

DRAKONTOS

Lars Öhrström

El último alquimista en París

Y otras historias curiosas de la química

DK



CRÍTICA

Reseña

Este es un libro sobre el descubrimiento y el desastre, la guerra y la ciencia - y la relación entre los seres humanos y los elementos químicos que componen nuestro planeta. Lars Öhrström nos acerca a una gran variedad de elementos, del azufre al plomo, a través de historias de personas ordinarias y extraordinarias de todo el mundo. Nos enteraremos de por qué el dirigible Hindenburg fue trágicamente llenado de hidrógeno en lugar de helio o qué quitaesmalte de uñas jugó un papel clave en la primera guerra mundial. En cada capítulo, nos conoceremos las propiedades específicas de cada elemento y de los conceptos y principios que han permitido a los científicos darles un uso práctico. Estas son las fascinantes (y a veces terroríficas) historias de la química en acción.

Índice

Preámbulo

1. [Mr. Khama viene a cenar](#)
2. [Desde Bitterfeld con amor](#)
3. [El curioso incidente del perro en el dirigible](#)
4. [El espía y el secreto de los sarracenos](#)
5. [Biopiratería: la maldición de la nuez moscada](#)
6. [Muerte en el número 29](#)
7. [Piedras de sangre azul y el prisionero en la jaula de cristal](#)
8. [Los diamantes son para la eternidad y el circonio es para los submarinos](#)
9. [El valle del grafito: \[...\] tecnología de la información en el Lake District del siglo XVIII](#)
10. [El emperador y la señorita Smila](#)
11. [Cita en el altiplano](#)
12. [El último alquimista en París](#)
13. [Perdón por mi francés: \[...\] el capitán Haddock y los sufrimientos de los saboyanos](#)
14. [Dos carreras brillantes](#)
15. [Guerra y vanidad](#)
16. [Cuando la seguridad del estado \[...\] era un asunto hediondo](#)
17. [Los botones reventones de Napoleón: \[...\] una extraña historia](#)
18. [«Te lo dije», dijo Marcus Vitruvius Pollio](#)

19. [Una superficie brillante y un pasado contaminado](#)
20. [La actriz y el doctor Espín](#)
21. [Sobre la sopa de guisantes, \[...\] los peligros del café por la mañana y el test de Mr. Marsh](#)
22. [Para regresar al futuro](#)

[Agradecimientos](#)

[Bibliografía](#)

confundir el orden de los Eduardos, Ricardos y Enriquez en la línea dinástica de los monarcas ingleses, pero los 114 elementos de la tabla periódica, sus símbolos y sus lugares en esta maraña de pequeñas cajas presentan otro tipo de complejidad.

Para los iniciados y los aficionados la tabla periódica es una fuente de fascinación inagotable, y aprenderla de memoria es el bautismo de fuego para los aspirantes a químicos. Para la gente corriente solo representa el paisaje químico en el que todos nos movemos, aunque las relaciones entre el mapa y nuestra realidad son a veces bastante vagas. Las historias contenidas en este libro tratarán de salvar esta distancia entre mapa y realidad mediante la narración de las aventuras, los éxitos y los fracasos de personas ordinarias y extraordinarias de todos los lugares del mundo en sus encuentros, intencionados o no, con diversos elementos químicos.

H																	He														
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne														
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar														
K	Ca											Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr											Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Fl	Lv				

FIGURA 1. La tabla periódica de 2012 según la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada.¹ Esta es la versión larga que tiene los elementos La-Yb y Ac-No en sus lugares adecuados, y no divididos y colocados debajo de los demás elementos.

¹ IUPAC Periodic Table of the Elements. (The International Union of Pure and Applied Chemistry, 2012.) http://www.iupac.org/fileadmin/user_upload/news/IUPAC_Periodic_Table-1Jun12.pdf, consultado el 13 de junio de 2013.

Pero antes de empezar, tengo que darle una guía aproximada de la geografía y el mapa. En la Figura 1 ve usted la tabla periódica en su versión de 2012, escrita en la denominada «forma larga», que resalta el lugar apropiado de los elementos más pesados tales como el uranio (U) y el gadolinio (Gd), algo así como tener un mapa con las islas Orcadas y las islas Shetland en sus posiciones exactas con respecto al territorio principal del Reino Unido y no en los campos de petróleo al este de Aberdeen o Dundee. O a mostrar Alaska y Hawái en la misma cuadrícula que el territorio principal de Estados Unidos y no hacerlos aparecer al sur de California y al oeste de Texas.

Para darle una idea de por qué la dibujamos así permítame llevarle a una imaginaria reserva natural en la sabana africana donde pastan ociosamente dos tipos de cebras, unas con franjas negras y otras con franjas blancas. Hay solo un abrevadero en toda la sabana, de modo que todas las cebras tienen que ir allí al menos una vez al día. El problema es que estas cebras son muy agresivas. Una cebra con franjas blancas solo tolerará a una cebra con franjas negras, y viceversa; más cebras y el resultado será una lucha cruel. Con solo dos cebras, una de cada tipo, no habrá problemas. Pastarán ociosamente, evitándose todo lo que puedan y siguiendo una pauta circular en la hierba con el abrevadero en el centro. Si queremos que haya más cebras, como probablemente queremos pues son animales hermosos, ellas tendrán que arreglárselas de

algún modo para evitar la lucha. Para que puedan hacerlo planeamos vallar la sabana y dividirla en zonas como pedazos de una tarta. Sin embargo, la dirección del parque solo nos permitirá hacerlo de tres diferentes maneras, donde podemos albergar un total de seis, diez y catorce cebras en total en cada conjunto de rediles (véase la Figura 2).

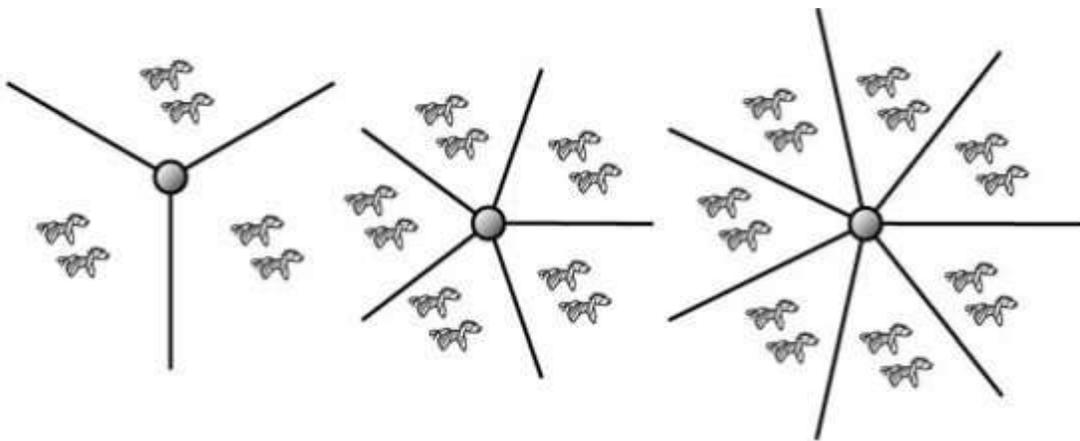


FIGURA 2. Rediles para mantener separados los dos tipos de cebras pero permitiéndoles acceder al abrevadero central.

Los electrones se comportan de un modo parecido a estas cebras: son atraídos por el núcleo positivo pero quieren evitarse unos a otros a toda costa, pues cargas iguales se repelen mutuamente. Pueden tolerar un vecino, pero solo si tiene «espín» opuesto, una propiedad responsable de los fenómenos cotidianos del magnetismo pero que en cualquier caso es difícil de precisar. Hay electrones con «espín arriba» y «espín abajo», pero son tan difíciles de distinguir como decir si una cebra tiene franjas negras o franjas blancas. La

naturaleza los mantiene apartados y los recluye en grupos de a lo sumo dos, seis, diez o catorce electrones en cada conjunto de rediles (que ahora hay que imaginar como secciones tridimensionales del espacio en torno a cada núcleo), que llamamos orbitales y utilizamos las letras s, p, d y f para referirnos a ellos.

A medida que añadimos protones a los núcleos para formar elementos más pesados también añadimos electrones, y estos tienen que terminar en uno de los recintos s, p, d o f, y una vez que hemos empezado a llenar un redil continuaremos hasta que esté completo. La pregunta es: ¿cuántos y en qué orden se llenan? Garabateemos los números en una hoja de papel a la manera de Dan Brown para formar una figura, tal como se ve en la Figura 3.

A continuación dibujamos una línea diagonal en zigzag a través de los números, y esta trazará un camino a través de la tabla periódica en orden de número atómico creciente, es decir, H, He, Li, Be, B y así sucesivamente. Si luego reemplazamos, sobre la marcha, cada símbolo de elemento por el número máximo de electrones en el orbital concreto que estamos llenando, obtendremos la imagen de la Figura 4. Ahora es evidente, espero, que la geografía de la tabla periódica pueda describirse de forma aproximada como algo que tiene cuatro «continentes», los de los 2, 6, 10 o 14 electrones en el último tipo de recinto llenado, o como preferimos decir, los de los s-, p-, d- y f-elementos.

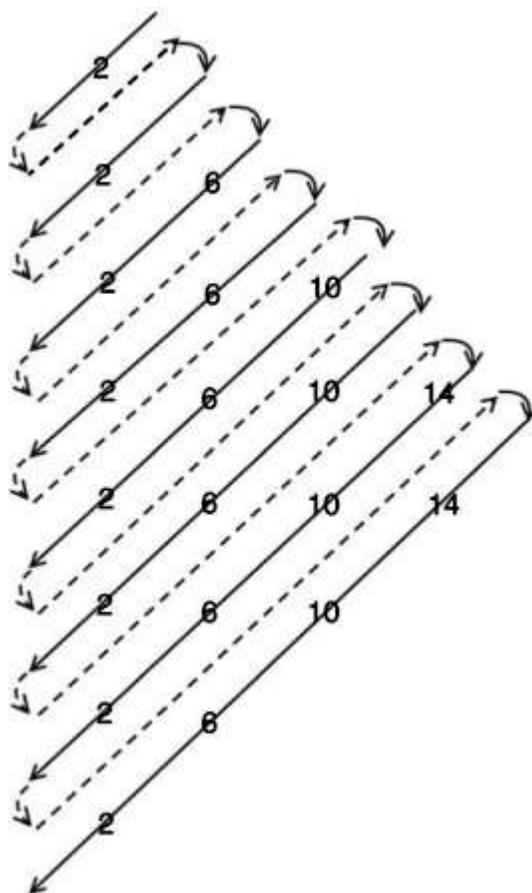


FIGURA 3. Encontrando una pautilla de vallado para los electrones: cada redil, u orbital, tendrá un máximo de 2, 6, 10 o 14 electrones. La línea que corta los números a la derecha traza una ruta a través de la tabla periódica.

Los químicos no se ocuparían en este ejercicio de numerología si el mapa que produce no les ayudara a maniobrar entre los átomos y las moléculas en el mundo real, pero el hecho es que lo hace.ⁱ Distinguir elementos por el tipo de orbital último en llenar s, p, d o f es muy útil y un primer paso para comprender la química de los elementos.

reemplazado por algo todavía más extraño e inexplicable».⁵ ¿O quizá la respuesta a la pregunta final sobre el sentido de la vida, el universo y todo lo demás en Guía del autoestopista galáctico no sea 42ⁱⁱ sino molibdeno?

⁵ D. Adams, *The Hitchhiker's Guide to the Galaxy*. (Pan Books, London, 1979.) [Hay traducción en castellano: *Guía del autoestopista galáctico*, Anagrama, Barcelona, 2013.]

Capítulo 1

Mr. Khama viene a cenar

Si usted conoce la tabla periódica quizá espere que el primer capítulo trate del hidrógeno, el elemento químico más ligero con número atómico 1, que consiste en un solo protón en el núcleo con carga más 1 y un electrón negativo que orbita en torno al núcleo. Sin embargo, este libro va a seguir su propia lógica y en lugar de empezar con el hidrógeno empezaremos con el que una vez se pensó que era el elemento más pesado en el universo, con número atómico 92.

La temperatura se acerca a los +38 °C, y la carretera entre Gaborone, capital de Botsuana, y Francistown se extiende en línea recta en dirección noreste. Es el apogeo de la estación caliente y aquí, en el borde del desierto de Kalahari, el paisaje debería tener un tono amarillento y polvoriento, pero las lluvias lo han transformado en un verde vibrante. Nos detenemos y vemos centenares de mariposas idénticas reunidas en una charca embarrada, y de vuelta a la carretera bien pavimentada y lisa mantenemos una atención constante para evitar una posible vaca, una cabra o un asno que se estén dando un banquete en la hierba al lado de la autovía.

En la gran mina de carbón y central térmica de Palapye giramos a la izquierda desde la carretera principal, y al cabo de una hora

Llegamos a un gran centro comercial y luego, casi sin advertirlo, hemos entrado en Serowe, considerada por algunos la ciudad tradicional más grande de África,⁶ un asentamiento con una población de unos noventa mil habitantes repartidos en casas de uno o dos pisos a lo sumo sin apenas estructura urbana.

Vemos señales que nos dirigen al museo, que no encontramos, y al kgotla, que sí encontramos. Este gran espacio abierto, muy ordenado, rodeado de árboles majestuosos y un muro de media altura, sigue siendo el lugar donde se reúnen los consejos de la tribu Bamangwato (la palabra kgotla significa «tribunal» en setswana), pero hoy esta totalmente desierto.

Pero retrocedamos ahora al 23 de junio de 1949, cuando la situación era muy diferente. Serowe, entonces el mayor centro urbano en el Protectorado Británico de Bechuanalandia, acababa de ver una invasión masiva de periodistas sudafricanos y británicos, además de los cientos de miembros de la tribu reunidos en el kgotla. No hacía tanto calor, pues era invierno, pero en ese momento era realmente un lugar remoto. No había un solo metro de carretera pavimentada en el protectorado, el país era pobre y austero, y los británicos preferían conducir su bastante relajada administración desde la más cómoda Mafeking en la Unión Sudafricana.

El centro de atención este día es un hombre alto y delgado cercano a los treinta años que se está dirigiendo a la multitud, venida en

⁶ G. Mwakikagile, *Botswana Since Independence*. (New Africa Press, Pretoria, 2009.)

muchos casos de largas distancias, y una mujer ausente. ¿Quiénes son, y qué es exactamente lo que hay en juego?

El joven es Seretse Khama, el heredero de la jefatura de los Bamangwato. Está luchando para que su tribu reconozca su matrimonio con Ruth Williams. Ruth es una joven inglesa de carácter fuerte, en otro tiempo miembro de la Fuerza Aérea Auxiliar de Mujeres y, debido a su matrimonio, también una ex empleada en una sucursal de la aseguradora Lloyd's en Londres. Fue despedida en cuanto el matrimonio se hizo de conocimiento público.^{7, 8, 9}

Seretse es probablemente el único hombre en el país con educación superior, pues tiene un grado de la Universidad Fort Hare en Sudáfrica además de estudios en Oxford; en la actualidad está enseñando derecho en el Inner Temple de Londres. Hijo del antiguo jefe, ha sido designado por su tío Tshekedi, el regente, para dirigir a su pueblo en el mundo moderno, pero enamorarse y casarse con una mujer blanca no entraba en los planes. Tshekedi y los ancianos de la tribu lo desapruaban y exigen un divorcio.

⁷ N. Parsons, W. Henderso, T. Thou, Seretse Khama. (Macmillan, Gaborone, 1995.)

⁸ W. Mbanga, Seretse & Ruth. (Tafelberg, Cape Town, 2005.)

⁹ M. Dutfield, A Marriage of Inconvenience. (HarperCollins, New York, 1990.)



FIGURA 5. Seretse Khama dirigiéndose al tribunal tribal en Serowe (1949). Foto © Time & Life Pictures/Getty Images.

Pero Seretse se gana el apoyo de los más jóvenes de la tribu, y la opinión de los delegados ha cambiado a su favor. Podría haber terminado aquí, con la decisión del kgotla de aceptar a Ruth como su futura reina, pero en su lugar esto va a convertirse en el «asunto Seretse», una pesadilla de relaciones públicas y diplomáticas para sucesivos gabinetes británicos, tanto laboristas como torys, que duraría hasta mediados de los años cincuenta.

¿Por qué? Según las leyes del protectorado, el gobierno británico tenía que confirmar al nuevo jefe, y esto nunca llegó a suceder. En

primer lugar, el caso se enredó en capas de burocracia: se inició una investigación, se anularon las conclusiones del comité, se destruyeron copias del informe, y, finalmente, en 1952, la pareja fue condenada sin juicio a un exilio permanente de la patria de Seretse por lord Salisbury, secretario tory de Relaciones con la Commonwealth.^{[7], [8], [9]}

Aunque no podemos saber con certeza qué factores fueron decisivos para influir en las acciones de los ministros del gabinete y los consejos de los funcionarios veteranos, hay una notable coincidencia que quizá señala lo que podría haber inclinado la balanza.

A comienzos de los años treinta la física atómica y la química nuclear se veían como poco más que un hobby caro para cerebritos superinteligentes, y los países que resaltaban la utilidad de la ciencia, como era el caso de la Unión Soviética, hacían poco por financiar dicha investigación. En consecuencia, no había gran demanda de materiales radiactivos. El radio era el más buscado, pero incluso eso no valía mucho, y las vetas de uranio que eran su fuente no tenían uso salvo para colorear el vidrio (lo que lo hace muy bello aunque, por razones obvias, ya no es así).

Como todos sabemos, la situación cambió rápidamente con la segunda guerra mundial, el Proyecto Manhattan, la bomba y el desarrollo posterior de la energía nuclear civil, todos basados en el uranio. Pese a que este metal es abundante (2,3 partes por millón en la corteza terrestre) y más común que el estaño, por ejemplo, los

depósitos aprovechables eran pocos cuando se inició la demanda. Además, el proceso que va desde el mineral al metal era relativamente complicado y poco explorado, de modo que la nueva minería y producción del uranio no podía asentarse de la noche a la mañana.¹⁰

En 1939 el uranio se sentaba en una esquina muy remota de la tabla periódica. Con número atómico 92 era el elemento más pesado conocido hasta 1940, cuando se descubrieron el neptunio y el plutonio, y solo unos pocos conocían estos elementos antes del final de la guerra. De hecho, su geografía periódica no estaba completamente establecida. En 1939 todavía no se había movido de su hogar original, situado directamente bajo el wolframio (W).ⁱⁱⁱ Aún estaba por descubrir y situar en su categoría especial la serie entera de los transuránidos —los actínidos, con números atómicos de 89 a 103— a finales de los años cuarenta.

Durante la segunda guerra mundial Estados Unidos había conseguido el monopolio virtual del uranio, y en 1949 controlaban las dos fuentes principales: Eldorado en Canadá, y Shinkolobwe en la región de Katanga, en lo que entonces era el Congo Belga.¹¹ La Unión Soviética tenía que trabajar (o eso se pensaba) con los suministros capturados entre los restos del proyecto alemán de bomba atómica y lo que todavía podía producirse en la vieja mina de Joachimsthal (Jáchymov) en la actual República Checa.

¹⁰ R. J. Duffy, «History of Nuclear Power» en *Encyclopedia of Energy* (Elsevier, Amsterdam, 2004), vol. 4.

¹¹ «49 Uranium Rush», *Popular Mechanics* 91, n.º 2, febrero de 1949.

Aunque la energía atómica barata y abundante era sin duda un proyecto atractivo para el gobierno británico, lo que probablemente ocupaba un lugar más alto en la agenda era la seguridad nacional en forma de armas nucleares. Pese a que científicos británicos habían participado en el Proyecto Manhattan, Estados Unidos no compartía todos sus resultados con su antiguo aliado y dejaba que los británicos desarrollaran por sí mismos las piezas que faltaban e, igualmente importante, encontraran su propio uranio.

Preguntados por políticos nerviosos, los geólogos predijeron (con bastante exactitud, como se mostraría más tarde) que a su debido tiempo las prospecciones localizarían depósitos de uranio suficientes para posibilitar tanto el uso a largo plazo de la energía nuclear como el desarrollo de armas atómicas. Cómo hicieron esta predicción está fuera del alcance de este libro, pero para 1948 ya existían mapas geológicos que mostraban la composición del terreno según los diferentes tipos de rocas, y dado el tipo de roca podían hacerse predicciones acerca de qué minerales podrían encontrarse en dicho lugar.

Sin embargo, para encontrar realmente mineral de uranio se necesita salir al campo, y con el uranio había una ayuda que podía convertir incluso al más amateur coleccionista de piedras en un prospector de uranio:^{iv} el contador Geiger. Este asequible instrumento manual mide la radiactividad, aunque las partículas alfa (núcleos de helio con dos protones y dos neutrones expulsados a gran velocidad) son más difíciles de detectar que las partículas

beta (electrones) o los rayos gamma (similares a los rayos X pero de energía aún mayor). Estos tres tipos de radiación son normalmente llamados «radiación ionizante», pues pueden desnudar a los núcleos de sus electrones para crear iones cargados; y así es precisamente como son detectados por el contador Geiger.

Cuando la radiación atraviesa un tubo lleno de gas —por ejemplo, el gas noble neón— estas moléculas de gas (o mejor dicho átomos, pues la molécula de neón es monoatómica) serán golpeadas por partículas de alta velocidad o fotones de alta energía y los electrones serán arrancados del átomo de neón, dando lugar a iones neón con carga positiva. Ahora el tubo contiene iones y de repente puede conducir la electricidad, igual que lo hace una solución acuosa de una sal (lo que no pueden hacer las moléculas neutras), y esto es lo que produce la lectura en el medidor. Pero normalmente el contador produce también un clic característico, que ayuda al prospector a localizar fácilmente la fuente de la radiación.

No sé si alguno de estos aficionados dio realmente con oro y obtuvo, al menos en Estados Unidos, una fuerte recompensa del gobierno. Al final de la guerra, sin embargo, las promesas de los geólogos y los prospectores de minas futuras eran poco consuelo para una nación que quería adquirir rápidamente armas nucleares. Parecía vislumbrarse una solución cuando se anunció la posibilidad de utilizar minerales de baja calidad de los campos de oro Rand, no lejos de Johannesburgo, en la Unión Sudafricana, para obtener

uranio.^{12, 13} El pro británico primer ministro de la Unión, mariscal de campo Jan Smuts, estaba dispuesto a cooperar, y ya estaban en marcha las negociaciones cuando su partido perdió las elecciones en 1948 y el Partido Nacionalista de D. F. Malan llegó al poder.

El nuevo régimen no tardó en poner en práctica su ideología de apartheid, y en junio de 1949, coincidiendo con la kgotla de Serowe, el Parlamento votó sin ninguna oposición la ley de matrimonios mixtos. Como consecuencia, el Partido Nacionalista no iba a tolerar en su puerta una pareja casada negro-y-blanca de alto nivel. Este fue también el mensaje de D. F. Malan al gobierno británico tras el triunfo de Seretse en Serowe. Sin embargo, no se detallaron las consecuencias exactas que tendría la falta de cooperación por parte de los británicos.

Los gobiernos británicos negaron durante mucho tiempo que hubieran estado bajo la presión de Sudáfrica, y utilizaron muchas medias verdades y acusaciones sin fundamento como excusas de sus actuaciones.^[7] Sin embargo, el historiador de Cambridge Ronald Hyam presentó pruebas en contra en 1986,¹⁴ como también lo hizo, independientemente, el periodista Michael Dutfield en su libro de 1990 *A Marriage of Inconvenience*.^[9]

El Partido Nacionalista tardó algún tiempo en decidir cuál era su mejor instrumento de persuasión, y al parecer decidieron que era el

¹² R. P. H. Willis, «The Uranium Story-An Update», *The Journal of The South African Institute of Mining and Metallurgy* 106, 601-609 (2006).

¹³ Z. Masiza, «A Chronology of South Africa's Nuclear Program», *The Non-proliferation Review*, otoño 35-55 (1993).

¹⁴ R. Hyam, «The Political Consequences of Seretse Khama: Britain, the Bangwato and South Africa, 1948-1952», *The Historical Journal* 29, 921 (1986).

uranio. Inmediatamente después de haber entregado, en persona, el primer mensaje airado del primer ministro sudafricano, el alto comisionado en Londres de la Unión, Leif Egeland, envió una nota al secretario de Relaciones con la Commonwealth donde se afirmaba que las negociaciones sobre el uranio serían suspendidas, al menos hasta finales de octubre de 1949.

Luego entró en escena un tercer actor, lo que posiblemente llevó la cuestión del uranio al primer lugar de la agenda. El 29 de agosto de 1949, la Unión Soviética sorprendió al mundo, y especialmente a los servicios de inteligencia occidentales, al detonar su primera bomba atómica con más de tres años de adelanto con respecto a las estimaciones de la CIA.

El resumen de la historia es que Ruth, Seretse y su niña Jacqueline fueron exiliados a Inglaterra por dos gobiernos británicos consecutivos, pese a que los gabinetes se vieron sometidos a fuertes críticas por parte de la prensa nacional e internacional, y también, se ha dicho, pese a que había mala conciencia entre algunos (pero no todos) de los funcionarios británicos implicados. El primer ministro Attlee comentó: «Es como si nos hubieran obligado a estar de acuerdo con la abdicación de Eduardo VIII para no molestar al Estado Libre de Irlanda y a Estados Unidos de América».¹⁵

En 1952 entró en funcionamiento la primera planta de uranio en Sudáfrica,^[12], ^[13] y el 26 de septiembre de 1957 se permitió a los

¹⁵ R. Hyam, P. Henshaw, «Prime Minister's Office Papers, PRO, PREM 8/1308, minutes por Attlee, 21 de diciembre de 1941 y 22 de enero de 1950», citado en *The Lion and the Springbook: Britain and South Africa Since the Boer War*. (Cambridge University Press, Cambridge, 2003.)

