsión eléctrica de los protones. La mayor estabilidad nuclear se presenta para los núcleos con 2, 8, 20, 28, 50, 82 y 126 protones o neutrones. El reconocimiento de estos “números mágicos” ha servido para evaluar diversos modelos de estructura nuclear.

Los primeros intentos para producir elementos más pesados que el uranio fueron realizados por E. Fermi (1901-1954) y E. Segré (1905-1989) en Italia en 1934. La idea era bombardear el uranio con neutrones, esperando luego una emisión de una partícula β (electrón ${}^0_{-1}e$), con lo que se habría logrado un átomo con $Z = 93$. A pesar de que en un principio reportaron resultados positivos, luego los corrigieron reconociendo que su experimento había fracasado, pero esta línea de investigación más tarde los llevó a profundizar en las reacciones de fisión nuclear (aquella en la que un átomo se rompe al menos en otros dos de menor número atómico). De hecho, ésta fue descubierta por un grupo alemán compuesto por O. Hahn (1879-1968), L. Meitner (1878-1868) y F. Strassmann (1902-1980), quienes después de bombardear uranio con neutrones lentos identifica-

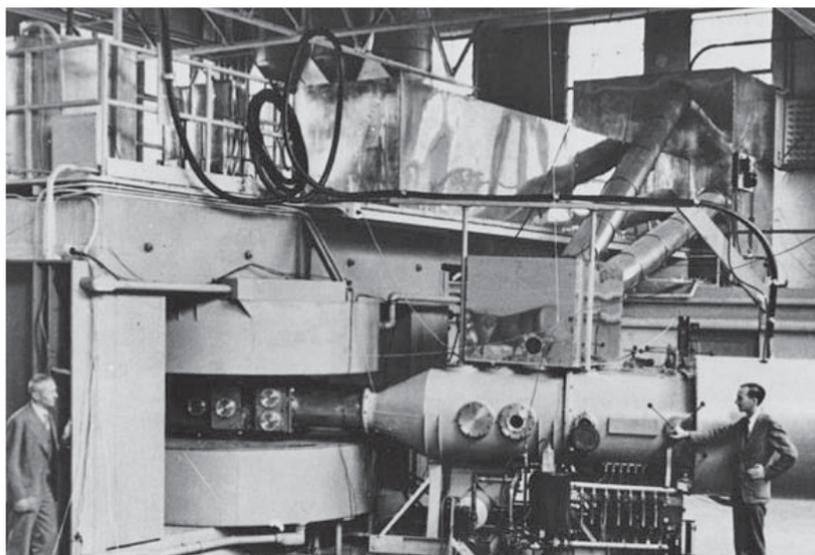
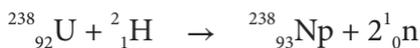


FIGURA 93.3. *Ciclotrón de Berkeley, instrumento en que se sintetizaron 10 elementos hechos y caracterizados allí, además de docenas de isótopos de otros elementos.*

ron que el núcleo de uranio se había “roto” en pequeños pedazos, formados por átomos de bario (Ba), lantano (La), yodo (I), telurio (Te), molibdeno (Mo) y otros más.

En 1940, en la Universidad de California, en Berkeley, el grupo integrado principalmente por E. McMillan (1907-1991) y G. T. Seaborg (1912-1999), empleando el isótopo del hidrógeno conocido como deuterio, sintetizó por vez primera elementos transuránidos, el neptunio y el plutonio, a través de las siguientes reacciones realizadas en un acelerador de partículas de 150 cm de ancho conocido como ciclotrón (figura 93.3):



Por esta síntesis McMillan y Seaborg se hicieron merecedores del Premio Nobel de Química en 1951. Aquí hay que hacer notar que poco después de su síntesis se encontró que algunos de los isótopos del neptunio (Np) y el plutonio (Pu) tienen $t_{1/2}$ de millones de años, lo que ha permitido encontrar trazas de ellos en minas de uranio.

En esa época se esperaba que el elemento con $Z = 93$ ocupara la posición inferior de la familia 7, debajo del renio (Re), ya que ciertas propiedades del torio (Th), el protactinio (Pa) y el uranio (U) se asemejaban a las de los elementos más ligeros de las familias 4, 5 y 6. No obstante, el neodimio (Nd) pronto mostró propiedades más cercanas al uranio que al renio. También en la Universidad de California las síntesis posteriores del americio (Am, $Z = 95$) y el curio (Cm, $Z = 96$), y su similitud con uranio, neodimio y plutonio, llevaron a Seaborg a proponer, en 1945, que todos estos elementos estaban llenando la capa 5f, y no la 6d, como se suponía, y por eso formaban parte de una serie análoga a la de los lantánidos, conocida desde entonces como actínida.

Las síntesis posteriores del berkelio (Bk, $Z = 97$) y el californio (Cf, $Z = 98$) en 1949 y 1950; del einstenio (Es, $Z = 99$) y el fermio (Fm, $Z = 100$) en 1952 y 1953; del mendelevio (Md, $Z = 101$) en 1955; del nobelio (No, $Z = 103$), y en 1961 del lawrencio (Lw, $Z = 104$), no hicieron más que completar la serie.