Khama volver a casa, aunque Seretse nunca fue oficialmente reconocido como jefe de los Bamangwato. Para entonces había, como se había predicho, mucho uranio en el mercado, y Sudáfrica era una causa perdida para la Commonwealth: solo dos años y medio después tuvo lugar el famoso discurso «Vientos de cambio» de Harold Macmillan en Ciudad del Cabo.

La historia del uranio se acaba aquí, pero no la historia de Seretse y Ruth. Los lectores del delicioso libro de Alexander McCall Smith sobre *The Number One Ladies' Detective Agency* quizá hayan reparado en un cuadro que colgaba en la pared de Mma Ramotswe: el del primer presidente de Botsuana, sir Seretse Khama, 1921-1980.^v Mma Ramotswe lo tenía en gran estima, al mismo nivel que la reina y Nelson Mandela.¹⁶

Entonces, ¿fue el exilio forzado de Khama la consecuencia del chantaje sudafricano por el contrato del uranio? No lo sabemos con seguridad. Ronald Hyam y Peter Henshaw argumentan en *The Lion and the Springbook: Britain and South Africa Since the Boer War* (2003),¹⁷ que el gobierno británico estaba más preocupado con la amenaza de anexión directa por parte de la Unión de sus protectorados africanos del sur, y que el exilio de los Khama se veía como un pequeño precio que había que pagar para proteger a los

¹⁶ A. McCall Smith, *The Number One Ladies' Detective Agency*. (Polygon, Edinburgo, 1999.) [Hay traducción en castellano: *La primera agencia de mujeres detectives*, Punto de Lectura, Madrid, 2008.]

¹⁷ R. Hyam, P. Henshaw, *The Lion and the Springbook: Britain and South Africa Since the Boer War*. (Cambridge University Press, Cambridge, 2003.)

habitantes de las actuales Botsuana, Lesoto y Suazilandia de caer bajo el yugo del apartheid.

Al mismo tiempo, Hyam y Henshaw señalan que para muchos de los miembros del gabinete se trataba de una cuestión de naturaleza estratégica, incluido el acceso a importantes materias primas, basada en «el contexto y los imperativos de la guerra fría». La vulnerabilidad de los protectorados era una de las mayores preocupaciones para los ministros y sus funcionarios civiles. No obstante, no parece que haya pruebas en los archivos británicos de un vínculo directo entre la suspensión de las negociaciones sobre el uranio en 1949 y cualquier acción tomada contra los Khama. La respuesta a si los sudafricanos estaban o no jugando realmente la carta del uranio en este juego debe ser investigada en los archivos de Pretoria.

Mi opinión es que durante un corto período de tiempo en 1949, tras la detonación de la bomba de la Unión Soviética, la cuestión del uranio puede haber sido importante, pero que respecto a las acciones generales tomadas por el gobierno del Reino Unido en años posteriores fue solo uno entre varios factores secundarios que influyeron en sus decisiones (otro fue el prejuicio racial).

Hay quienes dicen que la historia de Ruth y Seretse fue una fuente de inspiración para la última película de Spencer Tracy, *Adivina quién viene esta noche*, también protagonizada por Sidney Poitier, Katharine Houghton y Katharine Hepburn, y dirigida por Stanley Kramer. En esta clásica producción de Hollywood,^{vi} Houghton, una

joven blanca de clase media, invita a su muy reciente novio Poitier, que es negro, a cenar con sus padres. El filme fue estrenado en diciembre de 1967, seis meses después de que el Tribunal Supremo de Estados Unidos aboliera la limitación de los matrimonios interraciales. En esa época tales leyes estaban vigentes en diecisiete estados de la Unión, y el «crimen» se castigaba con la cárcel. El último estado en eliminar oficialmente la denominada Ley de Antimestizaje de su código legal fue Alabama, en el año 2000.¹⁸

¿Por qué las estimaciones de la CIA sobre la bomba atómica rusa fallaron de forma tan estrepitosa? En el capítulo 2 exploraremos la parte de la tabla periódica que da la respuesta.

¹⁸ D. Campbell, «Alabama Votes on Removing its ban on Mixed Marriages Special Report: The US Elections» *The Guardian*, 3 de noviembre de 2000.

Capítulo 2

Desde Bitterfeld con amor

En el capítulo 2 entramos en el engañoso y sombrío mundo del espionaje o «inteligencia», y de paso aprenderemos cómo se obtiene metal a partir de rocas.

En septiembre de 1961 Henry Lowenhaupt arrojó sus últimas piezas de metal de calcio de la Alemania Oriental al río Potomac, y observó la violenta reacción que hacía hervir el agua cuando el metal cedía dos de sus electrones a las moléculas de H₂O, lo que producía hidrógeno y grandes cantidades de calor. Explicar las reacciones químicas en detalle puede dar miedo, pero en realidad es bastante sencillo y no dudaré en mostrar una o dos ecuaciones mientras avanzamos. Recuerde tan solo que ni los átomos ni los electrones desaparecen nunca y estará preparado.

Lo que acabo de decir se traduciría como



Esto tiene cierto parecido con la reacción del sodio metálico con el agua que muchos de nosotros hemos visto en la escuela, y ciertamente es así. No obstante, la reacción con el calcio es un poco más lenta y se libera menos energía, porque se eliminan dos electrones del átomo y no solo uno como en el caso del sodio.^{vii} (Eliminar electrones es lo que llamamos «oxidación», y el calcio ha

cambiado de estado de oxidación cero a estado, o número, de oxidación +II.)^{viii}

Mr. Lowenhaupt debía de saber todo esto. Era un graduado de la Universidad de Yale que había trabajado en el Proyecto Manhattan que fabricó la primera bomba atómica; hizo el resto de su carrera en la CIA, desde 1947, cuando fue creada, hasta su retiro en 1991.¹⁹ El calcio metálico que entró en el Potomac era el último residuo de un proyecto que podía haber salvado a la CIA de su primer fracaso importante y fue parte de una de las más sofisticadas operaciones de sabotaje nunca ideadas: la Operación Spanner.²⁰

Como vimos en el capítulo 1, la detonación de la primera bomba atómica soviética en 1949 cogió por sorpresa tanto a la CIA como al MI6. Pero a favor de estos —al menos de los norteamericanos— habría que señalar que también cogió por sorpresa a los rusos el hecho de que fueran descubiertos inmediatamente. (El montaje de este sistema de detección es una historia muy interesante por sí sola.) ¿Por qué, entonces, los servicios de inteligencia de Estados Unidos y del Reino Unido subestimaron de forma tan drástica los avances del programa de bomba atómica de Stalin? En esencia, juzgaron mal la capacidad de la Unión Soviética para producir uranio. Se utilizaban minerales de baja calidad de las minas de los Urales, además de los suministros capturados a los alemanes.

¹⁹ Obituario, «Henry S. Lowenhaupt, 87; CIA Trailblazer», *The Washington Post*, 14 de marzo de 2006.

²⁰ H. S. Lowenhaupt, «Chasing Bitterfeld Calcium», *Studies in Intelligence* 17, n.º1 (1996 [versión expurgada, original publicado en 1973]).

Aunque espiar en los escenarios reales de la energía atómica en Rusia estaba descartado, podía extraerse mucha información de otras fuentes. Un blanco principal era el personal y las instalaciones utilizadas por el Uranverein de la Alemania nazi, el Club del Uranio, el nombre en código para el programa de armamento y energía nuclear que había caído bajo la administración rusa en su zona de ocupación. Una pregunta clave era cómo iban a obtener los rusos uranio metálico a partir del mineral de uranio.

La regla general es que los elementos metálicos son inestables en su forma metálica neutra (estados de oxidación cero), con notables excepciones como los metales nobles oro, plata y cobre que uno puede encontrar en forma de pepitas si tiene suerte. Estos metales mantienen firmemente a sus electrones, en claro contraste con el sodio o el calcio, que simplemente están esperando algo adecuado al que ceder los electrones que tienen en su último «redil» u «orbital» ocupado.^{ix}

El uranio puede ser tan bueno como el oro en algunas circunstancias, pero desde luego no es un metal noble. De ordinario se encuentra en la naturaleza con número de oxidación IV, U^{4+} , con cuatro electrones eliminados, normalmente combinado con oxígeno en UO_2 (o en el mineral pechblenda, con la fórmula aproximada U_3O_8 que tiene una combinación de iones U^{4+} y U^{6+}). Para recuperar los electrones y obtener uranio metálico necesitamos algo que esté muy dispuesto a ceder sus electrones, lo que llamamos un fuerte agente reductor.

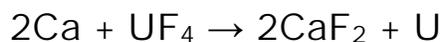
Muchos de los agentes reactivos utilizados en la producción de uranio a partir de su mineral son ordinarios y tienen otros usos, pero debido a que el uranio es tan innoble necesita un agente reductor muy especial y muy fuerte para hacerse metálico. Los alemanes habían utilizado calcio metálico producido en Bitterfeld, una pequeña ciudad de la Alemania Oriental próxima a Leipzig y no lejos de la antigua mina de uranio en Joachimsthal (Jáchymov), en la República Checa. Puesto que Alemania estaba dividida entre las potencias ocupantes, y aún no se había establecido la República Democrática Alemana con sus estrictos controles fronterizos, obtener «inteligencia» desde el interior de la zona rusa era al menos factible, y tanto el MI6 como la CIA mantenían una estrecha vigilancia sobre la factoría de Bitterfeld (además de vigilarse mutuamente).

En 1947 se habían acumulado pruebas que demostraban que la factoría de Bitterfeld estaba produciendo cada mes treinta toneladas de calcio metálico destilado de alta pureza. Asociamos la destilación con la separación de etanol del agua: así se producen los licores en las destilerías. El método se basa en los diferentes puntos de ebullición de las dos sustancias, 78 °C para el etanol y 100 °C para el agua, pero la destilación es un método muy general de purificación en la industria química, aplicable a todo tipo de sustancias. Si enfriamos el aire lo suficiente para que se haga líquido (y tiene que estar muy, muy frío) podemos destilarlo y separar sus componentes, tales como nitrógeno o neón.^x El calcio

funde a 842 °C y hierve a 1.484 °C, pero estas temperaturas descienden si se reduce la presión. Sin embargo, para lograr esto no es necesario construir una planta química en la cima de las montañas del Himalaya, pues es bastante fácil crear condiciones similares en la factoría. De hecho, en 1946 Estados Unidos ya había puesto las bombas de vacío en la «lista de control de exportación», lo que frenó un encargo importante de una organización comercial rusa.

El problema al que se enfrentaban Lowenhaupt y sus colegas era que necesitaban estar seguros de que las treinta toneladas de calcio por mes estaban yendo al programa nuclear ruso y no a algún uso legítimo en la industria alemana. Tras algunas indagaciones averiguaron que unas cinco toneladas por mes de metal bastante impuro habían sido producidas por las compañías Osram y Philips durante la guerra, aparentemente para hacer lámparas para radio, y otras veinte toneladas por mes de diferentes aleaciones (mezclas de metales) de calcio con aluminio y zinc fueron vendidas a los ferrocarriles alemanes. No había así ninguna manera de que las treinta toneladas de calcio destilado tuvieran compradores en la industria alemana, y cuando un agente dentro de la factoría de Bitterfeld informó de que el 26 de julio de 1947 habían salido tres vagones que llevaban calcio destilado con destino a Elektrothal Moskau Post Box 3, Kursk Railroad, debería haber quedado claro que el gato se había escapado del saco.

Para concretar lo que los rusos planeaban hacer con el calcio, una muestra fue sacada a escondidas por el agente que trabajaba dentro de la factoría de Bitterfeld, y cuando la CIA obtuvo el análisis completo estaba claro que tenía todas las especificaciones necesarias para reducir los iones de uranio a uranio metálico de alta pureza listo para aplicaciones nucleares. El modo de obtenerlo consistía en hacer primero moléculas de UF_4 y luego hacerlas reaccionar con el calcio metálico para producir fluoruro de calcio y uranio metálico, lo que de forma más conveniente se escribe como:



No se ven explícitamente los electrones que cambian de lugar en esta reacción, pero puesto que siempre se considera que el flúor lleva carga menos uno, excepto en el gas F_2 , es muy fácil calcular que el uranio empieza como +4 y cada uno de los dos átomos de calcio termina como +2.

Lo bonito de estas fórmulas de reacción es que ahora podemos calcular exactamente cuánto uranio metálico podían obtener los rusos cada mes. No le aburriré con los detalles,^{xi} pero en realidad no es muy diferente de calcular cuánta mayonesa y cuántos merengues pueden hacerse a partir de un número dado de huevos. Puesto que el uranio es mucho «más pesado» que el calcio, es posible, en teoría, obtener casi doscientas toneladas a partir de treinta toneladas de calcio. En el mundo real este número es menor, y se utiliza mucho

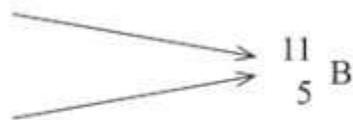
más calcio. Los norteamericanos lo calcularon utilizando un límite técnico de aproximadamente 1:2,2, de modo que treinta toneladas de calcio solo darían sesenta y seis toneladas de uranio.

Además, las estimaciones a partir de estas cifras indicaban que los rusos tenían mucho más uranio que el que se había predicho a partir de las fuentes de uranio conocidas a las que tenían acceso. Por razones que no están claras —Lowenhaupt echaba la culpa a la «arrogancia»— no se actuó debidamente con esta información; de lo contrario la fecha para una primera bomba rusa habría sido revisada. No está claro que ello hubiera supuesto alguna diferencia, pero lo que sí podría haber tenido algún impacto era la Operación Spanner, concebida por el legendario oficial del MI6, y químico, Eric Welsh.

La especificación más importante para el uranio metálico era el nivel de impurezas de boro. El boro, con símbolo B y número atómico 5, existe en la naturaleza en dos formas que llamamos isótopos, una con cinco protones y cinco neutrones en el núcleo, ^{10}B , y otra con un neutrón extra, ^{11}B , o boro-11 (el uso de superíndices y subíndices se muestra en la Figura 6). Para el científico nuclear el boro-10 era el gran problema, pues este átomo engulliría cualquier neutrón lanzado sobre la muestra con el objetivo de dividir los átomos de uranio (y los neutrones secundarios de esta división que formaban plutonio) y se transformaría en boro-11. Con demasiado boro-10 en el uranio metálico la reacción nuclear simplemente se detendría.

Un análisis químico normal del calcio metálico que salía de la factoría de Bitterfeld no revelaría cuánta cantidad de cada isótopo estaba presente, pues ambos tienen las mismas propiedades químicas; la especificación de menos de una parte por millón de boro se comprobaría de manera rutinaria. Esto dio al comandante Welsh la idea de reemplazar el boro natural, que solo tiene un 20 % del boro-10 perjudicial, por una muestra artificialmente enriquecida. Con tal de que sus orígenes no fueran nunca revelados, un material con un 90 % de boro-10 —un nivel que arruinaría por completo la explotación nuclear del uranio metálico producido— podía obtenerse de la Comisión de Energía Atómica de Estados Unidos, que lo había obtenido como producto derivado del Proyecto Manhattan.

Número másico = suma del número de protones y neutrones en el núcleo; identifica el isótopo específico de un elemento.



Número atómico = número de protones en el núcleo; la dirección en la tabla periódica.

FIGURA 6. Cómo se escriben el número atómico y el número másico junto con el símbolo del elemento. El «5» y la «B» dicen en realidad lo mismo, pero el «11» identifica el isótopo específico al que también podemos llamar boro-11.

Sin embargo, la operación nunca se llevó a cabo, pese a que se le hizo llegar el material enriquecido al agente en Bitterfeld. La producción de calcio se interrumpió durante un tiempo y el agente temió que la operación hubiera sido descubierta; luego los rusos detonaron la bomba y montaron sus propias instalaciones para obtener calcio, lo que hacía redundante toda la operación. Pero no había por qué preocuparse. Welsh insistió en operar directamente bajo el mando de la cabeza del MI6, «C» («M» en las historias de James Bond), puenteando a los agentes como Kim Philby, de modo que la operación habría sido bastante segura, o al menos tan segura como pueden ser estas cosas.²¹ (El ingeniero alemán y agente del MI6 fue finalmente evacuado y se estableció en Argentina bajo una nueva identidad.)²²

El cargamento de boro adulterado hizo tranquilamente su camino de vuelta desde Alemania Oriental a la Comisión de Energía Atómica de Estados Unidos, y nunca quedó ningún rastro que mostrase que había dejado su vida tranquila en el almacén. El papel de Bitterfeld en la historia del uranio fue central, pero actualmente tiene que contentarse con albergar el festival de rock y heavy-metal United Metal Maniacs.

Incluso sin golpearlos con neutrones, los átomos de uranio se autodestruirán de forma natural mediante un proceso conocido como «desintegración radiactiva». Esta desintegración procede de

²¹ M. S. Goodman, *Spying in the Nuclear Bear: Anglo-American Intelligence and the Soviet Bomb*. (Stanford University Press, Stanford, 2007.)

²² C. Campbell, *A Questing Life*. (iUniverse, Bloomington, 2006.)

varias maneras. En uno de estos procesos se emite una partícula alfa, más conocida como un ión He^{2+} . En contraste con el calcio metálico, un fuerte agente reductor que voluntariamente cede sus electrones, el He^{2+} es un fuerte agente oxidante, y robará electrones de casi cualquier cosa que encuentre en su camino para transformarse en gas helio normal. Todo el helio que tenemos en la Tierra, incluido el gas que llena los globos de nuestros niños que juegan en el parque, fue una vez parte de un átomo de uranio o de torio (torio, Th, número atómico 90, es el otro importante elemento radiactivo natural), y un globo de helio, o más bien su ausencia, es uno de los temas principales del capítulo 3.

Capítulo 3

El curioso incidente del perro en el dirigible

En el capítulo 3 jugamos con gases y fuego, y exploramos una de las ecuaciones más importantes de la ciencia.

Joseph Späh tenía que alimentar a su perro; no hay nada extraño en eso. El problema era que Ulla, un perro alsaciano, estaba confinado en la bodega de carga, no accesible a los pasajeros. Si todo hubiera ido conforme al programa, esto tampoco hubiera tenido importancia, excepto por las quejas de los miembros de la tripulación que no apreciaban las necesidades de este amigo canino y colaborador en el espectáculo de Späh.²³ Pero este vuelo no iba de acuerdo con el plan, y las frecuentes visitas de Späh a la popa del Hindenburg le iban a dar problemas en los años futuros.²⁴

Hoy día el Departamento de Energía de Estados Unidos y sus homólogos en Europa y Japón dedican miles de millones al desarrollo del uso del hidrógeno para futuras aplicaciones energéticas; por ejemplo, como combustible para automóviles y autobuses.²⁵ Su mayor ventaja es la combustión limpia de este combustible: dos moléculas de hidrógeno se combinan con una molécula de oxígeno y dan dos moléculas de agua. Quizá el futuro

²³ B. Brink, Stockholms-Tidningen. Periodista sueco a bordo del Hindenburg, varios artículos enviados a Estocolmo durante el último viaje y citado en el documental de 2011 para Sveriges Radio, «Ombord på Hindenburh», 30 de enero de 2010.

²⁴ P. Russell, Faces of the Hindenburg, 2013. <http://facesofthehindenburg.blogspot.com>, consultado el 10 de junio de 2013.

²⁵ The Hydrogen and Fuel Cells Program. (U.S. Department of Energy, 2013.) <http://hydrogen.energy.gov>, consultado el 10 de junio de 2013.

pertenezca a la «economía del hidrógeno» pero, por desgracia para sus defensores, la historia popular del hidrógeno como combustible está ligada a la tragedia del Hindenburg.

Volveremos en un momento al pobre perro de Joseph Späh, pero por ahora consideremos el hecho de que por encima del perro, y por encima de cualquier otro ser a bordo del confortable y lujoso Hindenburg, había enormes «bolsas» llenas de hidrógeno, el más ligero de todos los elementos, con solo un protón y un electrón. Tiene la densidad más baja de cualquier gas y está formado por dos átomos de hidrógeno combinados mediante un único enlace químico que se forma al compartir los dos electrones con carga negativa entre los dos núcleos cargados positivamente. Este gas H₂ había llevado el mayor dirigible del mundo desde Frankfurt a Lakehurst en las afueras de Nueva York, y antes de eso en exitosos viajes por todo el mundo durante el año anterior.

Hoy solemos preguntarnos cómo alguien podía contemplar siquiera la idea de viajar en lo que puede describirse como una bomba volante. Pero al hacerlo olvidamos que los dirigibles comerciales alemanes, construidos por Luftschiffbau Zeppelin GmbH, tenían un récord de seguridad excelente.²⁶ El Graf Zeppelin, por ejemplo, completó ocho años de servicio regular —principalmente en la ruta Alemania-Brasil— sin incidentes, y los grandes dirigibles en todo el mundo, con pocas excepciones, utilizaban el hidrógeno como poder ascensional y así lo habían hecho durante casi treinta años.

²⁶ Comunicación personal. Richard Van Treuren utilizando datos de H. v. Schiller, *Zeppelin, Wegbereiter des Weltluftverkehrs*. (Kirchsbaum Verlag, Bad Godesberg, 1966.)

Así que en el salón de fumadores revestido de asbesto a bordo del Hindenburg, Späh y los demás pasajeros disfrutaban placenteramente de las vistas que podían observar durante la travesía del Atlántico en este primer servicio regular Frankfurt-Nueva York en 1937, y no pensaban en el hidrógeno. Una película casera rodada por Späh, que sobrevivió milagrosamente al desastre final, les muestra señalando con entusiasmo algunos icebergs flotando mientras la aeronave se acercaba al continente americano a la respetable velocidad de 134 kilómetros por hora.²⁷

¡Qué estúpidos!, pensamos hoy: ¿por qué no utilizaban helio en lugar de hidrógeno? Y entonces recordamos que había un embargo comercial contra la Alemania nazi por parte de Estados Unidos, de modo que los alemanes no podían comprar helio. Pero cuando se estudian los detalles resulta que la historia es más compleja y más interesante que este «hecho» simple y bien conocido aunque, como veremos, incorrecto.²⁸

Por supuesto, los ingenieros lo sabían todo del helio. Con dos protones, dos neutrones y dos electrones, este gas monoatómico es más denso que el hidrógeno, y por eso no tiene tanto poder ascensional. Podemos deducirlo, puesto que tanto el H₂ como el He (y casi todos los demás gases en que podamos pensar) obedecen a una maravillosa ley de la química llamada ley de los gases ideales. Entre otras muchas cosas, la ecuación de la ley de los gases ideales

²⁷ Toma del Hindenburg desde el dirigible en su último vuelo, YouTube, <http://www.youtube.com/watch?v=orSzc8JxBfg>, consultado el 10 de junio de 2013.

²⁸ W. N. Medlicott, «The Economic Blockade», en *History of the Second World War*, United Kingdom Civil Series, W. K. Hancock, ed. (Longmans, Green and Co., Londres, 1952.)

nos dice que si duplicamos el peso (o, más correctamente, la masa) de la molécula de gas, la densidad del gas también se duplicará.

Sin embargo, el helio también tenía ventajas técnicas. Ser dos veces más pesado por molécula significa que el helio es un aislante mejor que el hidrógeno, un factor que no hay que ignorar en un dirigible expuesto al sol todo el día. El problema del calentamiento se debe a que un gas que obedece a la ley de los gases ideales y aumenta su temperatura (expresada en grados Kelvin) en un 10 % también aumentará su volumen en un 10 % (o, si está encerrado en un recipiente de volumen fijo, aumentará su presión en la misma proporción). Ambos efectos debían ser cuidadosamente calculados por los ingenieros para asegurar que tanto las bolsas de gas como la estructura de aluminio del dirigible podían soportar tales tensiones mecánicas. ¿Por qué, entonces, este es un problema menor en el caso del helio? Porque el helio se calienta más lentamente, pues la velocidad media de las moléculas del gas es menor si son más pesadas, y esto significa que el helio transmite el calor por conducción a un ritmo más lento. También podemos deducir esto a partir de la ley de los gases ideales (¡quizá usted ya empiece a ver por qué es tan maravillosa!); de hecho, en las regiones más frías del mundo damos buen uso a este conocimiento en ventanas con doble o triple lámina de vidrio llenas con argón, un gas cuyas moléculas tienen una masa mayor que la del nitrógeno, el principal constituyente del aire.

La ley de los gases ideales fue de enorme importancia para los primeros científicos que desarrollaron la química, pero también para los ingenieros aeronáuticos que diseñaban sus naves para soportar cambios en el volumen y la presión de un gas, y también para adaptar el diseño a los diferentes gases ascensionales hidrógeno y helio.