Además del grupo original de la Universidad de California, al poco tiempo de finalizar la segunda Guerra Mundial se fueron conformando otros dos grupos dedicados a la síntesis de nuevos elementos: el de Dubna en la Unión Soviética y el de Darmstadt en Alemania occidental. Cada uno se disputó la prioridad de la síntesis de los pocos átomos que se obtenían de los elementos poslawrencio, dándoles diferentes nombres, como joliotio, kurchatovio o nielsbohrio.

Para evitar disputas, en 1979 la IUPAC emitió una serie de recomendaciones con el fin de nombrar los elementos con Z mayor a 100 y que se muestran en el cuadro 93.2.

CUADRO 93.2. Reglas para nombrar a los elementos con $Z > 100$

1. Los nombres de los elementos deben relacionarse con su número atómico
2. Los símbolos consistirán en tres letras
3. Todos los nombres terminarán con la letra "o"
4. Se usarán las raíces numéricas siguientes:

0 = nil	5 = pent
1 = un	6 = hex
2 = bi	7 = sept
3 = tri	8 = oct
4 = quad	9 = enn

Debiéndose colocar juntas las raíces en el orden de los dígitos que forman el número atómico. Por ejemplo:

Z = 104	unnilquadio	Unq
Z = 109	unnileno	Une
Z = 113	ununtrio	Uut
Z = 120	unbinilo	Ubn
Z = 205	binilpento	Bnp

Tras la segunda Guerra Mundial, el ímpetu en la síntesis de nuevos elementos se volvió un asunto político bajo la sombra de la Guerra Fría. El lanzamiento de dos bombas nucleares sobre la población civil en Japón, cuando dicho país ya estaba derrotado en términos militares, envió un claro mensaje a la Unión Soviética de que el control del conocimiento sobre la estructura nuclear tenía y tendría en el futuro importantes repercusiones militares y económicas. Este mensaje sigue compartido y comprendido por las potencias nucleares de hoy: los Estados Unidos, Rusia, Inglaterra, Francia, China, India, Pakistán, Israel y Corea del Norte, poseedoras de un arsenal capaz de destrozarse la Tierra.

Desde la tecnociencia el tema se volvió también muy importante una vez que, casi coincidiendo con el inicio de la Guerra Fría, aparecieron nuevos modelos sobre la estructura nu-

clear, en particular los que indican que el núcleo tiene una estructura de capas semejante a la que poseen los átomos. Los físicos que propusieron esas teorías, que debían ser comprobadas de manera experimental, entre otras formas, con la síntesis de nuevos elementos, se hicieron merecedores del Premio Nobel de Física en 1963. Los antes llamados “números mágicos” responden a lo predicho por este modelo de estabilidad nuclear.

En 1966 físicos de Dubna propusieron que uno de esos números mágicos podría ser $Z = 114$, además de $Z = 126$. Así, la región entre estos dos posibles elementos daría lugar a lo que se denominó *isla de estabilidad*, con núcleos atómicos con $t_{1/2}$ suficientemente largos para que los elementos transuránidos dejaran de ser una curiosidad. En una entrevista de 2017, Y. Oganessian, líder del grupo de Dubna, en cuyo honor se nombró *organesón* al elemento con $Z = 118$, indicó en relación con los elementos con $Z > 112$:

Sus tiempos de vida media son extremadamente pequeños, pero si se agregan neutrones a los núcleos de estos átomos, sus tiempos de vida crecen. Añadir ocho neutrones a los isótopos más pesados conocidos, de los elementos 110, 111, 112, e incluso 113, aumentará su tiempo de vida media alrededor de 10 000 veces... pero todavía estamos lejos de la cima de la isla, donde los átomos pueden tener vidas de millones de años. Necesitaremos nuevas máquinas para alcanzarlo.

En resumen, desde finales de la segunda Guerra Mundial se realizó una importante cantidad de experimentos de síntesis en los Estados Unidos, la Unión Soviética (Rusia), Alemania y Japón en los que se han sintetizado respectivamente: 11, ocho, seis y un nuevos elementos, algunos de ellos como resultado de investigaciones compartidas (cuadros 93.3 y 93.4). Lo anterior es una indicación del final de la frenética carrera en la que se enfrentaron los diversos grupos involucrados, herencia de la Guerra Fría.

CUADRO 93.3. *Instituciones en las que se han sintetizado los elementos artificiales*

<i>Abreviatura</i>	<i>Institución (país)</i>
UC-B	Universidad de California en Berkeley (Estados Unidos)
UC	Universidad de Chicago (Estados Unidos)
LBNL	Laboratorio Nacional Lawrence en Berkeley (Estados Unidos)
LLNL	Laboratorio Nacional Lawrence en Livermore (Estados Unidos)
ORNL	Laboratorio Nacional de Oak Ridge (Estados Unidos)
GSI	Centro de Investigación de Iones Pesados (Alemania)
JINR	Instituto Conjunto de Investigación Nuclear (Unión Soviética-Rusia)
RIKEN	Instituto de Ciencias Naturales (Japón)

A MANERA DE CONCLUSIÓN

Los elementos transuránidos fueron sintetizados o creados, pero no descubiertos. La actividad científica de síntesis, que consiste en construir algo nuevo con partes ya existentes previamente, fue desarrollada en un principio por la química para extenderse con posterioridad a la física y a partir del siglo XXI a la biología.

La vertiginosa carrera por sintetizar elementos transuránidos, los primeros artificiales, fue y es motivo de orgullo personal, institucional y nacional pues los científicos han invertido tiempo, las instituciones su prestigio, y los países participantes el equivalente a cientos de millones de dólares. Además de las carreras científicas, los galardones internacionales y las noticias de prensa que presumen el mayor conocimiento de la

CUADRO 93.4. Reacciones de síntesis y tiempos de vida media de los elementos transuránidos

NA	Símbolo	Nombre	Fecha y reacción de síntesis	A: $t_{1/2}$ *	Detalles (algunos de ellos químicos)
93	Np	Neptunio	1940 (UC-B); uranio 238 con ^1_0n	237:2**	Químicamente similar al uranio.
94	Pu	Plutonio	1940 (UC-B); uranio 238 con ^2_1H	244:80**	Se ha estimado que la cantidad total que hay en la Tierra es de 9 g.
95	Am	Americio	1944 (UC); plutonio 239 con ^1_0n	243: 473a	Óxido de americio (AmO_2). Se han sintetizado varios kilogramos.
96	Cm	Curio	1944 (UC-B); plutonio con helio	243: 29a	Fluoruro de curio (CmF_3).
97	Bk	Berkelio	1949 (UC-B); americio con helio	247: 1380a	La producción total de berkelio es un poco mayor a 1 g.
98	Cf	Californio	1950 (UC-B); curio con helio	251: 898a	Yoduro de californio (CfI_2). Se conocen 20 isótopos. Uno de ellos se utiliza para "encender" reactores nucleares.
99	Es	Einsteinio	1952; uranio con ^1_0n ***	252:471d	Se usó para producir mendelevio.
100	Fm	Fermio	1952; uranio con ^1_0n ***	257:101d	Otra síntesis: bombardeando uranio (U) con átomos de oxígeno (Suecia).
101	Md	Mendelevio	1955(UC-B); einstenio con helio	258:52d	La primera vez que se aisló el mendelevio se obtuvieron sólo 17 átomos.
102	No	Nobelio	1958 (JNR); plutonio con oxígeno	259:58m	Otras síntesis: bombardeando curio (Cm) con átomos de carbono (Suecia).

<i>NA</i>	<i>Símbolo</i>	<i>Nombre</i>	<i>Fecha y reacción de síntesis</i>	<i>A: t_{1/2}*</i>	<i>Detalles (algunos de ellos químicos)</i>
103	Lr	Laurencio	1961 (LBNL); curio con boro	266:11h	Otras síntesis: americio (Am) con átomos de oxígeno (JINR).
104	Rf	Rutherfordio	1964 (JINR); plutonio con neón	267:1.3h	Otras síntesis: bombardeando cobre con átomos de oxígeno (LBNL).
105	Db	Dubnio	1965 (JINR); americio con neón	268:29h	Otras síntesis: bombardeando californio (Cf) con átomos de neón (LBNL).
106	Sg	Seaborgio	1970 (LBNL); californio con oxígeno	271:1.9m	Otras síntesis: bombardeando plomo (Pb) con átomos de cromo (JINR).
107	Bh	Bohrio	1975 (JINR); bismuto con cromo	270:61s	Su inequívoca síntesis fue realizada en 1981 en el GSI.
108	Hs	Hassio	1978 (GSI); plomo con hierro	277:12m	Otras síntesis: radio con calcio (JINR).
109	Mt	Meitnerio	1982 (GSI); bismuto con hierro	278:7.6s	El isótopo inicialmente sintetizado, meitnerio 266, tiene un $t_{1/2} = 5\text{ms}$
110	Ds	Darmstadtio	1994 (GSI); plomo con níquel	281:11s	****
111	Rg	Roentgenio	1994 (GSI); bismuto con níquel	281:26s	En la síntesis de este elemento y del copernicio participaron físicos de Dubna.
112	Cn	Copernicio	1996 (GSI); plomo con zinc	285:29s	Su símbolo inicial fue Cp.
113	Nh	Nihonio	2004 (RIKEN); bismuto con zinc	286:20s	Su nombre quiere decir literalmente "la tierra del Sol naciente".