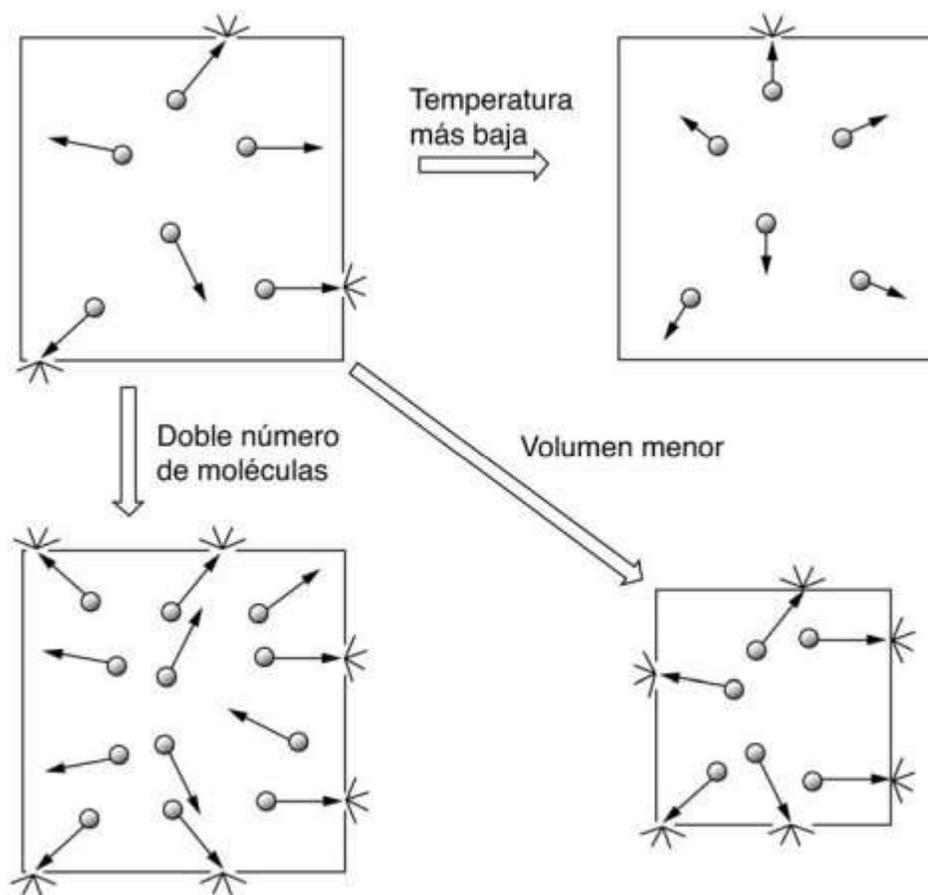


FIGURA 7. La ley de los gases nos dice cómo se comporta un gas en condiciones normales. Arriba a la izquierda: la presión (P) sobre las paredes del recipiente que contiene al gas, por ejemplo un globo de helio comprado en el zoo, aparece porque las moléculas chocan contra

la pared, y cuantos más choques se producen por segundo mayor es la presión. Arriba a la derecha: cuando las moléculas están frías (baja T) y se mueven rápidamente, menos de ellas chocan contra la pared cada segundo y la presión también será menor. Abajo a la izquierda: si aumentamos el número de moléculas de gas (n), más chocarán contra las paredes cada segundo. Abajo a la derecha: si disminuimos el volumen (V) hay menos espacio para moverse y de nuevo más moléculas chocarán contra las paredes. Todo esto se resume de manera muy elegante en la fórmula $P \times V = n \times R \times T$ ^{xii}, donde R es la «constante de los gases» un número cuya importancia es mucho mayor que tan solo explicar el comportamiento de los globos de helio.

La gran ventaja del helio, sin embargo, es que es el elemento menos reactivo conocido: no hay ningún compuesto químico conocido que contenga átomos de helio combinados con otros elementos. Por lo tanto, ninguna reacción peligrosa puede tener lugar con este gas, en contraste con el hidrógeno, que fácilmente reacciona con el oxígeno y en algunas proporciones lo hace de forma explosiva.

La gran dificultad para Alemania, y de hecho también para Gran Bretaña y Francia, era que no se podía encontrar nada de helio en Europa. Estados Unidos era el único proveedor en el mundo, e incluso allí el suministro era escaso en los años veinte.

El helio se forma por la desintegración radiactiva de elementos más pesados en el interior de la Tierra, especialmente el torio y el uranio.

Se filtra a través de goteras y grietas en las rocas y se recupera como una parte menor en el gas natural. Puesto que lo que se buscaba en los años veinte era petróleo, la producción de gas natural era baja y también lo era la producción de helio. Se decía que cuando la Navy botó el primero de cuatro dirigibles gigantes basados en helio, el USS Shenandoah (Figura 8), en 1923, sus bolsas de gas contenían la mayor parte del helio producido en toda la historia, y que cuando el USS Los Ángeles entró en servicio en 1924 era difícil que los dos dirigibles estuvieran operativos al mismo tiempo debido a la escasez de helio.

Puesto que el helio se consideraba un importante recurso estratégico, su producción estaba bajo la supervisión de la Oficina de Minas, y las exportaciones estaban controladas en última instancia por la Secretaría del Interior. En 1925 se creó una gran reserva nacional (aún en uso en 2013). Con el tiempo, no obstante, los incrementos en la producción llenaron los stocks y en consecuencia se concedieron licencias de exportación.

Sin embargo, entre el público parece haber cuajado la idea de una prohibición de las exportaciones de helio en Estados Unidos, pues el presidente Herbert Hoover sintió la necesidad de hacer un comentario sobre el tema durante una conferencia de prensa en 1930. Hoover decía que «es una idea totalmente errónea la de que Estados Unidos está impidiendo el uso del helio en el desarrollo de la navegación más ligera que el aire». Luego pasó a explicar que la razón de que la exportación de helio no despegara era que el helio

era cuatro veces más caro que el hidrógeno, y que el hidrógeno podía «hacerse sobre el terreno», mientras que había una considerable carencia de «estaciones de servicio» de helio alrededor del mundo.²⁹



FIGURA 8. Si la datación de esta foto en 1924 es correcta, el dirigible que aparece en la imagen, el USS Shenandoah, contiene probablemente casi todo el helio disponible para uso comercial que existía en esa época. © CORBIS.

²⁹ J. T. Woolley, G. Peters, Herbert Hoover, Statement About the Export of Helium and the President's News Conference, October 10, 1930, The American President Project, Santa Barbara, CA: University of California (1930), <http://www.presidency.ucsb.edu/ws/?pid=22382>, consultado el 10 de junio de 2013.

Uno puede preguntarse de dónde sacamos el hidrógeno, ya que el presidente Hoover pensaba que su disponibilidad en todo el planeta era evidente. Parte de la respuesta es que hay muchas maneras de obtenerlo, y siendo él un ingeniero de minas es probable que lo supiera muy bien.

En el prelude a otro famoso desastre —la expedición sueca en 1897 al Polo Norte de Andrée, Fraenkel y Strindberg (un pariente del autor homónimo a quien encontraremos en el capítulo 12)— se transportaron arrabio y ácido sulfúrico en el vapor Virgo hasta las islas Svalbard. Allí el ácido fue derramado sobre el hierro. El hidrógeno formado en la reacción fue recogido y utilizado para inflar el globo Örnén («El Águila»), que pronto se elevó y derivó hacia al norte, para no volverse a ver.



Lo más habitual, no obstante, es que el hidrógeno se produzca mediante varios procesos ingeniosos y relacionados que utilizan carbono y agua —con gas natural o petróleo como materiales de partida^{xiii} pero también puede obtenerse por electrólisis directa del agua utilizando una corriente eléctrica, una reacción que es, de hecho, la inversa de la reacción de combustión potencialmente explosiva.

Así pues, debido a esta facilidad de producción y a las numerosas posibilidades de «repostaje» de emergencia, el hidrógeno siguió siendo el gas elegido para los dirigibles alemanes y británicos, y la afirmación de Hoover (fecha el 10 de octubre de 1930) muy bien podría haber sido una respuesta directa al accidente del R101 británico.

El R101 fue uno de los dos primeros dirigibles en el planeado Imperial Airship Scheme, y se estrelló en su viaje inaugural cerca de Beauvais, en el norte de Francia, pocas horas después de cruzar el canal de la Mancha. Era una aeronave del gobierno que llevaba oficiales británicos en su viaje a Karachi (en lo que ahora es Pakistán), pero había grandes esperanzas de que R101 y su competidor R100, construido por Vickers, pudieran tener un gran éxito comercial.³⁰

El atractivo de los dirigibles puede verse al comparar los programas de su ruta: el servicio Imperial Airways tardaba ocho días, con 21 paradas en el camino; por mar, el viaje duraba cuatro semanas. El R101 prometía hacer lo mismo en cinco días con una sola parada (Ismailía en Egipto), y lo que es más, con el confort de un «fastuoso hotel flotante».

El accidente propiamente dicho (en la madrugada del 5 de octubre de 1930, cinco días antes de la conferencia de prensa de Hoover) no fue realmente violento, y en otras circunstancias solo habría causado daños menores. Sin embargo, el fuego que siguió acabó con

³⁰ N. Shute, *Slide Rule*. (Heinemann, London, 1954.)

la vida de todos menos 5 de los 49 pasajeros. Obviamente, el hidrógeno ardiente fue en este caso el agente destructivo, pero las causas subyacentes fueron varias fatales decisiones administrativas, políticas y técnicas tomadas por lord Thomson, el secretario del Aire, y otros funcionarios veteranos, muchos de los cuales perdieron la vida en el accidente. Al menos esto es lo que se contaba veinticinco años después del accidente en el libro autobiográfico *Slide Rule* del popular autor británico-australiano Nevil Shute.^[30] En esa época, Shute era ingeniero jefe del competidor Vickers R100, que había completado sin problemas un vuelo de prueba a Canadá a principios de ese mismo año, y conocía como nadie todos los aspectos del programa de dirigibles. El accidente paró en seco el Imperial Airship Scheme, y evidentemente despertó la perenne aversión de Shute hacia los funcionarios del gobierno y las visiones bastante idealistas sobre la empresa y el empresariado privado.

El desastre del R101, y un creciente suministro de helio disponible de Estados Unidos, fue probablemente la causa de que los ingenieros de Zeppelin replantearan sus diseños, y cuando en 1931 se trazaron los planos de los dos dirigibles alemanes, más tarde bautizados como Hindenburg y Graf Zeppelin II, se pensó en el helio como potencia ascensional. Sin embargo, dos cambios políticos iban a hacerlo imposible: la llegada al poder de Adolf Hitler y el Partido Nacional-socialista en Alemania, y la elección de Franklin D. Roosevelt como presidente de Estados Unidos.

El principal obstáculo no fue el propio Roosevelt, sino que él había elegido como secretario del Interior, y por lo tanto responsable de la reserva nacional de helio, a Harold Ickes, un político de Chicago independiente y acérrimo antifascista.³¹ Ickes no estaba dispuesto a firmar ninguna licencia de exportación de helio a Alemania, y por ello el Hindenburg tuvo que ser adaptado para el hidrógeno. Es importante señalar, no obstante, que no hubo un boicot general ni embargo comercial de Estados Unidos sobre Alemania.

Muchas personas han visto alguna vez las imágenes del accidente del Hindenburg tomadas desde el aeropuerto de Lakehurst. Probablemente muchas personas también están convencidas, como yo lo estaba, de que nadie pudo haber sobrevivido a la explosión y las llamas. Todo sucedió con gran rapidez, y en cuestión de segundos toda la aeronave estaba ardiendo. Yo me llevé una gran sorpresa cuando descubrí que no era así ni mucho menos; más de la mitad de los pasajeros y de la tripulación se salvaron, y algunos, como Joseph Späh, solo sufrieron heridas menores. (Por supuesto muchos sufrieron heridas graves, y de las 97 personas a bordo 35 murieron, junto con un miembro del equipo en tierra que también murió.)

Una no tan maravillosa ley de los medios de comunicación es la razón de que el desastre del R101 en Beauvais esté prácticamente olvidado, aunque hay motivos para decir que fue mucho más grave, mientras que el accidente del Hindenburg es conocido en todo el

³¹ G. J. White, J. R. Maze, *Harold Ickes of the New Deal: His Private Life and Public Career*. (Harvard University Press, Harvard, 1985.)

mundo: si algo no está filmado, es casi como si no hubiera sucedido.

No parece haber un consenso general sobre la causa del accidente del Hindenburg. La Encyclopaedia Britannica nos dice: «El fuego se atribuyó oficialmente a una descarga de electricidad atmosférica en la vecindad de una fuga de hidrógeno de la aeronave, aunque se especuló que el dirigible fue víctima de un acto de sabotaje antinazi». Nunca se ha encontrado ninguna prueba de juego sucio, pero puesto que el fuego se inició en la popa del Hindenburg, las frecuentes visitas de Späh a su perro, de las que fueron testigos muchos miembros de la tripulación, parecieron sospechosas. Tras el accidente fue investigado por el FBI y finalmente liberado de toda sospecha.

El accidente conmocionó al mundo, y desde Alemania se hicieron nuevos pedidos de helio para utilizar en el Graf Zeppelin II. Ickes tenía a todo el gabinete en su contra, incluido el presidente Roosevelt, y finalmente cedió.³² Un artículo en el New York Times del 17 de enero de 1938 informaba de que el carguero alemán Dessau de 3.663 toneladas era esperado pronto en Houston para cargar el primer flete de helio para Alemania.³³ Sin embargo, la política nazi puso de nuevo en peligro el acuerdo del helio, pues en febrero el canciller austríaco fue «invitado» por Hitler a hacer un

³² J. T. Woolley, G. Peters, Recommendation on a Policy for Helium Export, May 25, 1937, The American Presidency Project, Santa Barbara, CA: University of California (1937) <http://www.presidency.ucsb.edu/ws/?pid=15408>, consultado el 10 de junio de 2013.

³³ «Helium to Germany», Time Magazine, lunes 17 de enero de 1938.

trato que preparó la completa «Anschluss» de Austria a Alemania un mes después.

En el diario de Ickes, publicado después de su muerte, la cuestión del helio aparece continuamente durante la primavera y el comienzo del verano. Por ejemplo, la primera entrada del 17 de abril es: «Aún no he firmado el contrato del helio», y describe acaloradas discusiones recurrentes con el presidente y con el secretario de Estado, Cordell Hull, tanto dentro como fuera de las reuniones formales del gabinete. Incluso recibió la visita en persona del Dr. Capitán Eckener de la Compañía Zeppelin, un declarado antinazi de quien Ickes tenía «una muy buena opinión», pero no sirvió de nada. Ickes perseveró, y ganó: nunca se firmó el contrato.³⁴

Desgraciadamente Ulla, el perro de Joseph Späh, no pudo escapar del Hindenburg, pero Späh siguió actuando como acróbata con el nombre de «Ben Dova» hasta comienzos de los años setenta del siglo pasado, cuando se retiró.

El dirigible hermano del Hindenburg, el Graf Zeppelin II, desempeñó un papel menor en la propaganda nazi y voló en algunas misiones de espionaje con la llegada de la segunda guerra mundial, pero pronto fue desguazado y su estructura de aluminio terminó formando parte de los aviones de combate Messerschmitt. No obstante, yo le animo a visitar el maravilloso mundo de Internet y observar la película del Hindenburg en todo su esplendor, volando

³⁴ H. L. Ickes, *The Secret Diary of Harold L. Ickes: The Inside Struggle: 1936-1939*, volume 2. (Simon and Schuster, Nueva York, 1955.)

sobre Manhattan en 1936. Es difícil imaginar un modo de viaje más majestuoso.

Pero no se imagine viajando hasta su destino vacacional preferido en un dirigible sostenido por helio. Hoy, como en los años veinte del siglo pasado, tenemos escasez de helio y, para empeorar las cosas, el helio es tan ligero que acabará escapando del campo gravitatorio de la Tierra. Esto significa que cada globo infantil comprado en el parque supone una pérdida irreparable de un recurso valioso.

Capítulo 4

El espía y el secreto de los sarracenos

Un capítulo en el que aprendemos a no hacer demasiado ruido en Sheffield, y a cómo encontrar un mapa que nos ayudará a fabricar acero.

El 15 de agosto de 1754 no fue un buen día para el espía sueco Reinhold Angerstein. Parece que, tras mostrar un vivo interés por los Crucible Steel Works de Benjamin Huntsman en Sheffield, se vio apremiado a tomar la próxima diligencia que salía de la ciudad, o algo similar. En su diario solo puede registrar alguna información superficial sobre cómo hacer navajas y, si se compara con los detalles que da en otros lugares, la falta de información sobre Sheffield sugiere una salida urgente y apresurada.³⁵

Sin embargo, siendo hombre de notables habilidades sociales, así como un caballero, no tenía que desesperar. Al parecer encontró alojamiento para la noche con el joven marqués de Rockingham, Charles Watson-Wentworth, en Wentworth House. De pasada, entre notas técnicas y de negocios en sus diarios, se nos dice que el marqués está casado con «una hija de un caballero adinerado».³⁶ No nos deja saber si ella es guapa o no, pero quizá los espías de tiempos antiguos se centraban más en sus misiones que los

³⁵ P. Berg, «Background and Biography», en R.R. Angerstein's Illustrated Travel Diary, 1753-1755: Industry in England and Wales from a Swedish Perspective, P. Berg, ed. (Science Museum, NMSI Trading Ltd, Exhibition Road, Londres, 2001.)

³⁶ R. R. Angerstein, R. R. Angerstein's Illustrated Travel Diary, 1753-1755: Industry in England and Wales from a Swedish Perspective, P. Berg, ed. (Science Museum, NMSI Trading Ltd, Exhibition Road, Londres, 2001.)

actuales. Desde luego no había leído a Ian Fleming, y probablemente no tenía ni idea de cómo esperamos que se comporte un espía-y-caballero. Se nos cuenta, sin embargo, que uno de los antepasados del marqués fue decapitado por apoyar a Carlos I.

Parece que él mismo era de buena apariencia, si hay que creer en el parecido del retrato en la Figura 9, que aún cuelga en la oficina central del Jernkontoret («The Iron Bureau», la Asociación Sueca de Productores de Acero)^{xiv} en el centro de Estocolmo. En 1754 tenía treinta y seis años y, con alguna licencia poética, podríamos decir que estaba viajando por Inglaterra y Gales para descubrir el secreto de los sarracenos. Era un espía industrial enviado por el gobierno sueco, y como tal utilizaba «todos los medios posibles, legales o no» para conseguir lo que quería.^[35]

A mediados del siglo XVIII el gobierno sueco y los fabricantes de hierro del país querían saberlo todo sobre la siderurgia británica. No es que los suecos quisieran mejoras en sus fábricas de armas: cualquier sueño realista de poder militar sueco en Europa terminó en la pequeña ciudad ucraniana de Poltava casi cincuenta años antes. No; era tan solo cuestión de negocios. En esa época una gran proporción del hierro con que trabajaba la industria del acero británica procedía de Suecia, y en algunos años equivalía hasta un 60 % de los ingresos suecos por exportación.^[36] Había así una buena razón para que los suecos pusieran el ojo en cualquier desarrollo relacionado con el hierro en Inglaterra y sus vecinos.

Desde luego me gustaría poder decir que la razón de la rápida retirada de Angerstein de Sheffield y sus acererías fue que el propietario, el perspicaz Mr. Huntsman, estaba manteniendo el secreto de los sarracenos —un antiguo procedimiento de hacer acero que él acababa de redescubrir— lejos de todos los posibles competidores.³⁷ Sin embargo, eso no sería completamente cierto, pues lo que he decidido llamar «el secreto de los sarracenos» es un asunto muy complejo y, pese a afirmaciones en contra, no entendido del todo ni siquiera hoy.

³⁷ S. Rydberg, Para saber más sobre actividades de espionaje contra Huntsman, véanse los viajes de Johan Ludvig Robsahm, 1761, pp. 189-191, en *Svenska studieresor till England under frihetstiden*. (Almqvist & Wiksells boktryckery, Upsala y Estocolmo, 1951), pp. 170-187.



FIGURA 9. Reinhold Angerstein, caballero, industrial y espía, supervisando hoy un fax y una fotocopidora en la Asociación Sueca de Productores de Acero. Retrato pintado en 1755 por Olof Arenius.

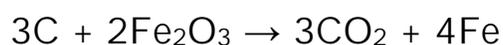
Foto del autor.

En cualquier caso, tampoco estaría muy lejos de la verdad, pues todo esto se refiere a hacer acero de alta calidad a partir de hierro y carbono.

El hierro metálico puro no es un material muy útil. Se oxida con facilidad y es relativamente blando. Pero mezclémoslo con un poco de carbono y obtendremos acero, un material que ha cambiado

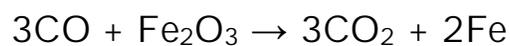
físicamente nuestro mundo de más formas de las que se pueden contar: desde rascacielos y puentes hasta el bisturí de los cirujanos y la barrena de los mineros del oro.^{xv} El descubrimiento del acero es una de las fascinantes casualidades de la naturaleza. Para obtener hierro metálico a partir del mineral de hierro, los primeros metalúrgicos utilizaban materiales que contenían carbono en forma de madera seca, y a medida que los procesos se fueron refinando esto fue reemplazado por carbono en forma de carbón, todo lo cual llevaba a que pequeñas cantidades de carbono entraban en el hierro metálico para formar la mágica mezcla.

El carbono no solo proporciona el calor necesario para la fusión del hierro; también es un ingrediente crucial en la reacción. En el capítulo 2 aprendimos que los metales existen en la naturaleza fundamentalmente como iones positivos que necesitan electrones para hacerse metálicos. El uranio necesitaba el calcio metálico, que es un extraordinario agente reductor, pero para hacer hierro metálico a partir de iones Fe^{2+} o Fe^{3+} podemos utilizar carbono en su lugar:



Aquí calculamos los estados, o números, de oxidación utilizando la regla de que el oxígeno tiene siempre carga -2 , excepto en su forma elemental o combinado con flúor, y vemos que el hierro empieza como $+3$ y el carbono termina como $+4$.

La reacción anterior es una simplificación: en un alto horno tienen lugar al mismo tiempo muchas reacciones, y el hierro es reducido principalmente por el monóxido de carbono, CO, que se forma cuando parte del gran exceso de carbono es oxidado por el oxígeno del aire. Quizá haya tropezado usted con esta reacción, que es también una aproximación, en la química de la escuela:



Cuando el hierro se funde disolverá algo del carbono, y puesto que los átomos de carbono son más pequeños que los átomos de hierro (más o menos la misma razón que la que hay entre una bola de billar y una bola de golf)^{xvi} no destruirán por completo la estructura atómica del hierro. En su lugar, cuando el hierro-carbono fundido se enfríe y empiece a solidificar, los pequeños átomos de carbono se insertarán entre los átomos de hierro, con el efecto general de hacer el material más duro pero más frágil.

Podemos considerarlo de la siguiente manera: sin el carbono, los átomos de hierro tienen más libertad para moverse, lo que hace fuerte al material, ya que minúsculos movimientos de los átomos pueden soportar una fuerza aplicada al material. Cuando los espacios vacíos están ocupados por átomos de carbono hay muchas más interacciones átomo-átomo atractivas, algunas en el límite de enlaces químicos normales, lo que hace el material mucho más duro pero al mismo tiempo más frágil, pues hay menos maneras de

reordenar los átomos para soportar una fuerza externa. O podríamos considerar que el metal puro tiene los átomos sumergidos en una gelatina de electrones: cuando añadimos átomos de carbono, esta gelatina es reemplazada en parte por enlaces tipo bola-y-varillas entre los átomos de carbono y de hierro; estos enlaces son fuertes, pero una vez rotos siguen rotos.

No solo es importante el contenido de carbono, sino que también son cruciales el tiempo sometido a diferentes temperaturas, el ritmo de enfriamiento y el añadido de otros metales de aleación. Esto, por pasado de moda que pueda parecer, hace del acero un material de alta tecnología, pues los metalúrgicos y los científicos de materiales siguen descubriendo formas innovadoras de producir nuevas variedades.

En los primeros cuatro mil años de producción de acero, los primeros químicos y metalúrgicos no tenían ninguna idea de lo que estaban haciendo, y por ello encontraban muy difícil optimizar sus procesos. Sumemos a esta dificultad la gran y muy diversa variedad de minerales de hierro que se encuentra en la naturaleza —muchas veces con átomos de fósforo y silicio que causan molestias— y podremos apreciar algo de la complejidad del problema. Copiar un procedimiento exitoso con un mineral no daría necesariamente un producto satisfactorio con mineral de hierro procedente de otra mina. Durante sus viajes por Inglaterra, Angerstein tomó nota del origen de las materias primas utilizadas en varias herrerías por todo el país, y sin duda quedaría complacido al advertir que el mejor

acero estaba hecho a partir de mineral procedente de la mina Dannemora, en el norte de Estocolmo.

Lo que no tenían los primeros productores de acero era un buen mapa y una forma de examinar los detalles atómicos de sus productos. En la Figura 10 se muestra una forma simple de un mapa semejante, más correctamente llamado diagrama de fases hierro-carburo de hierro.

Este mapa tiene dos tipos de coordenadas. Si viajamos de izquierda a derecha vamos desde un material que es hierro puro a uno que contiene un átomo de carbono por cada cuatro átomos de hierro (10 % de carbono en número de átomos, no en peso, lo que de otro modo se describe como «20 átomos % C»). Si viajamos de abajo arriba la temperatura aumenta desde 600 °C a 1.600 °C, y finalmente obtenemos un líquido (o si lo preferimos, un fundido): la región gris oscura. Las regiones inmediatamente por debajo de la gris oscura en la parte superior son mezclas sólido-líquido (como el hielo y agua que coexisten a 0 °C), y por debajo de estas tenemos sólidos característicos (o aceros/hierro colado) que difieren en sus estructuras atómicas detalladas.