CUADRO 93.4. Reacciones de síntesis y tiempos de vida media de los elementos transuránidos (concluye)

NA	Símbolo	Nombre	Fecha y reacción de síntesis	A: $t_{1/2}$ *	Detalles (algunos de ellos químicos)
114	Fl	Fleворio	1998 (JINR); plutonio con carbono	289:2.6s	Este elemento y el livermorio fueron resultado del trabajo compartido con LLNL.
115	Mc	Moscovio	2010 (JINR)	289:0.220s	Los elementos Z = 115 al Z = 118 fueron asignados y ratificados por la IUPAC a mediados de 2017.
116	Lv	Livermorio	2000 (JINR-LLNL)	293:0.061s	Con el livermorio el estado de California ha sido honrado con el nombre de tres elementos.
117	Ts	Téneso	2010 (ORNL-JINR-LLNL)	294:0.078s	Se han predicho compuestos como hidruro de téneso (TsH) y pentafluoruro (TsF ₅), que no se han encontrado.

* Del isótopo con vida más larga (a = años; d = días; h = horas; m = minutos; s = segundos). Este isótopo no necesariamente es el que se sintetizó primero de ese elemento.

** Millones de años. Cantidades muy pequeñas se han descubierto en minas de uranio.

*** Estos elementos fueron descubiertos en los restos de la explosión de las bombas de fisión realizadas por el ejército estadounidense en los atolones del océano Pacífico.

**** S. Hoffman, uno de los responsables de la síntesis, relató la intensa dinámica del proceso posterior: “Cerca del mediodía de esa misma fecha (13 de noviembre de 1994) quedó claro que teníamos que publicar nuestro resultado tan pronto como fuera posible debido al experimento semejante que se estaba llevando a cabo en Dubna... A la mañana siguiente, el 14 de noviembre, se terminó la versión final del documento y uno de los choferes de nuestro instituto lo entregó de manera directa a los editores [del *Zeitschrift für Physik*]. A continuación, informamos oficialmente al resto del personal del GSI y un comunicado de prensa se emitió el 17; al día siguiente leímos sobre nuestros resultados en los periódicos”.

estructura nuclear o el “incremento de elementos en la tabla periódica”, la finalidad última es una herencia de la Guerra Fría y su secuela industrial de producción de bombas nucleares.

Las síntesis fueron reportadas en revistas de física, una vez que los instrumentos para detectar los fragmentos de los pocos átomos obtenidos de los nuevos elementos en su casi inmediato camino a su destrucción son de origen físico... Poca química se ha desarrollado con ellos, y con los más pesados, ninguna. Químicamente son una curiosidad.

A partir de la segunda Guerra Mundial la radioquímica, disciplina construida por M. Curie a principios del siglo xx durante la segunda transformación química, cedió su lugar a la química nuclear, que terminó convirtiéndose en una rama de la física nuclear. Lo anterior se constató en 1985 durante la cuarta y última transformación química, en medio de las disputas sobre la prioridad de la síntesis de los nuevos elementos. En esa fecha se estableció el TWG (grupo de trabajo sobre los elementos transfermio), integrado en ese momento por nueve científicos, dos de ellos procedentes de la IUPAC y siete de la IUPAP, para corroborar la existencia y el lugar de la síntesis de los elementos del $Z = 104$ al $Z = 109$. El grupo original de TWG estaba integrado sólo por físicos, que en realidad son a los que les interesa el asunto y, como ya se indicó, quienes publican los detalles técnicos de la síntesis.

Contrariamente a lo que pensaba Rutherford, al sintetizar los elementos artificiales, los físicos aprendieron a hacer química... ¡y también filatelia!

EL FUTURO DE LA TABLA PERIÓDICA: ¿55 ELEMENTOS MÁS Y UNA TABLA APERIÓDICA?

JESÚS CARLOS RUIZ SUÁREZ*



A 150 años de que el químico ruso Dmitri Mendeléiev concibiera la idea de ordenar en forma periódica los elementos químicos en una tabla, ésta pareciera estar terminada. Los siete periodos de la tabla están completos, con 118 elementos colocados en sus respectivas casillas.

No sólo fue un gran logro intelectual construirla hasta el elemento uranio (92), el último de los elementos naturales que existen en la Tierra, sino yendo más allá de tal proeza se logró cerrar el periodo 7. Veintiséis elementos transuránidos que no existen en ningún rincón del universo, del plutonio (93) al oganesón (118), fueron sintetizados en laboratorios modernos y sofisticados. Poco importó si eran inestables y efímeros, se contaba con espacios reservados en la tabla para ellos y había que crearlos. Como se mencionó antes, la carrera para hacerlo fue frenética.

Los escépticos pensarán que átomos así, que sólo existen en laboratorios de experimentación nuclear, son terquedades científicas, vanas y abstractas; sus tiempos de vida son tan cortos que no tendrían por qué calificar como átomos de verdad.

* Investigador del Cinvestav, Unidad Monterrey. Sus intereses científico-académicos se centran en biofísica de membranas, fluidos complejos y origen de las señales nerviosas. Participa de manera activa en divulgación científica y en sus tiempos libres escribe ficción. Correo: jcrs.mty@gmail.com.

Cuestión de enfoques. Al ser humano le lleva nueve meses gestarse en el vientre materno, y si su destino es ser longevo, vivirá por 100 años. Si dividimos 1200 meses (100 años) entre 9, su vida equivale a 133 veces el intervalo de tiempo que le requirió nacer. Con tal marco de referencia, la existencia no es eterna pero tampoco frugal.

El tiempo que le lleva a un núcleo atómico rodearse de su respectiva nube de electrones es de 10^{-14} segundos. En ese cortísimo tiempo los electrones, necesarios para que el átomo “nazca” y quede con la requerida ausencia de carga que lo define, se agrupan en su lugar; bloque por bloque, nivel por nivel. Mientras un núcleo persista tiempos mayores que el tiempo que tarda en “nacer” (no 133 veces, digamos un poco más, por ejemplo, un millón de veces), el átomo conservará su necesaria configuración electrónica... y será longevo.

Los últimos cuatro elementos de la tabla periódica, cuyos números atómicos son 115, 116, 117 y 118, tienen una vida media de 650, 57, 51 y 0.69 milisegundos, respectivamente; tiempos muy cortos, pero inmensos al compararse con el tiempo de 10^{-14} segundos. No se encontrarán en minas, en la atmósfera o en los confines del sistema solar, pero sí en una realidad que la ciencia ha creado con sus teorías y en sus laboratorios. Una realidad fuera de nuestra normalidad, pero realidad al fin.

¿Qué haremos en adelante en cuanto a la actual tabla periódica se refiere? Es decir, ¿qué haremos en cuanto a estudiar esa materia de la que estamos hechos y que se organiza en una forma tan extraña como fascinante? Hay muchísimo trabajo por hacer. Si con las 28 letras de nuestro alfabeto podemos llenar una biblioteca de libros infinita, a la Borges, ¿qué no podríamos hacer con 92 átomos? Ciertamente sintetizar un número sin fin de moléculas y nuevos materiales.

¿La tabla está cerrada? ¿Es el oganesón el último elemento que el ser humano pudo sintetizar? La respuesta es no. Con la tecnología que tenemos hoy en día ya se hacen esfuerzos para sintetizar los átomos 119 y 120, cuyas vidas medias nadie co-

noce, pero se piensa que serán microsegundos. Medidas estas vidas medias en términos del tiempo de gestación de 10^{-14} segundos, tales átomos tendrán larga existencia.

La receta para sintetizar átomos muy pesados la aprendimos del cosmos. Después de todo los 92 átomos que existen, del hidrógeno al uranio, fueron creados en el *big bang*, luego en el colapso de estrellas y posteriormente en choques de estrellas enanas y de neutrones. En los colapsos está el génesis, la energía necesaria para nacer. Así que la receta es “sencilla”: acelérense iones de calcio (^{48}Ca) para estrellarlos contra un actínido, por ejemplo, el einstenio Es (99) o el fermio Fm (100), y pongamos atención en los destellos. Con seguridad aparecerán pequeños entes fusionados; quizá veamos el alcalino 119, que colocaremos debajo del francio (87); o bien el alcalinotérreo 120, que tendrá su puesto bajo el radio (88). ¡El periodo 8 habrá iniciado!

En adelante, los científicos dedicados a la síntesis de elementos súper pesados engendrarán átomos que no serán de este mundo, ni de ningún otro. En esta nueva química (más bien física, porque a los químicos no les agrada la idea de crear átomos con los que no podrán hacer reacciones y por ese motivo no se unirán a la aventura), la tabla del sabio ruso seguirá creciendo. ¿Cuánto? El límite teórico es el fantástico número atómico 173, es decir: a la tabla periódica le faltan, para estar completa en términos teóricos, nada menos que 55 elementos. Unos serán súper actínidos; otros, posmetales de transición, y hasta un gas noble, el 172, alcanzará a entrar antes de que la puerta se cierre.

Según la ecuación de Dirac, con el 173 termina todo. La razón es que un electrón $1s$ de un posible elemento más pesado, el 174, se hundiría en el mar de Dirac, un mar de electrones frío y raro con energías negativas y continuas.

Sabemos que existe un continuo positivo, en el cual la energía de un electrón libre no está cuantizada. Por ejemplo, pensemos en los electrones que emite el filamento caliente dentro de un foco incandescente; la energía de tales electrones existe en

un continuo. Como no hay confinamiento (las paredes de vidrio del foco están muy alejadas en términos del tamaño del electrón), hay libertad de movimiento. Y cuando hay libertad el espectro de energía es continuo, no existe restricción alguna y por ende no surgen energías discretas. El continuo negativo es similar, pero sólo existe cuando hay confinamiento extremo, aquel dado por la atracción inmensa entre un electrón con un núcleo súper pesado. Así que un núcleo compuesto por 174 protones no tendría una configuración electrónica estable, porque su primer electrón se hundiría en el mar de Dirac, que inicia a una energía de $-2mc^2$ del continuo positivo (m es la masa del electrón en reposo y c la velocidad de la luz). Y al hundirse el 1s, otro electrón de un nivel superior bajará a ocupar su lugar y luego se hundirá también. Y así con todos los demás, como pingüinos saltando al mar. Dado que las configuraciones electrónicas de los átomos son la quintaesencia de la discretización de la energía, al no sostenerse ninguna, ahí terminará todo y la tabla cerrará sus puertas. Por fin.