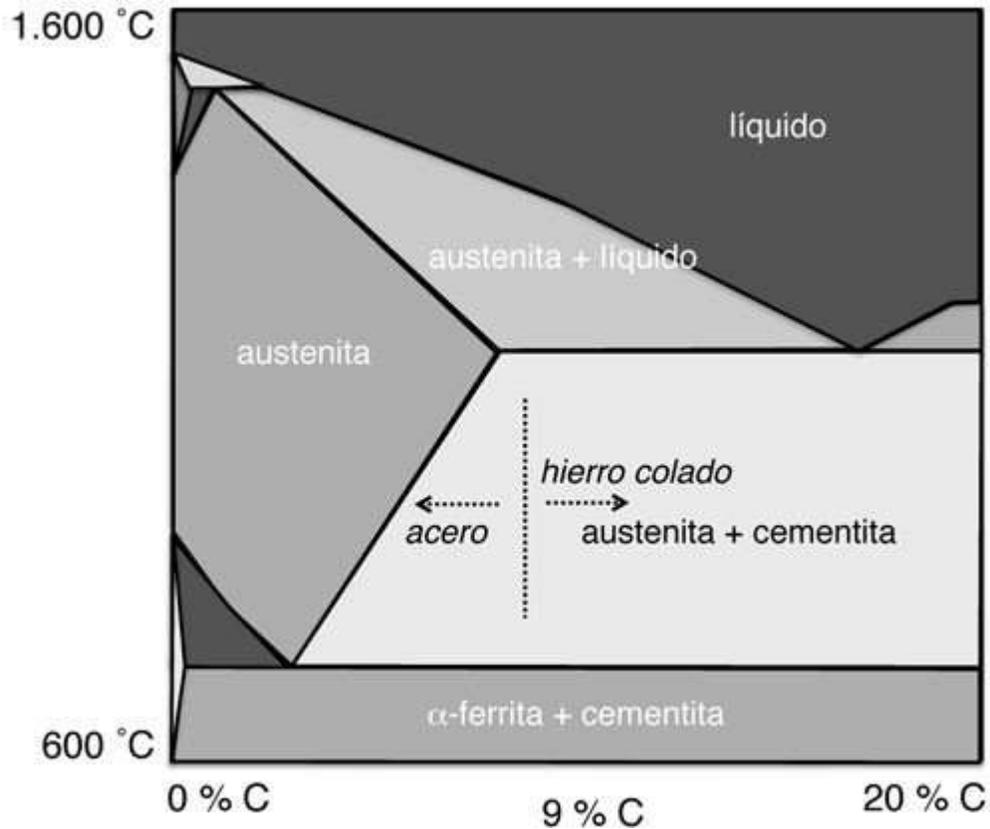


FIGURA 10. El mapa de hierro-acero carbono de 0 a 20 átomos % de carbono y desde 600 °C hasta 1.600 °C (por debajo de 600 °C nada cambiará), también conocido como diagrama de fases hierro-carburo de hierro. Por encima de 9 átomos % de carbono hay hierro colado, por debajo hay acero. Los nombres indican diferentes fases con diferentes disposiciones de átomos. El diagrama es una simplificación.

En la mitad izquierda del diagrama (por debajo de 9 átomos %) tenemos aceros, y más a la derecha hierro colado. La Kirk-Othmer Encyclopedia of Chemical Technology necesita dos páginas para explicar este diagrama al ingeniero químico iniciado, así que no voy

a entrar en detalles sino solo en dos cosas. La calidad del acero depende de forma crucial de en qué parte del diagrama estamos, y enfriando con suficiente rapidez uno puede, por ejemplo, hacer un acero que retiene su estructura a alta temperatura y nunca se transforma en la el modo que en teoría debería tener en las regiones de baja temperatura. También se puede hacer acero con diferentes disposiciones de átomos en la superficie y en el interior.

Así que el secreto que guardaba Benjamin Huntsman en Sheffield era una forma mejor de controlar y optimizar el porcentaje de carbono en el hierro, y sus diferentes disposiciones atómicas, que hacía de sus aceros los mejores disponibles en aquella época.

Sin embargo, muchos cientos de años antes, quizá en lo que hoy es Siria, se había producido otra combinación especialmente buena de procesos, artesanía y materias primas, que creó un acero legendario y un arma legendaria: la espada de Damasco. Aparte de sus propiedades mortales, y la actividad que generó cuando los forjadores de espadas de toda Europa trataron de copiarla, el escritor Walter Scott la utilizó en la novela *El talismán* como una metáfora reveladora de la poca sofisticada cultura de los europeos de la tercera cruzada (1189-1192) comparada con el refinado mundo musulmán.³⁸ En la novela, durante un encuentro entre Ricardo Corazón de León y Saladino (Salahuddin Ayyubi), el rey inglés muestra el poder de su espada, cortando en dos una barra de hierro con gran fuerza. Entonces el sultán de Egipto y Siria saca su

³⁸ W. Scott, *The Talisman*. (Archibald Constable and Co., and Hurst, Robinson and Co., Edinburgo, 1825). [Hay traducción en castellano: *El talismán*, Anaya, Madrid, 1996.]

resplandeciente espada de Damasco y, con suavidad y sin ningún esfuerzo, corta en dos un blando cojín, una hazaña que solo momentos antes Ricardo había considerado imposible para cualquier espada concebible.

Se ha argumentado que durante mucho tiempo las espadas y armaduras de Damasco eran un armamento superior, y que ninguna imitación europea las igualaba. La verdad de esto, sin embargo, es discutible.

La imagen de una espada azul reluciente con intrincados dibujos en la hoja, forjada por misteriosos herreros orientales y con un nombre exótico es por supuesto irresistible para los románticos como yo mismo. Sir Walter Scott no era un novato cuando se trataba de armaduras. Aún puede verse su colección en su hogar en Abbotsford en los Scottish Borders (junto con otros varios artefactos muy singulares, que decididamente hacen que valga la pena una visita). Y es seguro que el mundo islámico todavía era superior en tecnología en la época de la tercera cruzada, de modo que ¿por qué no iban a tener espadas mejores?

La idea es tan atractiva que impulsó a un equipo de científicos alemanes a buscar nanotecnología actual en una antigua «espada de Damasco» del Museo Histórico de Berna (Suiza). Para su sorpresa, encontraron pruebas de que este acero contenía los denominados «nanotubos de carbono», un material muy fuerte

recientemente descubierto.³⁹ Ellos sugirieron también que una pérdida de calidad durante el siglo XVIII fue debida a un cambio en las materias primas, pues las antiguas minas de la India que suministraban los minerales se estaban agotando, y los minerales que los reemplazaron carecían de ciertas impurezas esenciales para el proceso.

No obstante, un único hallazgo en una única espada no prueba casi nada. No sabemos si los nanotubos eran de hecho una característica de todas las armaduras de Damasco, ni se ha demostrado que no estuvieran presentes en espadas europeas de la misma época.⁴⁰ De modo que la Sociedad Internacional para Investigación sobre el Acero de Damasco aún tendrá muchas cosas que discutir, y el misterio, si realmente hay uno, del secreto de los sarracenos está aún por resolver.

¿Y qué pasa con nuestro espía? Bien, Reinhold Angerstein era un hombre de hierro desde el principio, como lo había sido su familia durante generaciones anteriores. Fue un espía industrial de mucho éxito y con muchos recursos durante casi diez años, no solo en Inglaterra y Gales sino también en las actuales Bélgica, Alemania, República Checa,^{xvii} Austria, Hungría, Italia, Francia y Portugal. Sin embargo, la información debe ser tratada, y no está claro cuánto de su material meticulosamente reunido llegó a ser utilizado en Suecia.

³⁹ M. Reibold, P. Paufler, A. A. Levin, W. Kochmann, N. Patzke, D. C. Meyer, «Materials-Carbon nanotubes in an ancient Damascus sabre», *Nature* 444, 286 (2006).

⁴⁰ S. Mader, «Scott's "Talisman", Damask Salad and Nano-wires-Observations to the Fundamental Natural Scientific Studies of Phantoms», *Waffen Und Kostumkunde* 49, 45 (2007).



FIGURA 11. Mansión del marqués de Rockingham en Wentworth, 1754. Dibujo del ingeniero Orre en 1760-1765 a partir de los originales (ahora perdidos) del diario de viaje ilustrado en inglés de Reinhold Angerstein, donde registra que «el interior no está aún totalmente acabado». Foto del autor a partir de las transcripciones originales (1765) en la biblioteca de la Asociación Sueca de Productores de Acero.

Sin duda él habría puesto en práctica muchas cosas por sí mismo, habiendo comprado en 1757 las Herrerías Vira al norte de Estocolmo, legendarias suministradoras de espadas para el ejército sueco. Trazó planes ambiciosos, pero murió tan solo tres años después, a los cuarenta y un años, con la mayor parte de las cosas sin hacer.^{41,42} Resulta irónico que su legado duradero sea para el pueblo británico: los diarios de sus viajes por Inglaterra y Gales

⁴¹ M. Fornander, «Biografi», en Reinhold R. Angerstein resor genom Ungern och Österrike 1750, M. Fornander, ed. (Jernkontorets bergshistoriska utskott, Jernkontoret, Estocolmo, 1992.)

⁴² E. Nauman, «Rehinhold Rüdker Angerstein», en Svenskt biografiskt lexicon (Riksarkivet, Estocolmo, 1918), vol. Band 01, p. 792.

entre 1753 y 1755 dan muchos detalles valiosos, no solo sobre la industria, sino también sobre muchos otros aspectos de la vida en Gran Bretaña a mediados del siglo XVIII.⁴³

Para concluir, ¿fue la asociación con este famoso espía sueco un obstáculo para la carrera futura del joven noble que le hospedó tras su fracasada expedición a Sheffield? Parece que no lo fue. Charles Watson-Wentworth sirvió dos veces como primer ministro británico, la primera vez con treinta y cinco años de edad. También murió a mitad de su vida activa, durante su segundo período como primer ministro. Parece haber estado muy unido a su mujer, Mary Bright, quien actuó como su secretaria y consejera política.⁴⁴

⁴³ M. Palmer, Introducción en R.R. Angerstein *Illustrated Travel Diary, 1753-1755: Industry in England and Wales from a Swedish Perspective*, P. Berg, ed. (Science Museum, NMSI Trading Ltd, Exhibition Road, Londres, 2001.)

⁴⁴ S. M. Farrell, *Wentworth, Mary Watson-, marchioness of Rockingham* (bap. 1735, d. 1804), en *Oxford Dictionary of National Biography*. (Oxford University Press, Oxford, 2004.)

Capítulo 5

Biopiratería: la maldición de la nuez moscada

En este capítulo se revela el lado químico del peor negocio inmobiliario, se nos presenta a hermanos moleculares picantes y aprendemos a dibujar como los químicos.

Los gobiernos y los donantes privados tratan a menudo de controlar la investigación pública mediante la concesión de becas muy específicas, confiando en resultados, tales como patentes, nuevas compañías e inventos que guarden estrecha relación con las direcciones especificadas.

Los investigadores, en general, se oponen con vehemencia a estas políticas, argumentando que saldrán patentes, nuevas compañías e inventos mucho mejores si se les deja actuar por su cuenta y decidir ellos mismos dónde van a utilizar sus espátulas, jeringas y microscopios. Por ello, las solicitudes de becas se escriben a veces utilizando un lenguaje obediente que se ajusta a las políticas y convocatorias que estén en boga en cada momento, pero con un plan B más o menos oculto que contiene las cuestiones científicas reales en las que pensamos que debería estar el centro de atención.

Esto no es en modo alguno un fenómeno nuevo, y uno de los malos usos más flagrantes de una beca de investigación debe haber sido el del capitán Henry Hudson en 1609. Dotado de una nave, hombres y provisiones por la Compañía Neerlandesa de las Indias Orientales (VOC, Vereenigde Oost-Indische Compagnie), el plan de

investigación acordado consistía en explorar una ruta a la India navegando por el norte de Escandinavia y Rusia, el denominado Paso del noroeste. Él lo intentó, pero en algún lugar al este del punto más septentrional de Escandinavia, próximo al cabo Norte, tuvo una idea mejor y cambió el rumbo de su barco hacia el oeste. Cruzó el Atlántico y, entre otras cosas, exploró lo que iba a llamarse el río Hudson. Esto dio a la República Holandesa un derecho sobre una gran isla llamada Manna-hata por la población local, con gran pesar, sospecha uno, para los compatriotas ingleses de Hudson.

Lo que impulsaba en parte esta necesidad de ir al este eran los enormes beneficios que se iban a obtener con el comercio de especias, tanto de regreso a casa como transportando productos tales como clavo, pimienta y nuez moscada dentro de Asia. En cierto modo (siendo un poco quimiochauvinista) se puede considerar el comercio de especias como un comercio químico, pues nuestras sensaciones sobre las especias están conformadas por varias moléculas muy específicas si las comparamos, por ejemplo, con la experiencia de comer arroz, otra parte importante del comercio con las Indias Orientales.

En una primera aproximación, el arroz es una mezcla de moléculas muy grandes tales como carbohidratos y proteínas, y factores como la textura y el contenido en agua son también importantes para la experiencia general de comer. Comparémoslo con el clavo por ejemplo, cuyo aroma característico se extendía en otro tiempo sobre Zanzíbar y su archipiélago.^{xviii} Si se extrae el aceite de los capullos

secos del árbol del clavo estará compuesto casi en exclusiva, hasta un 95 %, de una única sustancia, una molécula llamada eugenol, y nuestras sensaciones al oler o comer alimentos que contienen clavos de olor se deben exclusivamente a esta molécula química y unas pocas más relacionadas con ella.

Esto es a veces confuso, como ilustraba muy bien un episodio de un programa sobre ciencia de la Radio Nacional Sueca hace no mucho tiempo. Un equipo de psicólogos quería demostrar la poderosa conexión entre aromas y recuerdos de lugares o sucesos en nuestra vida (la memoria olfativa), de la que el ejemplo más famoso era el momento en que el álter ego de Marcel Proust prueba las magdalenas servidas por su madre y se transporta mentalmente a los días olvidados de su infancia, el punto de partida de la novela *En busca del tiempo perdido*.⁴⁵

Pero los psicólogos suecos querían ser algo más ingeniosos. Dieron a oler a su sujeto experimental una muestra química de una clínica dental. «Navidad» fue la respuesta inmediata del conejillo de Indias, debido al papel que desempeñaba el clavo en la elaboración de hombres de pan de jengibre en Yuletide. «¡Aja! —dijeron los psicólogos—, en eso se ha equivocado usted, esto es un compuesto llamado eugenol, utilizado como anestésico y antiséptico en odontología, nada que ver con el clavo.» Y por supuesto en la botella dice eugenol, no dice extracto de clavo destilado al vapor, así que

⁴⁵ M. Proust, *Swann's Way: Remembrance of Things Past*. (Courier Dover Publications, Mineola, 2002, publicado originalmente en 1913.) [Hay traducción en castellano: *En busca del tiempo perdido*. 1: Por el camino de Swan, Alianza, Madrid, 2011.]

¿cómo se puede saber? Las sustancias químicas, desde luego, proceden de fábricas, no de árboles.

En realidad, es probable que no se aprendan cosas como esta en la química de la escuela, y a juzgar por todas las bromas sobre muggles^{xix} que se hacen en círculos químicos quizá deberíamos preguntarnos cuánto esfuerzo hacemos realmente por rectificar esta situación. A veces siento que estoy enseñando en la Hogwarts School de Brujería y Magia, revelando secretos de los que pocas personas son conscientes, salvo por una sensación general de que eso es «malo», muy parecido a la brujería, y que muchos de nosotros, como las brujas y los magos en Harry Potter, así lo queremos.

Habría que añadir, no obstante, que los laboratorios de enseñanza de la universidad son, como regla general, lugares más agradables que la mazmorra donde el profesor Severus Snape imparte sus clases sobre pócimas. Por otra parte, hay cosas que sí son similares. Los estudiantes en Hogwarts tienen que aprender runas y otras representaciones gráficas de objetos mágicos; los estudiantes de química tienen que aprender el lenguaje gráfico de la química, porque los químicos se comunican con imágenes y dibujos casi tanto como con palabras.

Para empezar, tenemos dos lenguajes. Una variante abreviada para uso cotidiano en la que a los compuestos y los materiales se les dan apodos —o como decimos, nombres triviales— tales como eugenol o su hermano químico isoeugenol, un componente de la especia más

exclusiva traída en barco desde Oriente, la nuez moscada. Estas designaciones cortas y prácticas tienen una desventaja característica, pues no hay manera de conectar el nombre con el aspecto de la molécula o con su fórmula, salvo saberla de memoria. En su lugar, podemos llamar a estas dos sustancias químicas «2-metoxi-4-(prop-2-enil)fenol» y «trans-2-metoxi-4-(prop-1-en-1-il)fenol» que permitirá a la mayoría de los químicos deducir de qué tipo de moléculas estamos hablando. Eso está bien, aunque sea un poco engorroso, para escribir; pero a la hora de hablar resulta literalmente impronunciable, en especial cuando se necesitan paréntesis. Por eso es por lo que nos gusta dibujar, y de paso la formación de la imagen se convierte también en una manera de pensar. La Figura 12 muestra cómo se ilustran el eugenol y el isoeugenol.

Cuando yo iba a la escuela de ingeniería aún teníamos clases de dibujo técnico, en donde hacíamos planos de reactores completos con secciones de explosión incluidas, aprendiendo un lenguaje de comunicación muy eficiente y muy estilizado desde un punto de vista estético. Nunca tuvimos ninguna clase formal sobre dibujo químico, pero nos quedaba claro que dibujar de forma descuidada se veía como un indicio de pensamiento descuidado.

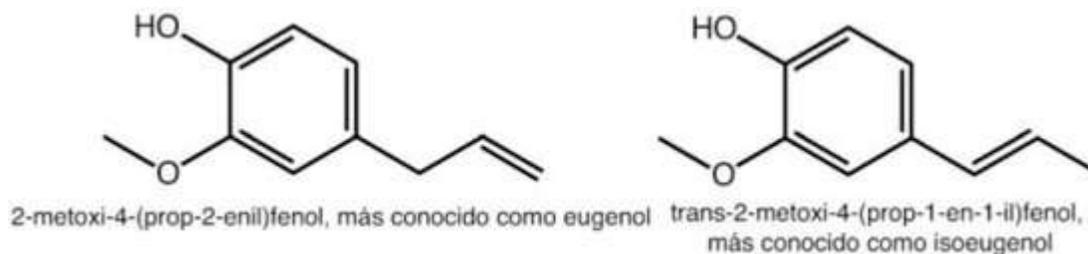


FIGURA 12. Diferentes maneras de comunicar información molecular, en nombres y en dibujos, sobre el principal componente «picante» del clavo (izquierda) y uno de los componentes importantes de la nuez moscada (derecha), ambos con fórmula $C_{10}H_{12}O_2$.

Así, los ángulos en los hexágonos de la Figura 12 deberían tener exactamente 120° , la segunda línea en los enlaces dobles en el anillo debería estar situada dentro, no fuera, y lo más importante de todo, hay átomos de carbono en todas las hendiduras y puntos de unión, pero nunca jamás se debe escribir el símbolo «C», y nunca se deben dibujar átomos de hidrógeno ligados a un carbono.

La nuez moscada contiene un compuesto psicoactivo suave relacionado con el eugenol llamado miristicina que usted puede ver dibujado de dos maneras diferentes en la Figura 13. Espero que esté de acuerdo conmigo en que el dibujo de la derecha es muy feo, aunque transmite más información al profano.

No es solo la miristicina la que hace de la nuez moscada una especia atractiva; de hecho, las concentraciones son tan bajas que la pequeña cantidad de nuez moscada que se añade generalmente a un plato (va bien con las patatas y las espinacas, por ejemplo) no tendrá ningún efecto alucinatorio, y grandes cantidades solo harán

el alimento incomible.^{xx} No, es la mezcla compleja de varias moléculas la que hace a la nuez moscada un éxito en la cocina.

Si la miristicina puede considerarse como una prima del eugenol y el isoeugenol, es claro que estas dos últimas moléculas deben ser parientes, pues tienen la misma fórmula $C_{10}H_{12}O_2$. Los químicos llaman isómeros a estos hermanos moleculares.

Hay muchos tipos de isómeros en química, y el eugenol y el isoeugenol son isómeros del tipo más básico. Difieren en sus enlaces químicos, como se puede ver por las diferentes posiciones de las dos líneas paralelas (los dobles enlaces) en la «cola» del lado derecho de estas dos moléculas en la Figura 12. Como medio hermanos, tales isómeros pueden estar o no íntimamente relacionados de otras maneras que la fórmula química, pero en este caso están muy próximos y se parecen mucho uno a otro.

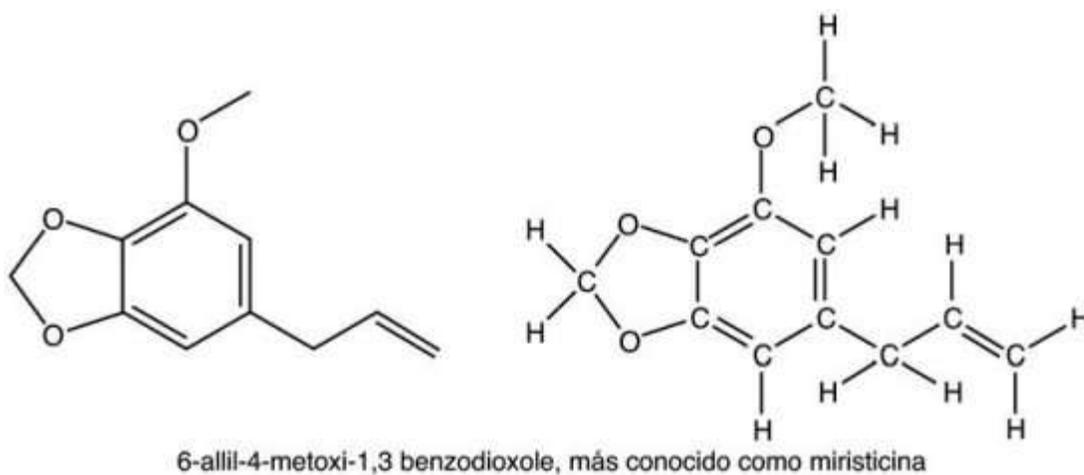


FIGURA 13. Diferentes maneras de dibujar la miristicina con fórmula $C_{10}H_{12}O_3$. La manera bonita (izquierda) y una de las muchas maneras feas (derecha).

¿Cuál sería entonces el paralelo químico de hermanos reales? Moléculas con la misma fórmula y con todos los enlaces iguales, pero donde las formas tridimensionales de las moléculas son diferentes. El isoeugenol es una de esas moléculas, con el nombre completo «trans-2-metoxi-4-(prop-1-en-1-il)fenol», y tiene un hermano, o quizá una hermana, llamado oficialmente «cis-2-metoxi-4-(prop-1-en-1-yl)fenol». De manera menos ceremoniosa los conocemos como los isómeros trans y cis, donde trans tiene los enlaces simples en lados opuestos del enlace doble, mientras que cis los tiene al mismo lado, resaltado en negro arriba a la izquierda en la Figura 14.

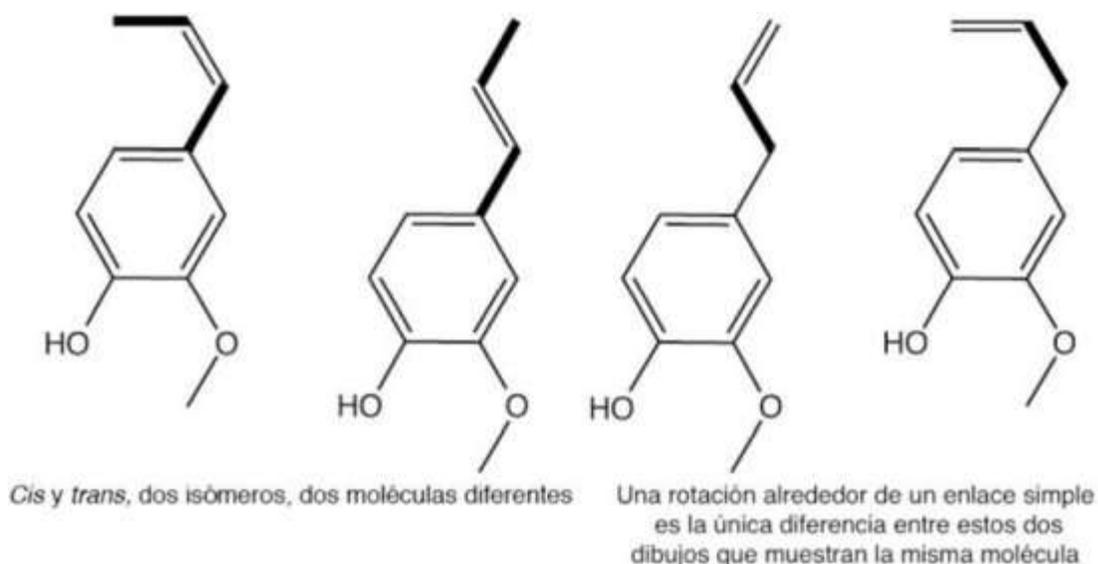


FIGURA 14. Hermanos moleculares del isoeugenol a la izquierda, y dos imágenes de la misma molécula de eugenol a la derecha. Los enlaces en negrita resaltan la diferencia entre isómeros cis y trans.