¿Por fin? Los finales en la ciencia no existen. Los físicos teóricos piensan que una *tabla aperiódica* iniciará después del elemento 173, con átomos en los que las nubes de electrones ahora serán mares de electrones. Una tabla que, al ya no tener periodicidad, no tendrá límites. Tal vez dentro de otros 150 años (en 2169), cuando la humanidad esté celebrando tres siglos de la grandiosa idea de Mendeléiev y todos nosotros seamos polvo o átomos dispersos en el cosmos, se habrá avanzado medio camino en el periodo octavo.

O bien habremos llegado al elemento 173, y en la lápida de su augusto final la humanidad habrá escrito el epitafio: *Érase una vez... la tabla periódica.*

<i>Agradecimientos</i>	9
<i>2019: Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos, RODRIGO PATIÑO</i>	11
<i>El orden oculto en el caos, ALFO JOSÉ BATISTA LEYVA</i>	19
1. <i>Hidrógeno: el formador de agua y otras moléculas no menos importantes, RODRIGO PATIÑO</i>	129
2. <i>Helio: la lagartija atómica, JESÚS CARLOS RUIZ SUÁREZ</i>	34
3. <i>Litio: un elemento moderno, VÍCTOR ROMERO ROCHIN</i>	40
4. <i>Berilio: tóxico, pero imprescindible, MARÍA ESTHER SÁNCHEZ CASTRO</i>	45
5. <i>Boro: un elemento primordial en el origen de la vida, MILDRED QUINTANA</i>	50
¿Qué sabemos del boro?.....	51
6. <i>Carbono: el superhéroe de la tabla periódica, PAVEL VOROBIEV</i>	55
7. <i>Nitrógeno: no sólo para hacer helados, ADRIANA CORVERA POIRÉ</i>	61
8. <i>Oxígeno: el aire del fuego, MOISÉS SANTILLÁN ZERÓN</i> ..	66

9. <i>Flúor: en soledad... reactivo y peligroso,</i>	
PLINIO JESÚS SOSA FERNÁNDEZ	71
¡Ubícate!	72
El amor en la tabla periódica	73
Usos y aplicaciones	74
10. <i>Neón: en las vitrinas de la rue Varin,</i>	
FELIPE PACHECO VÁZQUEZ	76
11. <i>Sodio: a la velocidad del aliento,</i>	
BRAULIO GUTIÉRREZ MEDINA	82
1	82
2	82
3	86
12. <i>Magnesio: vital para las células y las enzimas,</i>	
FRANCISCO ALFREDO GARCÍA PASTOR	88
13. <i>Aluminio: el metal de Julio Verne,</i>	
FRANCISCO ALFREDO GARCÍA PASTOR	91
14. <i>Silicio: un digno príncipe,</i> CARLOS AMADOR BEDOLLA	96
15. <i>Fósforo: portador de luz,</i>	
ALEJANDRO GIL VILLEGAS MONTIEL	101
16. <i>Azufre: el elemento oloroso y amistoso del vecindario,</i>	
J. VIRIDIANA GARCÍA MEZA	107
El elemento amistoso del vecindario	108
El azufre en el Hades	109
Autotrofia y respiración basada en el azufre	111
17. <i>Cloro: más que un blanqueador de ropa,</i>	
FRANCISCO JAVIER SIERRA VALDEZ	114
18. <i>Argón: esa burbuja sin absorber,</i>	
RAMIRO GODOY DIANA	119
19. <i>Potasio: el elemento de los calambres,</i>	
ANAILDA ALVARADO GÓMEZ	124

20. <i>Calcio: maestro de las señales celulares,</i>	
ROSENDO PÉREZ ISIDORO	129
¡Bomba, y el calcio pasa!	129
Ancestral, pero joven	129
Vivir entre vecinos	131
Desde el principio hasta el final	131
Como director de la orquesta, como espectador en primera sala o como espectador en segunda fila	132
21. <i>Escandio: más que una validación de la tabla periódica,</i> GERARDO PÉREZ HERNÁNDEZ . . .	134
¿Tierra rara o metal de transición?	134
Un héroe sin capa	134
La resurrección del héroe	136
Fuerte como el titanio, ligero como el aluminio, duro como la cerámica y luminoso como el mercurio: los cuatro poderes del escandio	136
Un futuro incierto, pero prometedor	138
22. <i>Titanio: vanidoso y fifí,</i> MIGUEL COSTAS	141
23. <i>Vanadio: mexicano de nacimiento,</i> OCTAVIO MIRAMONTES VIDAL	146
24. <i>Cromo: un elemento antagónico,</i> MÓNICA GALICIA GARCÍA	149
Industria aeronáutica, de ductos y automotriz	150
Nutrición favorable	151
Cancerígeno	151
Ingeniería biomédica	152
25. <i>Manganeso: primordial en la fotosíntesis,</i> EMANUEL HERNÁNDEZ NÚÑEZ	154
Papel biológico	157
26. <i>Hierro: protector de la vida, actor principal de la historia de la humanidad y promotor de viajes,</i> EUGENIA CORVERA POIRÉ	158

27. <i>Cobalto: en la vitamina B₁₂</i> , JULIO ARTURO SOTO GUERRERO	164
28. <i>Níquel: un duende travieso</i> , VANESA OLIVARES ILLANA	169
29. <i>Cobre: el metal más curioso de la historia</i> , LILIANA QUINTANAR VERA.....	174
30. <i>Zinc: ayudante del hierro</i> , JOSUÉ GÓMEZ MACÍAS.....	180
31. <i>Galio: ¿aluminio o mercurio?</i> , MAGALI SALAS REYES ...	185
32. <i>Germanio: el carácter predictivo de la tabla de Mendeléiev</i> , OSCAR ROSAS-ORTIZ	190
33. <i>Arsénico: veneno medicinal</i> , GUILLERMO ELIZONDO AZUELA	197
34. <i>Selenio: semimetal y sentimental</i> , MARCO ANTONIO CHÁVEZ ROJO.....	202
35. <i>Bromo: maloliente, pero desinfectante</i> , JUAN MANUEL SOLANO ALTAMIRANO	211
36. <i>Kriptón: el elemento oculto</i> , DANIEL IGNACIO SALGADO BLANCO	215
<i>Pero ¿qué son los gases nobles?</i>	216
37. <i>Rubidio: rojo carmesí</i> , PEDRO MIRAMONTES	220
38. <i>Estroncio: lord Voldemort</i> , JOSÉ MIGUEL MÉNDEZ ALCARAZ.....	225
39. <i>Itrio: nada barato</i> , ANA MARTÍNEZ VÁZQUEZ.....	231
40. <i>Zirconio: ambientalmente benigno</i> , MARISOL GÜIZADO RODRÍGUEZ	234
Zircón	235
Zirconia.....	236
41. <i>Niobio: ¿o columbio?</i> , LUIS MIRAMONTES VIDAL.....	238

42. <i>Molibdeno: no confundir con plomo,</i>	
AMELIA OLIVAS SARABIA	242
Fuentes de extracción y propiedades	243
Principales aplicaciones	245
43. <i>Tecnecio: siciliano de nacimiento,</i> FRANCO BAGNOLI ...	247
44. <i>Rutenio: del grupo del platino,</i>	
ARMANDO RAMÍREZ MONROY	251
45. <i>Rodio: el metal más caro del planeta,</i>	
JORGE GONZÁLEZ GUTIÉRREZ	255
46. <i>Paladio: el metal versátil y valioso,</i>	
JUAN PEDRO PALOMARES BÁEZ	260
47. <i>Plata: noble y maleable,</i>	
PAULA CRISTINA SANTOS MUNGUÍA	263
48. <i>Cadmio: un elemento tóxico,</i> ANA GLORIA VILLALBA ...	266
Propiedades físicas y químicas	267
Producción y usos	268
Toxicidad	269
49. <i>Indio: azul intenso,</i> AMIR MALDONADO	272
50. <i>Estaño: su importancia en la optoelectrónica,</i>	
ARIÁN ESPINOSA ROA	277
51. <i>Antimonio: contra monjes,</i>	
MARISSA ROBLES MARTÍNEZ	281
52. <i>Teluro: con oro, calaverita,</i> FABIOLA NAVA ALONSO	285
53. <i>Yodo: un buen amigo,</i>	
GABRIEL A. CABALLERO ROBLEDO	288
54. <i>Xenón: noble y burlón,</i> JESÚS CARLOS RUIZ SUÁREZ ...	292
55. <i>Cesio: el átomo del tiempo,</i> EDUARDO GÓMEZ GARCÍA	299
56. <i>Bario: el detective de la tabla periódica,</i>	
ÓSCAR ROSAS-ORTIZ	303