Los trans y cis aquí son exactamente los mismos trans y cis que en la muy debatida historia sobre las trans-grasas, las grasas menos sanas que a veces se encuentran en los pasteles y alimentos industriales debido a las grasas parcialmente hidrogenadas que pueden contener. No es que la etiqueta trans sea una «marca de comida-mortal» de cualquier molécula que no se da de forma natural. Muchos productos naturales contienen isómeros trans — viene a la mente la esencial vitamina A— y hay también algunas grasas-trans naturales en la leche de vaca.

Como podrá imaginar, hay gran riqueza de información en estos dibujos, bien oculta antes de que se tenga la clave, de forma muy parecida a las pinturas medievales que pueden ser agradables a la vista pero donde el verdadero significado se pierde sin un conocimiento del simbolismo subyacente. Las líneas que representan los enlaces químicos se ven sólidas y rígidas, como varillas, pero en realidad las moléculas son blandas y los átomos nunca están en reposo; vibran y rotan, de modo que hay que reemplazar las varillas por muelles de diferente rigidez. Tomemos los enlaces dobles: son dobles de modo que son más fuertes, y cabría pensar que podíamos haberlos hecho más gruesos y más cortos, pero aquí hay un simbolismo mecánico real. Si tenemos dos bolas unidas por una varilla podemos rotar cada una de las bolas independientemente, pero si están unidas por dos varillas esto ya no es posible.

Pero los átomos están unidos por electrones, no por varillas, y no es obvio (o no debería serlo) por qué funciona esta analogía mecánica. Pero lo hace, y así es como lo vamos a dejar, porque de lo contrario tendríamos que dedicar el resto del libro a la química cuántica, una parte fascinante de las ciencias químicas, pero no para quien no sea un entusiasta. Déjeme darle tan solo el resultado más importante de la química cuántica: los electrones no se mueven alrededor de los núcleos atómicos como los planetas alrededor del sol. Algunos parecen hacer algo así, pero los demás se mueven^{xxi} en direcciones muy específicas, a veces mutuamente excluyentes, y esto es lo que hace que los enlaces dobles sean rígidos e impidan las rotaciones. Esta es la razón de que el isoeugenol se presente en dos isómeros, ambos de los cuales se dan de forma natural, y el eugenol en uno solo.

Nada de esto era conocido para las dos compañías de las Indias Orientales, la holandesa y la inglesa, que fervientemente, y a veces con violencia excesiva, luchaban por el control del comercio de especias con Europa. Se podría argumentar que la lucha por las islas Banda, el único lugar donde se encontraba el árbol de la nuez moscada, podía haberse evitado si se hubiera conocido esta química.

Es muy fácil cultivar el árbol del clavo en casi cualquier parte en los trópicos, y si se toman los clavos secos y se extrae el aceite se puede —mediante una reacción que utiliza potasa cáustica (KOH)— convertir el eugenol en isoeugenol y ¡voilà!, hemos transformado el

principal ingrediente de los clavos en una de las moléculas que definen la nuez moscada, sin necesidad del difícil cultivo del árbol de clavo. Pero eso no es tan fácil. Como sucede con muchas cosas de sabor, el gusto de la nuez moscada procede de una compleja mezcla^{xxii} de componentes; los clavos son más bien una excepción, que se basa casi exclusivamente en una molécula para hacer su efecto.

Así pues, la sola química no hubiera salvado vidas aquí. La lucha brutal por las islas Banda, en especial por una de las más pequeñas, Run, iba a terminar con el tratado de Breda de 1667 tras la segunda guerra anglo-holandesa. Como un pequeño punto en estas negociaciones, Run —la única «inglesa» de las islas Banda, conquistada por los holandeses tras cuatro años de asedio— iba a seguir estando en poder de Holanda, y a cambio los ingleses mantendrían la isla de Manhattan en el río Hudson, que habían ocupado recientemente.⁴⁶

A corto plazo esto fue muy provechoso para los holandeses, quienes ahora tenían el monopolio de la nuez moscada. No obstante, este estuvo constantemente amenazado por lo que hoy llamamos «biopiratería». Por supuesto, los holandeses se estaban aprovechando sin escrúpulos de los recursos de los habitantes de las islas Banda, pero es probable que los quince mil isleños estuvieran ahora viviendo muy bien con los alrededor de ochenta millones de dólares americanos que movía cada año la exportación

⁴⁶ G. Milton, *Nathaniel's Nutmeg*. (Penguin Books, London, 1999.)

de nuez moscada, si los británicos no hubieran conseguido plantar árboles de la nuez moscada en otros lugares del trópico en 1817.⁴⁷

Hoy, con el Convenio de las Naciones Unidas sobre Diversidad Biológica en vigor, transportar material biológico de esta manera sería una flagrante violación del acuerdo, firmado por 150 naciones en 1992 en la Cumbre de Río.⁴⁸ Uno de los puntos principales es proteger los recursos biológicos y su conocimiento, especialmente en los países más pobres, frente a su explotación por intereses foráneos.

Otra razón para proteger la biodiversidad del planeta es que es una de las más importantes fuentes moleculares. Cabría pensar que la industria química podría combinar fácilmente un proceso para formar cualquier tipo de molécula aprovechable, pero esto no siempre es cierto. Sintetizar moléculas como el eugenol, el isoeugenol y la miristicina partiendo de cero no siempre es viable; a veces se utilizan fuentes naturales. Esto será especialmente cierto cuando se haya agotado el petróleo, esa maravillosa fuente de materiales químicos de partida.

De hecho es posible que haya muchas moléculas valiosas aún no descubiertas en plantas que se están extinguiendo ahora mismo: curas para el VIH, TB, nuevos antibióticos o el perfecto precursor para hacer un catalizador que transforme los rayos del sol en energía útil.

⁴⁷ J. «International Trade Centre World Markets in the Spice Trade 2000-2004», UNCTAD/WTO (2005).

⁴⁸ United Nations Convention on Biodiversity, The Convention on Biological Diversity.120901, <http://www.cbd.int/>, consultado el 1 de septiembre de 2012.

La Compañía Holandesa de las Indias Orientales había perdido importancia a finales del siglo XVIII, y fue disuelta en 1800. Inmediatamente después las islas Banda perdieron su importancia económica para los holandeses. Sin embargo, los precios de las propiedades en Manhattan continuaron subiendo y ahora están entre los más altos del mundo. Se podría argumentar que incluso si los indios americanos hicieron un mal negocio con esta isla, los holandeses lo hicieron aún peor, y por supuesto los ingleses jugaron tan mal sus cartas en América del Norte que todo fueron pérdidas. Un efecto que dura hasta hoy, sin embargo, es que Holanda es el mayor mercado de importación de nuez moscada. Una vívida exposición de la historia de esta nuez, que desde el punto de vista botánico no es una nuez en absoluto, puede encontrarse en el libro *Nathaniel's Nutmeg* de Giles Minton.⁴⁹

⁴⁹ H. Andersson, *Från dygdiga Dotothea till bildsköne Bengtsson berättelser om brott i Sverige under 400 år.* (Vulkan, Estocolmo, 2009.)

Capítulo 6

Muerte en el número 29

En este capítulo encontramos individuos con un «T» alto, y aprendemos sobre el desalojo de electrones del cobre y de personas de altos puestos.

Los otros cinco fueron primero, uno por uno, y las fuentes contemporáneas señalaban cómo era el espectáculo humano, pues los participantes no necesitaban verse unos a otros. Miles de habitantes de Estocolmo habían salido a observar, este frío día de 30 de enero de 1744, cómo el último de los seis, Gustaf Schedin, contable en las factorías de cobre Insjö, subía al patíbulo. Como culminación del espectáculo iba a ser decapitado y luego descuartizado.^[49]

El verano anterior, Schedin había encabezado la cuarta rebelión dalecarliana: la última marcha de los mineros y granjeros libres de Dalarna —un condado rico en minas a cien millas al noroeste de Estocolmo— hacia la capital sueca, en un movimiento que manifestaba un rabioso descontento con el rey, Federico I, y su desastrosa guerra con Rusia. Cosas así habían tenido éxito antes: el pueblo de Dalarna, de fuerte tendencia independentista, ejercía tradicionalmente cierto poder, rico como era en recursos naturales, entre los cuales la joya de la corona la famosa mina de la Gran Montaña de Cobre en Falun. En un tiempo había sido la mayor de

este tipo en el mundo, y daba alrededor del 70 % de la producción mundial de cobre.⁵⁰

La mina de Falun, como muchas otras, había sido en otro tiempo gestionada como una cooperativa, y en ella trabajaban mineros libres llamados hombres de la montaña (bergsmän) con privilegios especiales y leyes propias. Pero su tiempo había acabado. En 1743 el levantamiento terminó en un baño de sangre en Estocolmo, y ahora los seis líderes iban a ser ejecutados. La mina estaba perdiendo también su posición privilegiada. Había dado a los reyes y reinas de Suecia vigor económico durante las numerosas y más o menos exitosas aventuras militares en la Europa continental, pero ahora estaba en decadencia, como lo estaba el poderío militar de Suecia.

Esta actividad tradicionalmente masculina —que irrita a los muchachos y los predispone para ajustar cuentas con cosas y personas— está químicamente relacionada con altos niveles de la gran molécula orgánica testosterona. Para un químico inorgánico inclinado a encontrar una buena historia, habría sido bueno ahora presentar una conexión directa entre el cobre y la forma en que fabricamos esta molécula en nuestro cuerpo, partiendo del colesterol, y afirmar que esto hacía a los hombres de Dalarna más inclinados a las acciones revolucionarias precipitadas. Bueno, olvidemos esa idea porque no hay ninguna traza de cobre en esta

⁵⁰ Mining Area of the Great Copper Mountain in Falun, UNESCO World Heritage site. (UNESCO, 2001.) <http://www.unesco.org/en/list/1027>, consultado el 6 de abril de 2013.

cadena de acontecimientos. El oro y el zinc son esenciales para algunos de los enzimas —las proteínas que catalizan estas reacciones en el cuerpo— pero no el cobre, hasta donde sabemos, aunque el cobre desempeña el papel de centro de reacción en muchos otros enzimas. No es mucho para construir un argumento, de modo que pasaremos a discutir más ejemplos de turbulencias políticas ligadas a la minería del cobre.

Soy demasiado joven para recordar 1962, pero tengo algunos vagos recuerdos de 1973: la famosa última imagen del presidente Allende en el portal del palacio de La Moneda en Santiago, con casco, y el joven con traje y corbata y con un rifle automático en sus manos. En 1962 se produjo el accidente de Ndola en la actual Zambia: fotos del DC-6 estrellado y funcionarios de Rodesia del Norte en pantalones cortos. Menos recordado en Occidente es el primer ministro congoleño elegido democráticamente, Patricio Lumumba, muerto mientras estaba detenido por el régimen de Mobutu en 1961, pero con la aprobación silenciosa del gobierno belga (un acto por el que oficialmente pidieron perdón en 2002).⁵¹

Poder y riqueza —pero también guerra, crímenes y todo tipo de conflictos violentos— están íntimamente ligados a los dos metales más pesados en la triple columna de los llamados «metales de acuñación»: plata (Ag) y oro (Au), y el oro ha llegado a ser llamado el más venenoso de todos los elementos, en especial para la mente. Todos hemos visto imágenes de piratas luchando por un cofre lleno

⁵¹ G. Mwakikagile, *Africa 1960-1970: Chronicle and Análisis*. (New Africa Press, Pretoria, 2009).

de doblones de oro, pero nunca hay historias de capa y espada sobre baúles de monedas de cobre. Pese a todo, el cobre estaba presumiblemente en el corazón de los conflictos en Chile y en el Congo que se cobraron las vidas del presidente Salvador Allende y el secretario general de las Naciones Unidas y diplomático sueco Dag Hammarskjöld.

Ambos constituían amenazas reales o percibidas como tales para las poderosas compañías mineras del cobre. Hammarskjöld trataba de resolver el conflicto sobre la escindida república de Katanga en la esquina suroriental de la recién independizada República del Congo, y Allende, como primer presidente socialista electo, había nacionalizado las minas de cobre de Chile algunos años antes. Pese a que es casi seguro que Allende se suicidó durante el golpe de estado y los ataques al palacio presidencial,⁵² aún se discute sobre la catástrofe del avión que acabó con la vida de Hammarskjöld y otros quince pasajeros y tripulantes, y se han presentado nuevos hechos, especialmente después de la caída del régimen del apartheid en Sudáfrica.⁵³

Una mina es un agujero en la tierra con una planta química encima. Esto es especialmente cierto para la minería y producción de cobre, pues muy a menudo salen de estas plantas no uno sino dos productos importantes, uno sólido y otro líquido.

⁵² «Chilean President Salvador Allende Committed Suicide, Autopsy Confirms», The Guardian (20 de julio de 2011).

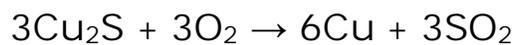
⁵³ J. Borger, «New Inquiry Set Up Into Death on UN Secretary General Dag Hammarskjöld», The Guardian, 18 de julio de 2012.

Igual que sucede con nuestros enzimas, el cobre no suele encontrarse en la naturaleza como cobre metálico brillante. En su lugar, al tener en su capa exterior 11 electrones de un total de 29, normalmente ha perdido dos electrones y se ha transformado en cobre(II) o Cu^{2+} , o ha perdido un electrón y se ha transformado en cobre(I) o Cu^{1+} . Esto es conveniente para nosotros, pues estos iones suelen ser solubles en agua y más fáciles de digerir que los fragmentos sólidos de cobre.

En nuestro cuerpo los iones de cobre son cuidados sobre todo por los átomos de nitrógeno de las proteínas (un aminoácido, llamado histidina, es especialmente bueno en esto), pero también por los aminoácidos cisteína y citosina que contienen azufre. Para revelar un pequeño secreto, el cobre tiene un asunto amoroso perpetuo con el azufre, un hecho que nuestros enzimas utilizan para hacer que el cobre entre en algunas reacciones muy importantes en nuestro cuerpo. Este asunto amoroso se manifiesta no solo en su amor por los aminoácidos con azufre sino también en la pátina azul-verdosa que adquieren las estatuas de cobre (curiosamente no hay ninguna de Federico I, muy olvidado al parecer por el veredicto común) y otros objetos de cobre expuestos a los elementos y a los contaminantes sulfurosos.

La conexión cobre-azufre se encuentra también en el subsuelo, pues muchos minerales de cobre llevan azufre: por ejemplo, la calcopirita (CuFeS_2). Conforme crecían los trabajos con el cobre, separar los amantes se convirtió en un riesgo para el medio ambiente. La razón

era que el proceso utiliza oxígeno del aire que, junto con los iones cobre $2+$, toman dos electrones de cada átomo de azufre. Esta reacción transforma el cobre(II) en cobre metálico, y los iones sulfuro (S^{2-}) en moléculas dióxido de azufre o trióxido de azufre (SO_2 y SO_3) donde el átomo de azufre está ahora oculto dentro de una capa de átomos de oxígeno y ya no puede sentir ninguna atracción por el cobre. Naturalmente el SO_2 y el SO_3 , siendo ambos gaseosos, se dejaban escapar por la chimenea, ¡problema resuelto!



Pero, como tantas veces ha sucedido antes, lo que es basura para un hombre es riqueza para otro. En lugar de liberar el SO_2 y el SO_3 en el aire, donde se combinarían con el vapor de agua para formar ácido sulfuroso (SO_3H_2) y ácido sulfúrico (SO_4H_2) que darían lluvia ácida, estos gases pueden recogerse y convertirse al cien por cien en SO_3 mediante oxidación con el O_2 del aire, con la ayuda de nuevos e ingeniosos catalizadores. Luego se añade agua, y de nuevo hemos producido ácido sulfúrico, pero esta vez podemos venderlo. Y hay un gran mercado: año tras año el ácido sulfúrico encabeza las listas de los productos químicos más utilizados.

Suecia tiene hoy tan solo un 1 % de la producción mundial de cobre, y la mina de Falun se cerró para la producción en 1992. Ahora es un lugar declarado Patrimonio de la Humanidad por la Unesco y puede visitarse tanto en superficie como en el subsuelo.

Lo que en tiempos fue la compañía original de hombres de la montaña se convirtió en la Stora Kopparbergs Berslags Aktiebolag (Compañía Minera del Cobre de la Gran Montaña, S. A.), presumiblemente la más antigua sociedad anónima del mundo. Se fusionaron con Finnish Enso en 1998 y hoy en día produce cosas mucho más blandas, pues Stora Enso es una de las mayores compañías del mundo en pulpa y papel.

Capítulo 7

Piedras de sangre azul y el prisionero en la jaula de cristal

En este capítulo aprendemos sobre el arte antiguo y la ciencia de la cristalografía, una disciplina no solo relevante para su joyero sino que puede encontrarla en su cocina y es practicada por igual por científicos de materiales, investigadores en medicamentos y bioquímicos.

Sin duda usted ha oído hablar de diamantes de sangre, y sabe que no se trata de raras versiones rojas de la gema sino de diamantes extraídos de forma ilícita y que se utilizan para financiar y prolongar conflictos armados en algunos países africanos. Pero ¿ha oído hablar usted de piedras de sangre azul?

Hoy día se utiliza, aunque algunos afirman que de forma poco eficiente, un elaborado sistema de mercado conocido como Esquema de Certificación de Proceso Kimberley para separar los buenos diamantes (por ejemplo, de Botsuana) de los diamantes de sangre que no deberían aceptarse en el mercado. Ningún esquema semejante es necesario para las piedras azules llamadas lapislázuli, pues en todo el mundo solo hay una mina que produce piedras de alta calidad —la mina Sar-e Sang, en el valle del Kokcha, en la provincia de Badakhshan, en el noreste de Afganistán—, de modo que nunca hay duda sobre su procedencia.⁵⁴

⁵⁴ V. Finlay, *Colour: Travels Through the Paintbox*. (Sceptre, Londres, 2003.) [Hay traducción en castellano: *Colores*, Océano, 2005.]

La mina está en una región tan remota que incluso viajeros avezados como Marco Polo y sir Richard Burton nunca estuvieron allí, aunque Polo se refiere a ellos en sus viajes al cruzar el río Oxus (también conocido como el Amu Darya) del que el Kokcha es afluente: «una montaña en esa región donde se encuentra el mejor azul del mundo».⁵⁵ Un explorador escocés, John Wood, la visitó en 1837, pero si hay que creer su libro *Journey to the Source of the River Oxus*, tampoco fue exactamente una excursión de escuela dominical: «Si usted no quiere llegar a la destrucción, evite el estrecho valle de Koran [Kokcha]», así lo resumía.⁵⁶

Una persona que finalmente estuvo allí fue la periodista británica Victoria Finlay, autora del maravilloso *Colour: Travels Through the Paintbox*; y, pese a que lo hizo a comienzos del siglo XXI, llegar a la mina seguía siendo toda una hazaña.^[54]

¿Por qué alguien iba a soportar todo tipo de dificultades solo para ver una mina donde se pueden extraer piedras azules del interior de una montaña? Quizá porque estas raras piedras han alcanzado un tremendo valor en el curso del tiempo, siendo el sello de los reyes y la aristocracia, o porque su comercio cubría grandes distancias incluso en tiempos antiguos, o quizá porque esta mina es posiblemente la más antigua en explotación en todo el mundo, pues ha estado activa de entre cinco mil a seis mil años. Las razones de Finlay no eran tanto las piedras mismas como el pigmento que

⁵⁵ M. Polo, L. F. Benedetto, *The Travels of Marco Polo: Translated into English from the Text of L. F. Benedetto*. (Asian Educational Services, Nueva Dehli, 1931.)

⁵⁶ J. Wood, *A Personal Narrative of a Journey to the Source of the River Oxus*. (John Murray, Londres, 1841.)

producen cuando se reducen a fino polvo, que forma la base del mejor y más caro color azul: el ultramarino natural. Ahora tenemos versiones sintéticas de este pigmento, pero aún no tienen la misma calidad y, como veremos, hay una buena razón química para ello.

La política afgana es tan compleja como una novela de detectives de Raymond Chandler, al menos vista a distancia, de modo que está por ver si el próximo personaje en esta historia se seguirá percibiendo a una luz tan positiva en años futuros. Ahmad Shah Massoud, el «León de Panjshir», es un héroe nacional en Afganistán, y el día de su fallecimiento, 9 de septiembre, muchos afganos peregrinaron para rendirle tributo en su tumba en la pequeña villa de Jangalak.⁵⁷

Siendo estudiante de ingeniería en Kabul en los años setenta del siglo XX, se mezcló activamente en política y tuvo que huir a Pakistán, aunque regresó algunos años más tarde para convertirse en un legendario comandante muyahidín durante la ocupación soviética. Massoud tuvo tanto éxito que el ejército soviético, superior en armas y efectivos, nunca tuvo pleno control sobre la pequeña provincia de Panjshir, al sur de Badakhstan, donde está situada la mina de lapislázuli. Probablemente él explotaba la mina, pero esta se convirtió en un verdadero sustento cuando, terminada la guerra civil afgana con los talibanes entrando triunfalmente en Kabul,

⁵⁷ T. Perry, «Afghan Commander Massoud, Killed on Eve of 9/11 Attacks, is a National Hero Proclaimed September 9 as Massoud Day», Los Angeles Times, 22 de septiembre de 2010.

Massoud dejó su puesto como ministro de defensa y una vez más volvió a las montañas.⁵⁸

Se habla mucho del comercio del opio que financió la guerra civil afgana, pero parece que la Alianza del Norte dirigida por Massoud obtuvo la mayor parte de su dinero del control del comercio internacional en lapislázuli y otras piedras preciosas, sobre todo esmeraldas, irónicamente utilizadas para comprar armas de sus antiguos enemigos rusos.⁵⁹ Y como los rusos, los talibanes nunca tuvieron el completo control sobre estas provincias. El propio Massoud era un musulmán devoto y tenía algo de estudioso aunque no fuera un líder espiritual, y rechazaba las ideas fundamentalistas de los talibanes en favor de una visión más moderna del islam.

Pero ¿qué es lo que hace tan especiales a estas piedras azules? Para empezar, como sucede con todas las gemas, se trata de su infancia. Crecer y alcanzar la madurez demasiado deprisa no es bueno, ni para los seres humanos ni para las gemas. Estos cristales, como llamarían los químicos a la mayoría de las gemas, crecen a partir de minúsculos agregados de moléculas e iones llamados semillas. Nadie sabe realmente cuán pequeñas son: quizá unas pocas moléculas o unos pocos cientos, nadando en algún tipo de líquido o fundido. De cuando en cuando una nueva molécula del líquido incidirá en la superficie de una semilla y se quedará adherida, lo que hace que la semilla se haga más grande.

⁵⁸ Obituario, «Ahmad Shah Massoud», The Telegraph, 17 de septiembre de 2001.

⁵⁹ M. Dupee, Afghanistan's Conflict Minerals: The Crime-State-Insurgent Nexus. (United States Military Academy, 2012.) <http://www.ctc.usma.edu/posts/afghanistans-conflict-minerals-the-crime-state-insurgent-nexus>, consultado el 11 de diciembre de 2012.

Ahora bien, lo que tienen los cristales es orden. Tome un cristal de azúcar de su cocina y examínelo. Parece una pequeña gema brillante, es claro y transparente y tiene aristas y caras bonitas y bien definidas. Tiene estas características porque en el interior del cristal usted encontrará todas las moléculas de sacarosa alineadas de la misma manera —arriba, abajo, izquierda, derecha, delante, detrás—como los soldados en una parada militar, las cepas en un viñedo o las naranjas limpiamente apiladas en la frutería. Es solo que habrá muchas más de ellas que las que usted pudiera imaginar.



*FIGURA 15. Ahmad Shah Massoud, el «León de Panjshir». ©
Reza/Webistan/Corbis.*

Si los soldados llegan de uno en uno y sin prisas para participar en un desfile, es fácil para ellos encontrar su lugar en el gran esquema de las cosas. Pero si llegan al escenario del desfile al mismo tiempo, corriendo en todas direcciones porque se habían retrasado en el desayuno (cuando yo estaba en el ejército tenía un amigo que sobresalía en este tipo de comportamiento), es difícil que formen la disposición militarmente precisa que se espera de ellos.

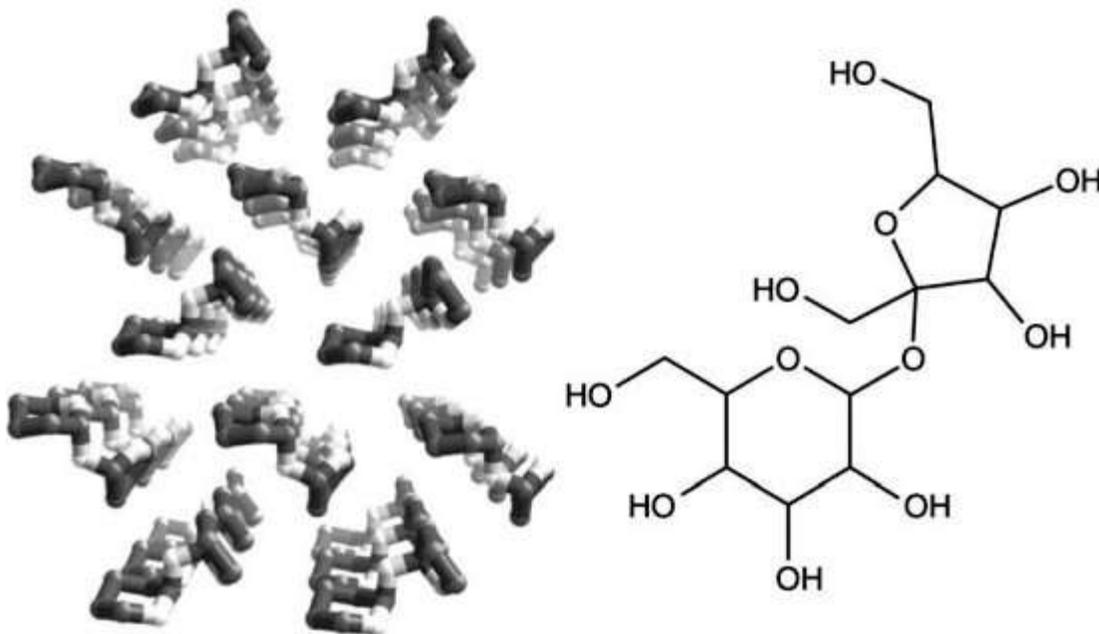


FIGURA 16. Izquierda: moléculas de sacarosa desfilando en un cristal de azúcar. Por simplicidad solo se muestran los dos anillos, uno con cinco y el otro con seis átomos. La fórmula completa es

$(C_6H_{11}O_5)O(C_6H_{11}O_5)$. Derecha: dibujo lineal simplificado de la molécula de sacarosa.

Es posible que puedan encontrar su lugar con respecto a sus vecinos más próximos, pero en general habrá confusión hasta que llegue un sargento para ponerlos en orden a gritos.

Las moléculas no tienen sargentos, todas son iguales, de modo que una vez que este proceso ha salido mal en el mundo molecular no suele haber vuelta atrás. Tome sus bonitos cristales de azúcar de la despensa, disuélvalos en agua caliente y deje que el agua se evapore de nuevo rápidamente. Esto hace que las moléculas vuelvan a agruparse para formar un sólido. Usted volverá a tener sus moléculas de sacarosa en estado sólido, ¡pero los bellos cristales han desaparecido! Dependiendo de las condiciones exactas puede obtener algo que vaya desde una masa empalagosa a cristales mal formados.^{xxiii} Puestos a pensar en ello, usted tampoco encuentra bonitos fragmentos de mármol en el fondo de su tetera, aunque en principio es el mismo carbonato cálcico lo que se forma alrededor de las resistencias calefactoras (dependiendo de dónde viva usted y la dureza del agua). La sal de mesa es más fácil de recuperar en forma cristalina, así que obviamente depende de las moléculas exactas que se tengan, pero en general el crecimiento cristalino es un campo difícil con pocas reglas y solo unas débiles directrices. En consecuencia, algunos de mis colegas químicos se refieren a ello

jocosamente como «magia negra», y otros invocan las acciones del cristal mágico en sus tubos de ensayo.

¿Por qué nos preocupamos tanto por los cristales? Porque nos ayudan a ver las moléculas con las que trabajamos, algo que ha sido de ayuda para el enorme progreso de la química, la medicina y la ciencia de materiales desde que descubrimos cómo hacer tales imágenes hace unos cien años. En general las moléculas son demasiado pequeñas incluso para el más extraño o sofisticado tipo de microscopía moderna,^{xxiv} pero cuando se presentan a la atención en el interior de un cristal el propio orden de las cosas resulta ser de gran ayuda: las distancias átomo-átomo, dentro y entre moléculas, se repetirán millones de veces. Su cristal de azúcar medio contendrá del orden de 10^{18} moléculas, un trillón, o el mismo número que la solución del famoso problema de los granos y el tablero de ajedrez.^{xxv}

Si dirigimos un fino haz de rayos X contra el cristal, los fotones de los rayos rebotarán en los átomos —o mejor, en sus electrones— sobre los que inciden. Algunos en la superficie, otros una capa por debajo, otros una segunda capa por debajo, y así sucesivamente. Si colocamos una placa fotográfica (o algún otro aparato detector) detrás del cristal, en el centro de la placa detectaremos una gran mancha procedente del haz que atraviesa directamente el cristal, pero también unas manchas débiles a su alrededor. Estos puntos fuera del centro proceden de los fotones que han incidido sobre un átomo que han encontrado en su camino. Puesto que estas ondas

luminosas han recorrido distancias diferentes, los picos y valles de la onda están ahora en lugares diferentes de los rayos que fueron reflejados en la capa superior y en la capa inferior, que han tenido que cubrir una distancia ligeramente mayor.

En el caso de la luz normal esta discrepancia es tan pequeña que no importa, pero cuando los rayos X tienen longitudes de onda próximas a las distancias átomo-átomo tanto dentro como entre moléculas, la diferencia de camino puede llegar a ser de una semilongitud de onda. Cuando tales combinaciones de rayos salen del cristal y se recombinan para formar el haz reflejado, un pico en la onda que procede de una reflexión se combina ahora con un valle en la onda que procede de otra reflexión: las dos ondas se cancelan mutuamente y no habrá punto en la película. Esto se conoce como «interferencia destructiva».

Por el contrario, si la diferencia en la distancia recorrida es uno, dos, tres o cualquier número entero de longitudes de onda, los fotones se combinan pico con pico y están «en fase». Esto es interferencia constructiva, pero los cristalógrafos dirán simplemente que en esos casos se ve un pico de difracción. Midiendo la intensidad y la posición de estos picos (la llamada figura de difracción) en una película fotográfica, los Bragg (padre e hijo) fueron capaces de determinar las posiciones de los iones de cloro y de sodio en cristales de sal de mesa en 1913, y con ello se

convirtieron en las primeras personas en «ver» un átomo.⁶⁰ Hoy día solemos utilizar detectores CCD, como los que se utilizan en las cámaras digitales, para registrar estos puntos.

Pese a esta charla de picos y valles, nos hemos alejado mucho de las montañas afganas. Lo he hecho así para que usted pueda apreciar la auténtica belleza del lapislázuli (o mejor el mineral lazurita), el magnífico componente azul de las rocas lapislázuli, porque este mineral es infinitamente más delicado y complejo que ese rey de las gemas, el diamante. Ya antes de la primera guerra mundial los Bragg pudieron determinar las posiciones de los átomos de carbono en el diamante con película fotográfica, papel y lápiz, mientras que los cristalógrafos todavía están luchando con la estructura de la lazurita.

⁶⁰ G. Hildebrandt, «The Discovery of the Diffraction of X-rays in Crystals-A Historical Review», *Crystal Research and Technology* 28, 747 (1993).

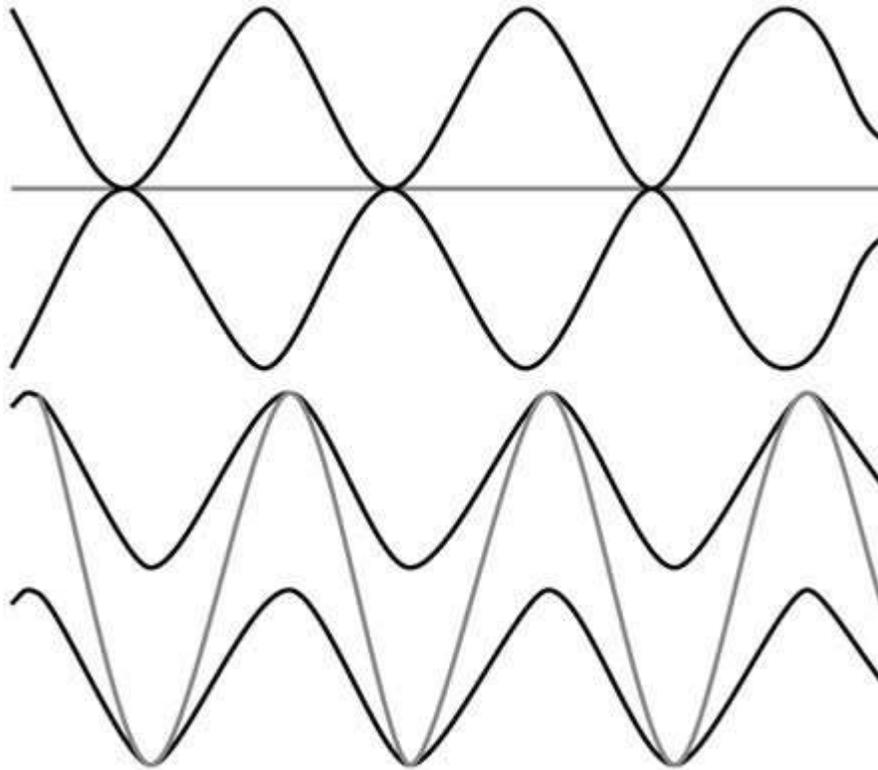
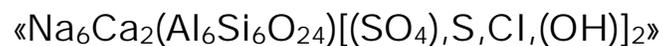


FIGURA 17. Arriba: picos y valles de ondas que se combinan con un defasaje de exactamente media longitud de onda se cancelan (línea gris) y dan una señal nula. Abajo: las combinaciones en fase se refuerzan y dan una señal fuerte (onda gris).

La lazurita es complicada porque su fórmula química tiende a variar. Comparada con el diamante, que es simplemente «C», normalmente escribimos la lazurita como



donde las cantidades exactas de los cuatro últimos componentes variarán de una roca a otra.^{xxvi} ¿Por qué esta sustancia química se

comporta de esta manera divertida, que no obedece a las reglas que hemos aprendido en la escuela sobre las proporciones exactas de los elementos? La razón es la estructura tridimensional de la parte $\text{Al}_6\text{Si}_6\text{O}_{24}$. Esta es suficientemente sencilla para que se pueda determinar a partir de la figura de difracción de rayos X, y lo que se ve entonces es una estructura interconectada infinita compuesta de tetraedros AlO_4 y SiO_4 , donde cada átomo de oxígeno está formando un puente entre un par Al/Si de iones metálicos.^{61, 62}

«¡Y eso qué!», podría decir usted; si prestó atención en la clase de química, el diamante también se basa en tetraedros. Pero en este caso las distancias entre los centros de la red tetraconectada son mucho mayores y crean enormes bolsillos o jaulas de espacio vacío dentro del cristal. En estos encontramos que los aburridos, relativamente pequeños e incoloros iones de sodio y calcio ocupan bolsillos más pequeños, y los igualmente transparentes pero más grandes iones sulfato, cloruro e hidróxido están encerrados en jaulas mayores. ¿Qué pasa entonces con el color?, ¿procede de la estructura silicato/aluminato? No, hay varios minerales con una estructura semejante. La clave debe encontrarse quizá en otro componente del lapislázuli: la presencia de pequeños cristales de pirita de hierro u oro de los locos salpicados alrededor de la roca. Este oro de los locos no solo añade belleza a las piedras, sino que también puede ser importante para la formación de los prisioneros

⁶¹ I. Hassan, R. C. Peterson, H. D. Grundy, «The Structure of Lazurite, Ideally $\text{Na}_6\text{Ca}_2(\text{Al}_6\text{Si}_6\text{O}_{24})\text{S}_2$, a Member of Sodalite Group», *Acta Crystallographica* C41, 827 (1985).

⁶² D. Arieli, D. E. W. Vaughan, D. Goldfarb, «New Synthesis and Insight into the Structure of Blue Ultramarine Pigments», *Journal of the American Chemical Society* 126, 5776 (2004).

reales de estas jaulas de cristal —el ión S_3^- con carga negativa—⁶³ pues la pirita tiene la fórmula FeS_2 , y contiene unidades S-S que pueden haber sido una vez el punto de partida para la formación de los iones S-S-S⁻.

Esta especie inusual está presente solo en cantidades muy pequeñas, y necesita ser mantenida en la jaula pues es un radical. (La química no es en realidad tan conservadora como para que todos los radicales tengan que mantenerse bajo llave y candado; es tan solo que a lo que contiene electrones desaparejados lo llamamos radical, y tales miembros suelen ser muy reactivos.) Usted probablemente habrá oído hablar de los «radicales libres» que causan todo tipo de daños a su cuerpo. Estos son los radicales OH; el ión S_3^- es otra especie del mismo tipo. Da el color azul al lapislázuli, pero si se le deja fuera de la jaula se destruirá enseguida y los colores desaparecerán. Parte del secreto de hacer una buena pintura a partir del lapislázuli es probablemente asegurar que esto no suceda durante el proceso.

⁶³ M. E. Fleet, X. Liu, X-ray «Absorption Spectroscopy of Ultramarine Pigments: A New Analytical Method for the Polysulfide Radical Anion S_3^- cromophore», *Spectrochimica Acta Part B* 65, 75 (2010).

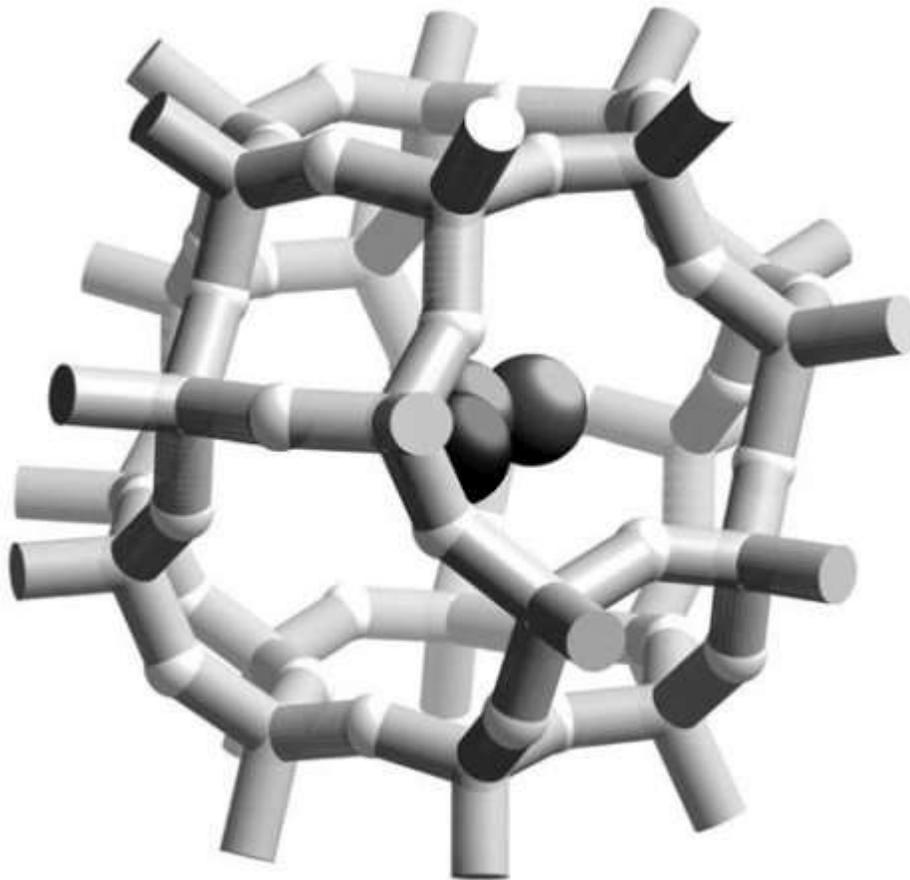


FIGURA 18. La jaula de enlaces Al-O y Si-O del cristal de lazurita y el radical ión S_3^- atrapado en su interior, lo que da el color azul a las gemas de lapislázuli, mostrado por tres esferas más oscuras.

Las jaulas y sus prisioneros son también la razón de por qué es difícil reproducir estos materiales en el laboratorio o a escala industrial. Los iones S_3^- son demasiado grandes para salir de sus jaulas si están intactas, lo que también significa que es imposible poner cosas dentro de las jaulas. Tiene que ser un proceso integrado, en el que los iones S_3^- inestables se forman más o menos al mismo tiempo que las jaulas a su alrededor. Cómo conseguir las

condiciones para hacerlo, para dar gemas de la misma calidad que las que se encuentran en la naturaleza, está aún por determinar por los químicos.

Si se hace, eso puede perjudicar a futuros rebeldes que tomen las montañas Badakhshan y se basen en este comercio para obtener ingresos. En el caso de Massoud, terminó de mala manera. En lo que se considera un preludio de los ataques del 11-S, fue asesinado por dos terroristas suicidas de Al Qaeda el 9 de septiembre de 2001 en Khwaja Bahauddin, en la provincia de Takhar, en la parte nororiental del país. Desde 2005, el 9 de septiembre se conoce como «Día de Massoud», y es fiesta nacional en Afganistán.^[54 más atrás]

Capítulo 8

Los diamantes son para la eternidad y el circonio es para los submarinos

En este capítulo aprendemos cómo las posiciones relativas de los elementos en la tabla periódica pueden ayudarnos a predecir no solo sus propiedades, sino también dónde encontrarlos en la naturaleza. También hablamos sobre reacciones nucleares, diamantes falsos y el importante drama de los medios de comunicación de 1952.

La aparición de un anillo de compromiso de diamantes en la larga y compleja historia de amor entre la primera detective de Botsuana, Mma Ramotswe, y el propietario y brillante mecánico de Tlokweng Road Speedy Motors, Mr. J. L. B. Matekoni, parece poner un final a esta concreta subtrama que se extiende sobre varios volúmenes de la muy vendida y original serie de novelas de crímenes de Alexander McCall Smith (que encontramos en el capítulo 1). Sin embargo, se destapa un problema que incluye a la circonita, y la historia queda en el aire hasta el próximo libro de la serie.⁶⁴

Tener nombres similares para los elementos y sus compuestos son un fastidio en química,^{xxvii} pero suelen tener un origen histórico y el circonio es precisamente un ejemplo. Aparte del metal puro tenemos circón y circonita, los tres con aplicaciones importantes. El circón es silicato de circonio, con la fórmula $ZrSiO_4$, y la circonita cúbica es

⁶⁴ A. M. Smith, *Tears of the Giraffe*. (Polygon Books, Edimburgo, 2000.) [Hay traducción en castellano, *Las lágrimas de la jirafa*, Punto de Lectura, 2008]

una forma especial del dióxido de circonio, ZrO_2 . La última, como quizá habrá conjeturado, es un excelente sustituto del diamante para, entre otras aplicaciones, anillos de compromiso.

H																	He														
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne														
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar														
K	Ca																														
Rb	Sr																														
Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn		Fl		Lv		

FIGURA 19. La tabla periódica, con los metales de transición en gris y el grupo del titanio ampliado.

No vamos a demorarnos en los detalles del elemento circonio, pero usted debería saber que dentro de la tabla periódica está localizado en la gran franja central llamada metales de transición. Probablemente usted habrá oído hablar de su primo el titanio, inmediatamente por encima, y un hermano, el hafnio, justo debajo en la escala.

¿Por qué los llamo hermanos? Porque en la tabla periódica los elementos en la misma columna suelen tener propiedades químicas similares. En particular, dentro de la familia de los metales de transición en la sección central que contiene 27 elementos —cada uno de ellos con varias propiedades en común— los dos elementos que están más abajo en cada columna suelen ser los que más se parecen.

Las propiedades químicas similares del circonio y el titanio significan que normalmente podemos encontrar circonio donde extraemos el titanio mucho más abundante, y también que una vez que hemos separado el titanio del circonio quedará una pequeña cantidad de hafnio colgando, una impureza que es mucho más difícil de separar.

Al impecable joyero de Gaborone no le preocupará que sus diamantes falsos contengan niveles en traza de HfO_2 mezclados con el ZrO_2 . Para un ojo no entrenado, esto no afectará al lustre, dureza o transparencia, pero para los ingenieros que construyeron los primeros reactores nucleares para generar energía en Estados Unidos era una cuestión muy diferente.

Los extensos ensayos de materiales tras la segunda guerra mundial mostraron que una aleación con circonio metálico como componente principal era la mejor candidata para envolver el óxido de uranio en las barras de combustible para uso en los reactores nucleares. Sin embargo, para los ingenieros que tenían que hacer este trabajo en una central nuclear había una pega, y es que el metal tenía que estar completamente libre de hafnio. La razón es que las similitudes entre circonio y hafnio terminan en el núcleo, donde se detiene la química y empieza la física. Estos dos elementos (o, para ser más precisos, los isótopos de estos elementos que se dan de forma natural) reaccionan de forma muy diferente si en ellos incide un neutrón, o, como explicaría un físico: sus secciones eficaces para los neutrones son muy diferentes.

En el reactor nuclear se necesita un flujo continuo de neutrones para que la reacción en cadena de fisión de uranio proceda a una velocidad lenta y adecuada. Demasiados neutrones y la reacción se desbocará, demasiado pocos y se detendrá. Lo que sucede en un reactor nuclear convencional es que el uranio-235, o, como escribiría un químico ^{235}U , es golpeado por un neutrón con masa 1. Entonces pueden suceder muchas cosas, y una de las más importantes es que el núcleo de uranio se divida y forme dos átomos nuevos, ^{92}Kr y ^{141}Ba . Como se puede advertir, estos dos nuevos números másicos no suman $235 + 1 = 236$; faltan tres unidades. La razón es que tres nuevos neutrones son expulsados durante la reacción, cada uno de ellos capaz de dividir otro núcleo de uranio y producir tres nuevos neutrones. Esta es la base de la famosa reacción en cadena que hay detrás de la bomba atómica. La reacción puede desbocarse si no se controla cuidadosamente el número de electrones que se liberan en el reactor.

Durante el proyecto de energía atómica, la capacidad de captura de neutrones era precisamente una de las muchas propiedades de los materiales que había que analizar, con un nivel y un detalle sin precedentes en cualquier proyecto de ingeniería. Se encontró que todos los isótopos naturales del circonio tienen una sección eficaz de captura de neutrones térmicos muy pequeña, lo que significa que un neutrón que incide en un átomo de circonio rebotará y continuará para dar en otro átomo. El isótopo de hafnio ^{178}Hf por el contrario, que constituye uno de cada dos átomos de hafnio que se

dan de forma natural, tiene una alta querencia por estas partículas elementales. El ^{178}Hf absorberá fácilmente un neutrón para dar ^{179}Hf , que también es estable y se da de forma natural. Cualquier hafnio en la cubierta de las barras de combustible absorberá rápidamente los neutrones y frenará la reacción en cadena, y la reacción se cortará. El resultado es que el hafnio puede utilizarse en las barras de control que pueden intercalarse entre las barras de combustible en el reactor, lo que detiene el proceso de fisión tragándose todos los neutrones que lo alimentan.

Empezamos este capítulo con un anillo de boda en Gaborone, próxima al desierto de Kalahari en una Botsuana que no tiene acceso al mar, pero lo vamos a cerrar con un cuento de Navidad tomado del Atlántico Norte. Partimos de una coincidencia: el hafnio recibe su nombre por Copenhague, la capital danesa (København en danés), y precisamente antes de la Navidad de 1951 el legendario (pronto veremos por qué) capitán mercante Curt Carlsen zarpó de Hamburgo con el carguero de vapor de bandera estadounidense Flying Enterprise con destino a Nueva York. No solo el capitán era danés; el barco era propiedad de la Dane Henrik Isbrandsen, con base en Nueva York, una empresa naviera poco convencional relacionada con la famosa familia Maersk, cuyos barcos se ven todavía hoy en todos los puertos importantes.

Cualquiera con edad suficiente para haber seguido las noticias en los primeros días de 1952 recordará los sucesos que se desarrollaron después de las Navidades de 1951. Una de las

tormentas más terribles de los años cincuenta había golpeado el Atlántico Norte y el noroeste europeo, y una ola monstruosa golpeó al Flying Enterprise, que estaba saliendo del canal de la Mancha, y provocó una grieta en mitad del casco. La tripulación hizo unas reparaciones provisionales pero aparentemente sólidas, y el capitán ordenó que el barco navegase a toda máquina, aunque algunos miembros de la tripulación tenían sentimientos encontrados sobre esta decisión y hubieran preferido que Carlsen se dirigiera a algún abrigo. Por supuesto, una segunda ola dio en el barco pocas horas después y desplazó los automóviles Volkswagen en la bodega tres, o posiblemente el arrabio en la bodega dos, lo que dio al barco una inclinación de 60° de la que nunca se recuperó.⁶⁵

Nuestro interés está en otra de las bodegas, donde había un cargamento de circonio metálico no declarado, pero lo primero que atrajo la atención pública fue la operación de rescate. La segunda ola también había averiado los motores e imposibilitado la dirección, y ahora Carlsen no tuvo otra elección que dar la orden de abandonar el barco. Esto era más fácil de decir que de hacer, pues los botes salvavidas no estaban operativos debido a la inclinación. Felizmente otros tres barcos habían respondido a la llamada de emergencia, entre ellos el USS General A. W. Greely, de modo que Carlsen hizo que la tripulación y los pasajeros se lanzaran al agua y nadaran para acercarse a los botes de rescate.

⁶⁵ F. Delaney, *Simple Courage: A True Story of Peril on the Sea*. (Random House, Nueva York 2006.)

Esto fue quizá afortunado en ese momento, pero visto en retrospectiva Carlsen quizá hubiera deseado que la US Navy estuviera ocupada en otro lugar. La presencia continua de una serie de barcos de la armada norteamericana próximos a su propio buque medio volcado alimentó especulaciones sin fin acerca de que este barco viejo y gastado estaba transportando un cargamento secreto y muy importante para el gobierno de Estados Unidos, especulaciones que iban a seguir a Carlsen hasta su muerte.