57. <i>Lantano: el titular de la familia rara,</i> LUIS FELIPE CHÁZARO RUIZ	311
58. <i>Cerio: portador del fuego,</i> RAFAEL BARRIO y GABRIELA DÍAZ GUERRERO	316
59. <i>Praseodimio: imita al peridoto,</i> NANCY ARACELI RIVERA GARCÍA y MIGUEL ÁNGEL WALDO MENDOZA ..	320
60. <i>Neodimio: en imanes poderosos,</i> VIANNEY RANGEL	324
61. <i>Prometio: en honor al titán Prometeo,</i> EDGAR VÁZQUEZ NÚÑEZ	327
62. <i>Samario: contra el cáncer de pulmón,</i> ERNESTO RIVERA BECERRIL	330
63. <i>Europio: le da color al fósforo,</i> MARÍA DEL PILAR ALIAGA	334
Isótopos.....	335
64. <i>Gadolinio: excelente en la refrigeración,</i> SONIA SAUCEDO ANAYA y SAID ARANDA ESPINOZA	338
65. <i>Terbio: raro entre los raros,</i> CONSUELO GARCÍA ALCÁNTARA	342
66. <i>Disproσιο: difícil de obtener,</i> REGINA SÁNCHEZ	348
67. <i>Holmio: en láseres altamente especializados,</i> OSVALDO CARVENTE MUÑOZ	352
68. <i>Erbio: cuando se oxida, se convierte en erbia,</i> CARMEN SARAI ROCHÍN WONG	356
69. <i>Tulio: pero no Triviño,</i> JORGE ADRIÁN PERERA BURGOS	359
70. <i>Iterbio: importante en el futuro de la computación,</i> ROCÍO JÁUREGUI	364
71. <i>Lutecio: en honor a París,</i> JOSÉ LUIS CARRILLO ESTRADA	369

72.	<i>Hafnio: un buen pirofórico</i> , RICARDO VALDEZ CASTRO	373
73.	<i>Tantalio: sometido a tortura perpetua</i> , ITALIA VÁZQUEZ VERGARA y PAMELA VÁZQUEZ VERGARA	377
74.	<i>Tungsteno: piedra pesada</i> , MARTHA ARACELI ELIZONDO ÁLVAREZ	384
75.	<i>Renio: en mancuerna con tecnecio</i> , SONIA SAUCEDO ANAYA	388
76.	<i>Osmio: el más denso del planeta</i> , AMIRA REYNA MADRIGAL	393
77.	<i>Iridio: en honor a la diosa Iris</i> , SAID ARANDA ESPINOZA	396
78.	<i>Platino: la plata de los ricos</i> , MARÍA DEL JESÚS ROSALES HOZ	400
79.	<i>Oro: el enigma de su resplandor</i> , HILDA MERCADO URIBE	405
80.	<i>Mercurio: hermoso y mortal</i> , REYNA CRISTINA COLLI DULÁ	410
81.	<i>Talio: tallo verde</i> , MARÍA DE LOS ÁNGELES MENDOZA	415
82.	<i>Plomo: oro impuro</i> , VÍCTOR MANUEL RODRÍGUEZ CHÁVEZ	418
83.	<i>Bismuto: masa blanca</i> , MARÍA EUGENIA MENDOZA ÁLVAREZ	421
84.	<i>Polonio: en honor a Polonia</i> , MARÍA ESTER BRANDAN	425
85.	<i>Astato: escaso e inestable</i> , MARCO ANTONIO CHÁVEZ ROJO	430
86.	<i>Radón: noble y dañino</i> , CARLOS VÁZQUEZ LÓPEZ	435
87.	<i>Francio: el último alcalino</i> , LUIS A. OROZCO	439
88.	<i>Radio: más activo que el uranio</i> , MARÍA ESTER BRANDAN	444

89. <i>Actinio: rayo</i> , SUSANA FIGUEROA GERSTENMAIER	450
90. <i>Torio: mueve continentes</i> , JUAN PABLO BERNAL URUCHURTU	453
91. <i>Protactinio: entre profecías y superpoderes</i> , RODRIGO PATIÑO	456
92. <i>Uranio: famoso como las hermanas Kardashian</i> , RAÚL P. ESQUIVEL SIRVENT	461
93. <i>La síntesis de elementos artificiales</i> , JOSÉ ANTONIO CHAMIZO	466
Sobre la historia de la química.	467
Sobre el descubrimiento y la creación	471
Sobre la síntesis de elementos artificiales.	475
A manera de conclusión	482
<i>El futuro de la tabla periódica: ¿55 elementos más y una tabla aperiódica?</i> , JESÚS CARLOS RUIZ SUÁREZ . . .	487

Los elementos químicos de la tabla periódica son los átomos con los que está hecho el Universo. No falta ni sobra ninguno. Cada átomo se distingue del otro dependiendo de cuántos electrones, protones o neutrones tenga en su interior, habitando la naturaleza en forma armoniosa, como por arte de magia. Cuentos y leyendas se han escrito desde que tal magia empezó a descifrarse. En los textos que componen este libro, sus diversos autores nos comparten el origen, la historia y las características más importantes de cada uno de los elementos químicos que han sido descubiertos, lo cual nos lleva, también, a repasar algunas de las páginas más importantes de la historia de la química.

En 2019 se celebró en todo el mundo el 150 aniversario de la genial idea de Dmitri Ivánovich Mendeléiev de poner los elementos en una tabla periódica. El presente libro es un aporte mexicano, por demás original y ameno, a esa celebración.

Jesús Carlos Ruiz Suárez, el coordinador de esta obra, es un físico mexicano afiliado al Cinvestav a quien, además de trabajar en diferentes áreas de la ciencia, le gusta divulgarla.

LA
CIENCIA
PARA
TODOS

262