Hay muchas pruebas circunstanciales. ¿Por qué la US Navy no rescató otros barcos dañados por la tormenta? ¿Por qué la British Royal Navy también prestó atención? ¿Por qué fue rescatada una parte del cargamento en una operación secreta en la primavera de 1953? ¿Por qué Carlsen no dio media vuelta tras la primera ola monstruosa? Y sobre todo, ¿por qué permaneció en su barco naufragado durante casi dos semanas hasta pocos momentos antes de que se hundiera en el canal de la Mancha, a unos setenta kilómetros de Falmouth en Cornualles?

Una desagradable vena en nuestra naturaleza humana hace que, por mucho que admiremos a nuestros héroes, nada nos da más satisfacción que rebajarlos: sus debilidades muy humanas nos hacen sentirnos mejor. Por ello, quizá lo que hizo que Carlsen se mantuviera hasta el final no fueron las reglas clásicas de la navegación, ni la gravedad de un capitán que pierde su barco, ni el espíritu combativo de alguien no dispuesto a abandonar hasta el final; tenía que ser alguna otra cosa. Y esta «alguna otra cosa»

tendría que haber sido un capitán bajo órdenes estrictas de las máximas autoridades de Estados Unidos de no abandonar el barco, pues de lo contrario el cargamento secreto podría haber caído en manos equivocadas. Los más cínicos especulaban sobre una cuantiosa pero secreta recompensa que esperaba al capitán en Nueva York.

¿Por qué todo este secreto, toda esta ansiedad y ocultación? Porque el circonio estaba destinado a los reactores del primer submarino nuclear del mundo, el USS Nautilus. Dos décadas después, Carlsen hizo comentarios despectivos sobre los «periodistas estúpidos» que sugerían que él había transportado material para armas nucleares y afirmaban que debido a su fracaso en entregar el cargamento, la botadura del Nautilus se retrasó seis meses.⁶⁶

Pero ¿hasta qué punto era realmente secreto? Por supuesto, las propiedades nucleares del circonio no eran algo que el gobierno de Estados Unidos estuviera dispuesto a compartir con todos sin excepción, pero ya en marzo de 1951 la Comisión de Energía Atómica distribuyó un comunicado que anunciaba la intención de obtener circonio y hafnio de fuentes comerciales y solicitaba propuestas. En noviembre del mismo año fueron invitadas 35 compañías, y en enero de 1952 seis compañías pujaron por el contrato.⁶⁷

⁶⁶ B. Bekker, *Flying Enterprise & Captain Carlsen*. (También disponible en traducción inglesa como *Flying Enterprise & Captain Carlsen*.) (Bekkers forlag, Skårup, 2011.)

⁶⁷ The Rockwell, *The Rickover Effect: How One Man Made a Difference*. (Naval Institute Press, Annapolis, 1992.)

Esta fue una estrategia deliberada de otro marino legendario, el almirante Hyman Rickover, en esa época comandante del Programa de Reactores Navales y también miembro de la Comisión de Energía Atómica. Habiendo tomado la decisión de utilizar circonio en las barras de combustible ya en 1947, no quería que el programa del reactor naval dependiera de un único proveedor, en particular no de una agencia gubernamental, incluso si el Laboratorio Nacional de Oak Ridge (famoso por la bomba atómica) y la Oficina Nacional de Minas habían sido productores exitosos de circonio en las fases iniciales.⁶⁸

Por ello, si Carlsen llevaba un cargamento «secreto» de circonio no estaba necesariamente a las órdenes de la US Navy, sino que tal vez actuaba en nombre de una de las compañías implicadas en la puja por el contrato del gobierno.

¿De dónde procedía entonces este circonio? Es posible que la Compañía Philips en Eindhoven tuviera un stock relativamente grande de circonio puro, pues en 1928 había obtenido la primera patente por la separación de hafnio del circonio y estaba produciendo el metal en forma pura al menos hasta 1950,⁶⁹ sobre todo para su uso de flashes de cámaras fotográficas.

El propio Carlsen afirma que su circonio procedía del proyecto de la bomba atómica y energía atómica de la Alemania nazi, el

⁶⁸ H. G. Rickover, L. D. Giger, B. Lustman, «History of the Development of Zirconium Alloys for Use in Nuclear Reactors», (United States Energy Research and Development Administration, Division of Naval Reactors, Washington, 1975).

⁶⁹ E. T. Hayes, «Part VII-Alloys», en Zirconium: Its Products and Properties, U. S. Bureau of Mines Bulletin 561. (1956), p. 93.

Uranverein.^[64 más atrás] Sin embargo, no se necesita circonio para hacer una bomba nuclear rudimentaria basada en uranio; solo se necesita para un reactor generador de energía, pero los alemanes no hicieron avances significativos en ninguna dirección. El régimen nazi podía haber robado el stock de Philips, de modo que no se puede decir que Carlsen estuviera totalmente equivocado sobre este punto.

En lo que parece no haber dudas es en que el almirante Rickover tuvo el Nautilus a tiempo, adelantándose al cronograma oficial aunque errando por poco su propio objetivo más ambicioso debido a un problema con los tubos de vapor en la parte no nuclear de la planta energética. Todo el proyecto del circonio era, no obstante, un riesgo calculado. No por un problema de suministro —el metal es más fácil de encontrar que muchos metales comunes como el wolframio, el cromo, el zinc y el cobre— sino por las dificultades de ingeniería en producir el metal puro. Uno de los más próximos colaboradores civiles de Rickover, Ted Rockwell, me contó que «fue una carrera dura y feroz» que «podría haber fracasado, justo hasta el último momento».⁷⁰

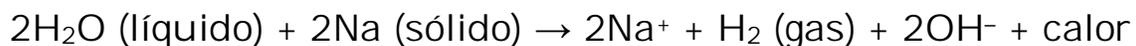
Pero funcionó, y lo demás, como se suele decir, es historia. Rickover^{xxviii} también supervisó la primera planta de energía nuclear de uso pacífico en Shippingport, Pensilvania, que fue conectada a la red eléctrica pocos años después de la botadura del Nautilus. Además, los niveles que estableció para la «armada nuclear» han

⁷⁰ T. Rockwell, Comunicación personal (2012).

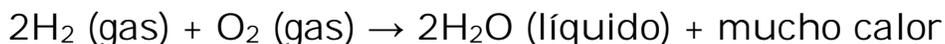
permitido que la US Navy desarrollara sus reactores generadores de energía sin ningún accidente hasta ahora.⁷¹

Sin embargo, el circonio no está libre de problemas. Es un metal fuerte y muy poco reactivo en circunstancias normales, y es tan estable frente a la corrosión como el oro; pero si falla el enfriamiento del combustible y no pueden introducirse las barras de control para detener la reacción en cadena, el calor extremo hará el circonio más parecido al sodio. Y ahora tendremos la típica demostración escolar que ya encontramos brevemente en el capítulo 2 cuando tratamos el calcio: una brillante pieza metálica de sodio metálico arrojada a una jarra de agua, agitándose en lo alto de la superficie líquida, ardiendo y produciendo a veces un bang o un sonido más discreto.

Reacción 1:



Reacción 2:



No es el metal lo que vemos arder sino el hidrógeno generado en la reacción entre el metal y el agua (Reacción 1). A veces ocurren pequeñas explosiones cuando aumenta la concentración de gas que no ha reaccionado, se mezcla con el oxígeno del aire y entonces reacciona de golpe (Reacción 2). Esto se conoce como explosión de

⁷¹ F. L. S. Bowman, Statement of Admiral F. L. «Skip» Bowman, U. S. Navy Director, Naval Nuclear Propulsion Program Before the House Committee on Science 29 October 2003. (U.S. Navy, 2003.) <http://www.navy.mil/navydata/testimony/safety/bowman031029.txt>, consultado el 13 de junio de 2011.

hidrógeno y es precisamente lo que sucedió dentro del reactor de Fukushima (Honshu, Japón) en 2011, y probablemente en el accidente de Three Mile Island en 1979 (Pensilvania, Estados Unidos), solo que en estos casos el metal no era sodio sino circonio. Finalmente, si entre los lectores hay algún futuro comprador de anillos de diamantes, quizá esté interesado en cómo evitar los problemas de J. L. B. Matekoni. Aparte del test obvio de sumergir las piedras posiblemente falsas entre las barras de combustible en un reactor nuclear y ver si la generación de energía se reduce debido al contenido de hafnio, no hay mucho que se pueda hacer si la piedra es pequeña y está en un anillo.

La circonita cúbica y el diamante difieren ligeramente en dureza e índice de refracción, pero tanto los testes de rayado como los testes de transparencia pueden ser difíciles de realizar sobre un anillo de diamante. La densidad también es diferente —pues es obvio que los átomos de carbono «pesan» menos que los átomos de circonio— pero esto es casi imposible de poner a prueba en un anillo.

No obstante, si usted está comprando un diamante de peso, es muy fácil. Basta con que sostenga la piedra en contacto con una parte sensible de su piel, por ejemplo el labio superior: un diamante real conduce muy bien el calor; rápidamente se llevará calor de esa parte de su piel y por ello sentirá frío, igual que con una pieza de metal, mientras que la circonita es un aislante y usted no sentirá ninguna diferencia.

Capítulo 9

El valle del grafito: [...] tecnología de la información en el Lake District del siglo XVIII

En este capítulo descubriremos que los elementos puros pueden presentarse con diferentes máscaras, y que no son solo los diamantes los que vale la pena pasar de contrabando. También aprenderemos más sobre los enlaces químicos y sobre cómo hacer que los electrones salten.

Quizá el lago Windermere, en el noroeste de Inglaterra, le haga pensar en poetas o, si usted ha crecido con libros infantiles ingleses, en aventuras de adolescentes menos preocupados por brujas y vampiros que por golondrinas y Amazonas. Gente que vivió de su lápiz, en cualquier caso. ¿O quizá habría que decir de su pluma? No vemos a autores serios en su estudio trabajando duro con un lápiz. En general consideramos que los lápices sirven sobre todo para que los niños hagan sus tareas en casa, o para otros que necesitan borrar sus frecuentes errores.

Nunca ha habido carencia de tinta, tradicionalmente una mezcla de sales de hierro, agua y taninos, los compuestos de gusto amargo en el té^{xxix} y en el vino tinto. Siempre hay mucha materia negra con la que escribir poemas y firmar sentencias de muerte. Pero el lápiz es una historia diferente. Lejos de ser solo para niños, era, y es, una herramienta esencial para artistas, ingenieros, carpinteros y

arquitectos.⁷² En la escuela de ingeniería a finales de los años ochenta todavía hacíamos (algunos de nosotros al menos) bellos dibujos a lápiz de reactores de acero inoxidable de doble capa. Y cuatro años antes, en el ejército, cerca del círculo polar, ¿escribíamos nuestras órdenes y descifrábamos los mensajes de radio entrantes con bolígrafo? Desde luego que no; de hecho, esto estaba prohibido porque la tinta en un bolígrafo puede congelarse con facilidad.

El «plomo» del lápiz (que obviamente no es plomo como el elemento 82, sino otra cosa) nos lleva a esos verdes valles del Lake District y Cumbria, Inglaterra, un lugar tan improbable para un centro de tecnología de la información como lo son los naranjales que rodean Palo Alto. La diferencia es que en la California de los años setenta lo importante no eran las minas de silicio locales, sino las personas dedicadas. En Borrowdale a finales del siglo XVI, era el interior de la propia montaña lo que hacía la diferencia, pues allí se encontraba el material con el que hacer plomo para lápices.

No es que las personas no fueran importantes. El espíritu emprendedor se manifestaba de diferentes maneras. «Black Sal», por ejemplo, que trabajaba en la pequeña ciudad de Keswick próxima a Borrowdale, era el presunto jefe de una red de contrabando de plomo para lápices a comienzos del siglo XVIII. El precioso cargamento era arrastrado por el rugoso terreno hasta el mar de Irlanda, donde los barcos que esperaban podían llevar la

⁷² H. Petroski, *The Pencil: A History of Design and Circumstance*. (Knopf, Nueva York, 2006).

plombagina al continente. La minería clandestina que alimentaba el negocio del contrabando estaba a la orden del día, y también se registraron uno o dos robos a mano armada en las minas. En definitiva se parecía al salvaje Oeste, con casacas rojas en lugar de la caballería azul de Estados Unidos, y los habitantes locales que trataban de conservar lo que veían como su propiedad frente a especuladores e inversores «extranjeros». ⁷³

En aquellos días muchos tipos de minería eran importantes en Cumbria,^{xxx} pero la piedra negra llamada wad o plombagina era el mineral más precioso nunca extraído del terreno. Se supone que fue utilizada por primera vez a finales del Medievo para distinguir qué ovejas pertenecían a quién, una aplicación de la tecnología de la información tan importante entonces como ahora: llevar la cuenta de nuestras posesiones terrenales. ⁷⁴

Entonces, ¿qué es ese material gris si no es plomo? Es una forma cristalina del carbono llamada grafito (se muestra en la Figura 20), muy diferente de otra forma de carbono cristalino, el diamante. Pero igual que en una mina de diamantes, en Borrowdale los trabajadores que dejaban el lugar eran cacheados en busca de piedras ocultas, y guardias armados seguían los transportes de grafito hasta sus destinos finales.

⁷³ I. Tyler, *Seathwaite Wad, and the Mines of the Borrowdale Valley*. (Blue Rock Publications, Cumbria, 1995.)

⁷⁴ W. G. Collingwood, *Lake District History*. (Titus Wilson & Son, Printers, 1925.)



FIGURA 20. Un pedazo de grafito de Borrowdale comprado, de forma legal, en Keswick Cumbria, Reino Unido, 2012. Foto del autor.

Estas diferentes formas del carbono pueden resultar un poco confusas. También se extrae carbono en una mina de carbón. Y en Suecia es aún más confuso pues las palabras «carbono» y «carbón» son la misma, kol.^{xxxi} Y luego están las carboneras de carbón vegetal donde supuestamente se hace carbón a partir de la madera. Pero aquí estamos hablando del mismo elemento, y no de un caso de identificación errónea como sucede con el «plomo» de los lápices.

Así que empecemos con el miembro máspreciado de esta familia: el diamante. En este material cada átomo de carbono está ligado por un enlace fuerte a otros cuatro átomos de carbono. Esto forma (si pudiéramos verlo) algo parecido a un andamio en miniatura, pero uno en el que las barras no forman ángulos de 90° entre sí sino que

están separadas $109,5^\circ$, lo que permite que esta red se extienda indefinidamente en todas direcciones. Puesto que las barras están hechas de fuertes enlaces simples carbono-carbono, esta es una estructura muy dura. Estos átomos de carbono también carecen por completo de imaginación: se disponen exactamente de la misma manera en todo el cristal de diamante, que es la razón primaria por la que el diamante es un cristal. Basta con conocer la posición de un único átomo de carbono para que podamos decir dónde están todos los demás átomos de carbono en el cristal.

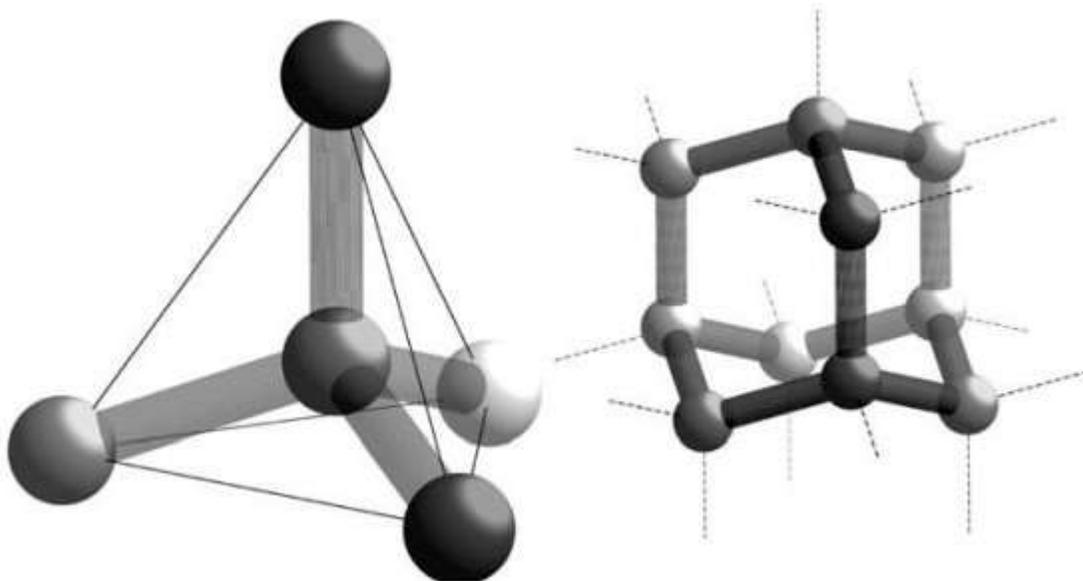


FIGURA 21. Izquierda: un átomo de carbono unido a otros cuatro átomos formando lo que llamamos un tetraedro. Derecha: muchos tetraedros de carbono unidos unos a otros para formar la estructura del diamante. Un diamante es una red infinita de átomos de carbono, como una gran molécula, y la estructura continúa a lo largo de las líneas de rayas.

Además, los electrones están sometidos a una rígida disciplina, un par de ellos por cada enlace carbono-carbono simple, guardada por el encantamiento que ejercen sobre ellos los núcleos de carbono con carga positiva. Esto significa que el diamante debería ser un aislante eléctrico y no conducir los electrones; y lo es, y de hecho muy bueno. (Sorprendentemente es un buen conductor térmico, como vimos en el capítulo 8.) Los electrones están tan firmes que la luz visible no puede moverlos, que es como los materiales adquieren color normalmente, lo que hace que un diamante perfecto sea completamente transparente.

Bajando en la lista de precios hasta el grafito vemos que los átomos de carbono están dispuestos de una manera muy diferente, que es la definición de lo que se denominan materiales polimorfos. Son materiales con la misma composición química pero diferentes disposiciones tridimensionales de los átomos. En el caso especial de un elemento puro que aparece con diferentes máscaras se conocen como alótropos. En el grafito, en lugar de una red tridimensional como en el diamante los átomos de carbono forman láminas en forma de panal con espesor de un átomo, donde cada átomo de carbono forma ahora enlaces con solo otros tres vecinos. La característica de esta estructura que más salta a la vista son los hexágonos perfectamente simétricos formados por seis átomos de carbono en un circuito cerrado.

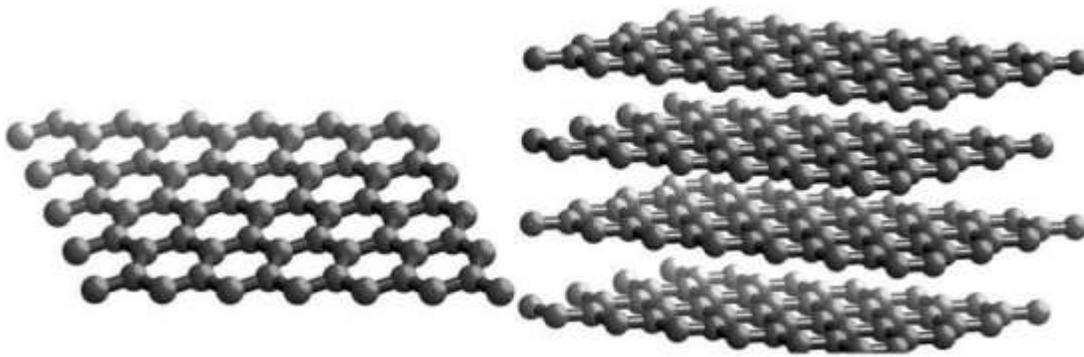


FIGURA 22. Una pequeña parte de una lámina de grafito y las láminas apiladas en un trozo de grafito cristalino, como el de las minas Borrowdale.

Si usted ha llevado la cuenta quizá haya detectado de inmediato que ahora tenemos más electrones de los que necesitamos para poner un par de electrones entre cada átomo de carbono, lo que produce los enlaces químicos de las capas hexagonales. Cada átomo de carbono en el diamante aporta cuatro electrones, uno por cada enlace con los vecinos. El mismo ejercicio con el grafito nos deja con un electrón de sobra por cada carbono, después de distribuir uno a cada uno de los tres vecinos.

¿Qué hacer con estos electrones extra? Una idea natural sería utilizarlos para unir las láminas para formar el material tridimensional que tomamos como un fragmento real de grafito, pero no es esto lo que sucede. No hay nada que se parezca a enlaces químicos entre las capas de grafito. En su lugar, la proximidad de los átomos de carbono en las capas crea un espacio por encima y por debajo de las láminas, donde estos electrones extra son libres de moverse mientras contribuyen a los enlaces en los hexágonos. No

son enlaces dobles como los que vimos en el capítulo 5; en su lugar los llamamos enlaces dobles deslocalizados, porque no podemos marcar exactamente entre qué átomos de carbono están los electrones extra. Electrones libres como estos implican conductividad eléctrica, y de hecho el grafito es un excelente conductor de la electricidad, mientras nos atengamos a una capa.

El enlace extra también significa que las láminas son fuertes, y solo con mucha renuencia están contribuyendo estos electrones extra a mantener juntas las dos láminas (la distancia entre las capas es más del doble de la distancia C-C en las capas).

Otra propiedad importante es que los electrones también pueden ser movidos ahora por la luz visible, aunque mis colegas pueden sentirse molestos por esta terminología y probablemente preferirían que dijera que los electrones son «excitados». Puesto que los electrones están moviéndose continuamente, o comportándose como una onda de densidad (una nube indefinida que rodea a los núcleos atómicos), quizá deberíamos decir mejor que ellos cambian de marcha. Los químicos suelen utilizar el término «salto» para la excitación de los electrones, especialmente cuando lo visualizan gráficamente mediante diagramas en un papel. Para la mayoría de las sustancias que pueden absorber luz visible habrá solo una o unas pocas marchas posibles, cada una de las cuales requiere su propio color, o longitud de onda, de la luz. Estos colores serán absorbidos, por así decir, por el material, y robados del espectro

completo de la luz blanca, lo que nos deja ver los colores que permanecen.

Pero el grafito es negro, o gris oscuro con un lustre metálico, de modo que necesita absorber todas las longitudes de onda de los fotones incidentes. Por consiguiente no puede tener una caja de cambios normal con cinco o seis posiciones, sino que necesita un cambio de marchas continuo desde los colores rojos de baja energía a los tonos de alta energía que limitan con el ultravioleta. Esto es exactamente lo que sucede cuando estos electrones extra que no están confinados en los enlaces simples C-C en el grafito pueden viajar libremente en lo que es realmente una gigantesca molécula plana.

Al final, la planitud tendrá la última palabra en por qué el grafito llegó a tener un papel tan vital en la tecnología de la información. Puesto que no hay enlaces fuertes que mantengan juntas las láminas, es relativamente fácil hacer nuevas y más robustas fuerzas atractivas presionando el grafito contra una superficie rugosa. Entonces las láminas se quedarán adheridas a las fibras del papel, y grandes pedazos se desprenden y llenan los microscópicos valles del papel. No son simples capas de átomos lo que vemos en un dibujo a lápiz, son capas de centenares a miles de átomos de grosor.

Dicho esto, habría que señalar que capas de grafito de un solo átomo pueden desprenderse de una superficie de grafito, y este es el más fino de todos los materiales conocidos, llamado grafeno.^{xxxii} El trabajo con esta sustancia fue recompensado con el premio Nobel de

Física de 2010. No es improbable que este material entre también en el futuro en la tecnología de la información.

Descendiendo en la escala de valor encontramos algo llamado antracita, pero ahora estamos dejando las sustancias puras y recorriendo materiales que en realidad son mezclas. La antracita puede tener hasta un 97 % de carbono, pero debido a las impurezas carece del orden de largo alcance del grafito, aunque también contendrá partículas cristalinas muy pequeñas.

Más abajo en la cadena del valor, los materiales como el carbón son muy difíciles de caracterizar adecuadamente en términos de su contenido molecular, pero es evidente que con un menor contenido de carbono el carácter cristalino se reduce. Esto es lo que uno esperaría observando muestras de sal común en su cocina: el NaCl muy puro, de factura industrial, forma cristales cúbicos uniformes y transparentes (vistos al microscopio parecen pequeñas gemas). La gran variedad de otras sales de gourmet, sales marinas y otros preparados en el mercado tienen un contenido de impurezas mucho más alto y en consecuencia son menos cristalinas.

En los siglos XVII y XVIII había minas de grafito en muchos lugares de Europa, y también más lejos, pero las minas de grafito de Cumbria sobresalían por la extraordinaria calidad del grafito. Era muy puro y muy cristalino; de hecho, era la única fuente de grafito conocida en todo el mundo que hacía lápices decentes. Durante un tiempo fue también importante para hacer moldes de balas de

cañón, pero en esto también podía utilizarse grafito de menor calidad y pronto se desarrolló una tecnología alternativa.

Cuando el caballero y espía industrial sueco Reinhold Angerstein (capítulo 4) visitó Borrowdale en 1754 anotó debidamente las calamidades de una generación anterior, pero para entonces las autoridades y la gran industria parecían tener la situación bajo control.⁷⁵ El auge del grafito de Cumberland iba a acabar pronto. Pasada otra generación, la Revolución Francesa y el embargo británico a las exportaciones a la República recién formada tuvieron el sorprendente e indeseado efecto (para los británicos) de la invención de lápiz moderno por Nicolas-Jacques Conté. Él combinó arcilla y grafito de calidad inferior, coció la muestra y la envolvió en varillas de cedro; todo está descrito en la patente francesa número 32.⁷⁶

La última mina de Borrowdale se cerró en 1891, pues ya no se podía encontrar más grafito extraíble. La compañía de lápices sobrevive, no obstante, como la Derwent Cumberland Pencil Company, aunque ya no es una empresa independiente. Algunas de las compañías fabricantes de lápices de finales del siglo XVIII, tales como las fundadas por Conté en Francia y Kaspar Faber en Alemania, aún sobreviven, lo que demuestra que esto sigue siendo una parte vital de nuestra tecnología de la información.

⁷⁵ An Act for More Effectual Securing Mines of Black Lead from Theft and Robbery, The Statues at Large from the Twentieth Year of Reign of King George the Second to the Thirtieth Year of Reign of King George the Second. (Mark Basket, Londres, 1764), vol. 7, p. 415.

⁷⁶ J. P. Pederson, International Directory of Company Histories, v. 73. (Gale, Framington Hills, 2005.)

En la novela *Hand of Glory* de Glen Petrie,⁷⁷ el tristemente famoso contrabandista Black Sal era cazado y muerto por lobos, un triste destino. Tampoco Hugo Walpole, en la más conocida novela *Rogue Herries*,⁷⁸ describe en tonos alegres la vida alrededor de Keswick, aunque en este trabajo no hay actividades delictivas basadas explícitamente en grafito para lápiz. Pero, como afirmaba Angerstein, las cosas se estaban calmando, y en 1807 William Wordsworth publicó el poema «I Wandered Lonely as a Cloud», con referencias a narcisos y a la belleza del paisaje antes que a la minería y el crimen. Si el primer borrador de este poema fue escrito a pluma o a lápiz es algo que se desconoce.

Se pueden hacer muchas cosas con grafito, además de lápices. Es un gran lubricante, pero también, debido a que conduce la electricidad, hace buenos electrodos para uso en aplicaciones industriales a gran escala como en la producción de aluminio metálico a partir de óxido de aluminio. Este va a ser el tema subyacente en el próximo capítulo.

⁷⁷ G. Petrie, *Hand of Glory*. (Pan Books, Londres, 1979.)

⁷⁸ H. Walpole, *Rouge Herries*. (Macmillan, Londres, 1932.)

Capítulo 10

El emperador y la señorita Smila

En este capítulo un avión se estrella en un pantano, un emperador se inmiscuye en química y una joven que se especializa en la forma cristalina del agua nos guiará en la química del aluminio y el flúor.

Viajar en bicicleta desde Aviñón, breve residencia de los papas en la Francia meridional, hasta Arles, ciudad de toros y de Van Gogh, por el alegre paisaje de la Provenza debería ser una experiencia agradable que no nos exige grandes capacidades físicas. Y lo será, mientras uno se aparte del único obstáculo en el camino: la villa fortificada en lo alto de una colina de Les Baux-de-Provence.

Un extraño (algunos dirían sospechoso) error de navegación nos llevó a la cima un día soleado de septiembre hace unos años, pero el caso es que valió la pena el esfuerzo que implicaba este desvío. Tanto la villa como las vistas son espectaculares, y bien justifican la fama de Les Baux. Sin embargo, Les Baux es, o debería ser, famoso por algo más, el mineral conocido como bauxita, descubierto en las cercanías de la ciudad por Pierre Berthier en 1821.

A través del mineral de bauxita hay una curiosa relación entre este lugar soleado de cigarras y pastis a la sombra de la tarde, y las aventuras en Groenlandia de Smilla Qaavqaaq Jaspersen. Esas aventuras que, narradas en la novela *La señorita Smila y su*

especial percepción de la nieve, lanzaron al autor danés Peter Høeg a la fama internacional y la fortuna en 1992.⁷⁹

En esta novela de gran difusión, que puede describirse como un thriller y a la vez como una crítica «posfeminista» del colonialismo danés,⁸⁰ las misteriosas actividades de la Cryolite Company de Groenlandia tienen un papel importante, como lo tiene el profundo conocimiento que posee Smila de las propiedades del agua en estado sólido. Antigua glacióloga de origen danés-groenlandés, ella investiga la muerte del hijo de seis años de un vecino a consecuencia de una caída de un tejado cubierto de nieve, algo que la policía despacha como un accidente. La encontramos rebuscando en los archivos de la Cryolite Company en Copenhague, examinando las pruebas forenses y, finalmente, uniéndose a la desgraciada expedición a una región remota de Groenlandia.

A primera vista, el denominador común entre la bauxita y la criolita es el aluminio. Como tal, no es nada extraordinario: el aluminio, directamente debajo del boro en la tabla periódica, está presente en muchos minerales y menas, y es el tercer elemento más abundante en la corteza terrestre. Sin embargo, la conexión importante que une estos materiales es en realidad el proceso de obtención de aluminio metálico. El metal resultó ser un enigma para los químicos del siglo XIX, y parecía ser una prueba del proverbio sueco «cuando

⁷⁹ P. Høeg, *Miss Smilla's Feeling for Snow*. (Vintage, Londres, 1996 [English ed.]) [Hay traducción en castellano: *La señorita Smila y su especial percepción de la nieve*, Tusquets, Barcelona, 2001.]

⁸⁰ A. v. Hees, «Fiction and Reality in Smilla's Sense of Snow», *European Studies, An Interdisciplinary Series in European Culture, History and Politics* 18, 215 (2002).

«Llueve sopa el pobre no tiene cuchara». Estaba en todas partes, pero era imposible sacarlo. La bauxita era un buen material de partida. Contiene diferentes formas de hidróxidos de aluminio como $\text{Al}(\text{OH})_3$ y $\text{AlO}(\text{OH})$, y estos pueden convertirse con relativa facilidad en óxido de aluminio (Al_2O_3). Pero ¿cómo separar los iones aluminio de los iones óxido para llevarlos a un estado metálico?

Un sobrino de Napoleón Bonaparte, también un autonombrado emperador de Francia bajo el nombre de Napoleón III, predijo la importancia futura de este metal para la fabricación de armas, y su iniciativa llevó finalmente al proceso Hall-Hérault patentado en 1886 y todavía en uso hoy.^{xxxiii}

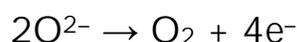
La historia de cómo Charles Hall en Ohio (Estados Unidos) y, de forma independiente, Paul Héroult en Normandía (Francia) transformaron el metal que fue en otro tiempo utilizado para la cubertería de los huéspedes más importantes en la corte de Napoleón III en el metal que utilizamos hoy en las latas de refrescos es fascinante, al menos para un químico, pero ya se ha contado muchas veces.⁸¹

Nosotros, sin embargo, nos entretendremos un poco en el propio método, pues muestra algunos principios importantes de la química y explica hechos tan dispares como por qué hay plantas de aluminio en Islandia pero no minas de bauxita, y por qué una fortaleza volante B17 acabó en un pantano en el oeste de Suecia el 24 de julio de 1943.

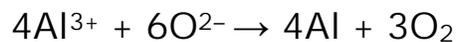
⁸¹ T. Geller, «Aluminium: Common Metal, Uncommon Pasta», Chemical Heritage Magazine, 2007/8.

El proceso Hall-Hérault utiliza electrólisis. Usted recordará del capítulo 2 que necesitábamos un agente reductor realmente bueno para hacer uranio metálico a partir de iones de uranio $4+$. Pues bien, hacer aluminio a partir del Al_2O_3 es aun más difícil, y en lugar de encontrar un agente químico que pueda proporcionar los tres electrones necesarios para convertir el Al^{3+} en metal neutro, nos dirigimos a electrones desnudos.

En la electrólisis introducimos electrones de un electrodo (una varilla conductora) en una disolución de los iones Al^{3+} . En este electrodo, los electrones saltan a la disolución para ser captados por los iones Al^{3+} . Cuando los iones Al^{3+} han engullido tres electrones de esta manera tendremos átomos $\text{Al}(0)$, y estos se combinarán rápidamente para formar aluminio metálico que se deposita en el fondo de la cubeta de reacción. En el otro lado, un segundo electrodo está esperando para tomar los electrones inyectados desde el primer electrodo y cerrar el circuito eléctrico. Puesto que ningún electrón sale del electrodo de entrada, estos tienen que ser tomados de otro lugar, y si la solución que tenemos es Al_2O_3 fundido, entonces solo pueden salir de los iones O^{2-} . Estos tienen carga negativa, de modo que tendría sentido que viajen a un electrodo con carga positiva y cedan dos electrones.



Puesto que no se permite que escape ningún electrón, el número tomado por el aluminio debe igualar exactamente al número cedido por el oxígeno, lo que da la reacción total:



Esto es por supuesto todo lo contrario de la reacción que ocurriría de manera espontánea, solo con que las moléculas de oxígeno pudieran filtrarse a través de la delgada pero impenetrable lámina de óxido que protege la superficie de todos los objetos de aluminio, lo que les da fantásticas propiedades anticorrosivas. La razón de que podamos hacer todo lo contrario con electrólisis es que ponemos mucha energía eléctrica en la reacción, que se transforma en energía química almacenada en los compuestos formados. Esta es una reacción muy costosa. Si usted quiere poner en práctica el ejemplo citado en los libros escolares sobre la electrólisis del agua puede utilizar una batería normal, pero para hacer aluminio sería mejor que se procurara una central hidroeléctrica o alguna otra fuente de electricidad barata. Esto explica por qué Islandia tiene una industria de aluminio. La bauxita es muy barata y puede transportarse por barco, pero pocos lugares pueden proporcionar electricidad a un precio de ganga como Islandia.

Todo esto era conocido en la época de Napoleón III. El problema era que el alto punto de fusión del óxido de aluminio, 2.072 °C, hacía el

proceso casi imposible. Entonces llegaron Hall y Héroult, quienes demostraron que se podía disolver óxido de aluminio en hexafluoroaluminato de sodio (Na_3AlF_6) fundido, lo que reduce la temperatura necesaria para el proceso a unos 1.000 °C. La pega era que el Na_3AlF_6 , más conocido como criolita, solo puede encontrarse en un lugar de la Tierra, a saber, en la mina de Ivittuut, en el sur de Groenlandia. En consecuencia, cuando el aluminio se hizo realmente importante para los militares, las minas de criolita de Groenlandia se convirtieron en un bien estratégico vital, como descubre Smila, la heroína de Høeg, en los archivos de la Cryolite Company en Copenhague.

La ocupación de Dinamarca por Alemania en 1940 puso nerviosos a los británicos y sus aliados. Bajo la tapadera de un viaje al Paso del Noroeste, el único buque del gobierno canadiense capaz de navegar por las aguas heladas de Groenlandia, el St. Roch, bajo el mando de Henry Larsen, de la Real Policía Montada del Canadá, partió de Vancouver para examinar la situación, pues se temía una invasión alemana.⁸² Más tarde, con la entrada de Estados Unidos en la guerra, la cuestión de la criolita se resolvió haciendo que Groenlandia se convirtiera por un tiempo en un protectorado de Estados Unidos, y la producción de la mina de Ivittuut aumentó de forma sustancial.⁸³

⁸² G. I. Kenney, *Dangerous Passage: Issues in the Arctic*. (Natural Heritage Books, Toronto, 2006.)

⁸³ A. K. Sørensen, *Denmark-Greenland in the Twentieth Century*. (Museum Tusulanum Press, Copenhagen, 2009.)

En su novela Peter Høeg sugiere que había un plan alemán para atacar y ocupar la mina de criolita durante la segunda guerra mundial. Sin embargo, el único intento nazi registrado sobre Groenlandia fue un modesto esfuerzo por establecer una estación meteorológica. La humilde fuerza invasora de 17 hombres pronto fue descubierta y combatida por la (Hound) Sledge Patrol danesa y la fuerza aérea de Estados Unidos.^{xxxiv} 84

Lo que hicieron los alemanes fue montar una factoría para producir criolita sintética cerca de la planta de aluminio en Herøya en el sur de Noruega. Este proceso era bastante novedoso en esa época, pero la Nordische Aluminium nunca vio una producción a pleno rendimiento pues fue blanco de una exitosa misión de bombardeo. No solo se destruyeron las factorías, sino que de los 180 B17 que despegaron en la mañana del 24 de julio de 1943, solo uno se perdió.⁸⁵ Sin embargo, gracias a la hábil navegación y el pilotaje del primer piloto Osce Vernon Jones, el avión dañado, un B17 llamado Georgia Rebel, aterrizó a salvo en terreno neutral: un pantano en el oeste de Suecia cerca de la pequeña ciudad de Arjang. Este fue el primero de los más de doscientos aterrizajes de emergencia en

⁸⁴ G. Lorentz, S. Hommerberg, Bernt Balchen-Den flygande vikingen. (AB Allhems förlag, Malmoe, 1945.)

⁸⁵ «Representative Missions Heroya», Army Air Forces Report, 4 de enero de 1944. <http://www.nationalmuseum.af.mil/factsheets/factsheet,ap?id=1704>, consultado el 13 de junio de 2011.

Suecia de la fuerza aérea norteamericana durante la segunda guerra mundial.⁸⁶

En la época en que Høeg escribió su novela ya hacía dos años que las minas de criolita estaban agotadas y se estaba utilizando la criolita sintética en el proceso del aluminio. Así, aunque las aventuras de Smila tomaron otra dirección, más biológica, retomamos el rastro de la criolita en un thriller reciente del físico y capitalista arriesgado Lennart Ramberg, *Kyoto and the Butterflies* (*Kyoto och fjärlarna*, 2007).⁸⁷ Esta novela también nos lleva en una expedición al extremo norte, pero esta vez el objetivo está claro desde el principio: encontrar la misteriosa fuente de las moléculas de tetrafluorometano detectadas sobre el Ártico por un excéntrico profesor de química que ha desaparecido. Está escrita como un thriller ecológico, puesto que las moléculas de tetrafluorometano producen un efecto invernadero más de mil veces más fuerte que el dióxido de carbono.⁸⁸ La novela también se esfuerza en describir en detalle instrumentos tan queridos para el químico analítico como el cromatógrafo de gases, quizá por primera vez en la literatura popular.

⁸⁶ R. W. Bo Widfeldt, *Making for Sweden: The Story of the Allied Airmen Who Took Sanctuary in Neutral Sweden*. P. 2 The United States Army Air Force. (Air Research Publications, Walton on Thames, 1998.)

⁸⁷ L. Ramberg, *Kyoto och fjärlarna*. (Kabusa Böcker, Gotemburgo, 2007.)

⁸⁸ P. Forster, V. Ramaswamy, P. Artaxo, T. Berntsen, R. Betts, D. W. Fahey, J. Haywood, J. Lean, D. C. Lowe, G. Myhre, J. Nganga, R. Prinn, G. Raga, M. Schulz, R. V. Dorland, «Changes in Atmospheric Constituents and in Radiative Forcing», en *Climate Change 2007: The Physical Science Basis. Contribution of Working Group I to the Fourth Assessment Report of the Intergovernmental Panel on Climate Change*, S. Solomon et al., eds. (Cambridge University Press, Cambridge, 2007).

El protagonista, el estudiante de doctorado Kimi, tiene muy poca seguridad en sí mismo. Esto parece deberse en parte a su antigua carrera como modelo, y en parte (aunque muy razonablemente) a que su profesor se esfumó, y con él la esperanza de Kimi de completar su grado. Sin embargo, él lo sabe todo sobre el tetrafluorometano (CF_4), y el grupo que hace campaña medioambiental con el que acampa, o más bien se embarca, lo sabe todo sobre la publicidad.

El villano de la historia hace aluminio barato cerca del círculo polar, pues también la criolita, por supuesto, tiene un papel importante en esta novela. La conexión aquí es la parte «funcional» del mineral, sus iones fluoruro. Estos son responsables de la capacidad que tiene la criolita fundida de disolver el óxido de aluminio, pero también tienen una molesta tendencia a combinarse con los átomos de carbono de los electrodos de grafito utilizados en el proceso para formar CF_4 , especialmente si se gasta muy poco dinero en el aluminio de fundición para maximizar los beneficios a corto plazo.

Como corresponde a una novela de suspense sobre el «calentamiento global», el dióxido de carbono no es ignorado sino que desempeña un papel corto y bastante inesperado en su forma sólida, también conocida como «hielo seco».

Las dos novelas son muy diferentes, salvo algunas similitudes temáticas. Sin embargo, Ramberg cita la novela de Høeg como una inspiración importante para escribir. El impacto sobre las vidas de los autores también difiere, pues la novela de Ramberg todavía no se

ha traducido al inglés, mientras que es de suponer que el enorme éxito de *La señorita Smila* y su especial percepción de la nieve, o *Smila*, misterio en la nieve como se conoce en Estados Unidos, y la versión cinematográfica original (dirigida por Bille August, con Julia Ormond como Smila), le ha resuelto la vida desde el punto de vista financiero a Peter Høeg. En cuanto a los dos inventores del proceso Hall-Hérault, ambos hicieron una fortuna, pero Napoleón III no vivió lo suficiente para ver el proyecto realizado.

Osce Vernon Jones fue repatriado desde Suecia a finales de 1943, retomó su servicio en la base aérea de Ridgewell en Essex, hogar del 381.º Grupo de Bombarderos; en enero de 1944, fue ascendido a mayor y sobrevivió a la guerra. Murió en 1989. La compañía de criolita danesa «real» que procesaba la criolita de Groenlandia se llamaba Øresund's chemiske Fabriker A/S y en 1987 salió de Ivittuut el último embarque de criolita comercial.⁸⁹

⁸⁹ K. Secher, O. Johnsen, «Minerals in Greenland», en *Geology and Ore*. (Geological Survey of Denmark and Greenland (GEUS), Copenhagen, 2008.)

Capítulo 11

Cita en el altiplano

En el capítulo 11 quedamos confundidos por una bandera roja, azul y blanca, vamos al cine con el padre de Gordon Gekko y aprendemos más cosas sobre la electrólisis, las reacciones nucleares y los isótopos.

Los dos hombres con anoraks blancos se estaban aproximando lentamente, esquiando en el frío glacial sobre la meseta montañosa de Hardangervidda en el invierno de 1943. ¿Eran amigos o enemigos? Era una cuestión de vida o muerte para los seis hombres que observaban a los otros únicos seres vivos a la vista en kilómetros a la redonda de desierto nevado. Su paso era lento, los hombres eran delgados y no tenían muy buen aspecto, como si hubieran pasado 130 días del invierno de 1942-1943 ocultos en una cabaña rudimentaria en la montaña, sobreviviendo a base de turba y reno escalfado. Tenían que ser ellos. El líder del grupo, Joachim Rønneberg, decidió entrar en contacto.⁹⁰

Esta historia es primero una tragedia y luego un éxito, y no empieza en Hardangervidda sino en Escocia, donde la capital del esquí de Gran Bretaña, la pequeña ciudad de Aviemore en el Parque Nacional de Cairngorms, va a ser nuestro punto de partida para varios viajes peligrosos a través del mar del Norte.

⁹⁰ He Did Not Know of the A-bomb Plan: A Story about Joachim Rønneberg, and Other Documents in English and Norwegian on the Rønneberg Family Website. <http://www.ronneberg.org/>, consultado el 12 de diciembre de 2011.

Hace algunos años ascendimos en coche por la principal carretera de montaña, que llega hasta el propio pico Cairn Gorm, a 1.245 metros sobre el nivel del mar, y pasamos por el centro de visitantes del parque situado en un bello entorno rodeado por un pequeño lago. Vimos algo que ondeaba al viento que se parecía un poco a la Union Jack, una circunstancia poco probable en las tierras altas.^{xxxv} Dimos media vuelta y tomamos el camino de subida, y pronto descubrimos que lo que al principio confundimos con la enseña británica era en realidad la bandera nacional de Noruega.

En 1468, cuando los noruegos cedieron sus últimas posesiones escocesas al rey Jacobo III en Edimburgo, todavía no se había inventado la bandera noruega, de modo que nos picaba la curiosidad por saber por qué estaba allí, en el corazón de los Cairngorms.

Pero montañas, nieve y esquí..., ¿qué podía ser más noruego? Y este razonamiento simplista está realmente más cerca de la verdad de lo que podríamos haber pensado, pues una placa conmemorativa nos dijo que en este punto estaban los alojamientos de la famosa Kompani Linge durante la segunda guerra mundial. Estos comandos noruegos que operaban detrás de las líneas enemigas en su patria ocupada, en un tiempo dirigidos por el capitán Martin Linge, necesitaban un terreno de entrenamiento lo más parecido a Noruega que fuera posible. Además, ser parte del Special Operations Executive (SOE), la rama armada secreta del gobierno británico, y

no del ejército regular, implicaba que una localización remota era un beneficio adicional.⁹¹

Se han llevado a cabo muchas campañas militares por culpa del oro y la plata, el carbón y el petróleo, pero la operación más famosa de la Kompani Linge fue planeada por razón del agua. No agua normal, H₂O (tristemente, estas guerras llegarán casi con certeza), sino una gemela casi idéntica, un compuesto llamado óxido de di-deuterio.



FIGURA 23. Memorial de la Kompani Linge en el exterior del centro de visitantes de Glenmore Forest Park, Loch Morlich, Escocia (Reino Unido). Foto del autor.

⁹¹ N. Thomas, *Foreign Volunteers of the Allied Forces 1939-1945*. (Osprey Publishing, Oxford, 1991.)

En esta molécula —también conocida como agua pesada, o por su fórmula D_2O , donde «D» representa deuterio— aparece un isótopo del hidrógeno que está compuesto por un electrón y un protón, como el hidrógeno normal, pero con un neutrón adicional en el núcleo.

La expresión agua pesada suena un poco siniestra —nos recuerda a los «metales pesados», los chicos malos de la tabla periódica— y quizá usted tenga una vaga idea de que el D_2O podría tener algo que ver con la energía nuclear o las bombas atómicas. Esto es comprensible, y espero que no le asuste lo que le voy a decir, pero usted bebe agua pesada todos los días sin ningún efecto nocivo. Y, llegados a esto, algunos de los chicos malos son también muy agradables y esenciales para mantenerle vivo.

Cuando hablamos de un elemento de la tabla periódica y utilizamos sus símbolos, en realidad nos estamos refiriendo, incluso si quizá no nos damos cuenta, a la mezcla de sus isótopos que se da de forma natural. Ya hemos encontrado, por ejemplo, dos isótopos de boro que se dan de forma natural, y una cuchara de plata contendrá un 51,8 % del isótopo de plata con 47 protones, 47 electrones y 59 neutrones, y un 48,2 % del isótopo con 47 protones, 47 electrones y 61 neutrones.

Desde el punto de vista químico tales pares de isótopos son gemelos casi idénticos, porque lo que importa en química es el número de electrones, que son utilizados por los átomos para hacer enlaces químicos, y el número de protones, cuyo número determina con qué

firmeza son sujetados los electrones negativos por los núcleos. Los neutrones, obviamente neutrales, no se mezclan en este juego, pues ni atraen ni repelen a los electrones, y no tienen influencia en la intensidad de los enlaces químicos formados por los electrones. Esta era la idea que había detrás de la Operación Spanner en el capítulo 2: un análisis químico normal no habría recogido que las razones de isótopos habían sido manipuladas.

Así pues, cuando hablamos del agua normalmente hablamos de H_2O , donde «H» representa ahora ambos tipos de isótopos estables, y donde se presentan con las proporciones de 98,98 % de hidrógeno normal y 0,02 % de deuterio, la denominada razón isotópica natural para el hidrógeno. Al átomo de oxígeno no le preocupa si se liga a un H o a un D, y una molécula de agua puede contener ninguno, uno o (muy raramente) dos átomos de deuterio. Esto significa que el agua que bebemos contiene H_2O , HDO y D_2O en proporciones aproximadas de 25 millones a 5.000 a uno. Las probabilidades de encontrar una molécula de D_2O parecen así despreciables a primera vista, pero dado que hay unas 500.000.000.000.000.000.000.000 moléculas de agua (5×10^{23}) en una cucharada de agua, usted puede hacer una apuesta segura con su corredor de apuestas a que consumirá un buen número de moléculas de agua pesada cada día. Así que la comemos y bebemos, pero ¿puede hacerse en forma pura? La respuesta es sí, y precisamente por eso usted no debería reemplazar su ingesta diaria de H_2O por D_2O . Los enlaces químicos formados por el deuterio con el carbono, nitrógeno y oxígeno en el

cuerpo son prácticamente iguales a los del H, pero la velocidad con la que nuestros enzimas (los catalizadores de proteínas en nuestro cuerpo) barajan H o D entre moléculas será ligeramente diferente, porque el D pesa el doble que el H. Esto significa que una dieta de agua pesada distorsionará lentamente su metabolismo, y al final producirá graves problemas de salud. Esta ligera diferencia en velocidad —o mejor ritmo de reacción, como le gusta llamarla a los químicos— es la base para la producción de agua pesada pura.

Dado que el neutrón no se descubrió hasta 1932, y el isótopo de deuterio se descubrió poco después, no era sorprendente que los primeros informes del interés nazi por el agua pesada encontraran cierto escepticismo entre los círculos de la inteligencia, en su mayor parte carentes de agentes con educación científica.^{xxxvi} Por suerte, el físico Reginald Jones había sido reclutado como el primer científico para los servicios de inteligencia en 1939, y pudo actuar de inmediato cuando recibió un telegrama de un científico noruego informando de los planes nazis para aumentar la producción de agua pesada en la Noruega ocupada.⁹²

Aunque en altas concentraciones y durante un período de tiempo prolongado el agua pesada no es buena para uno, el plan alemán no era envenenar lentamente a los británicos con D₂O procedente de la instalación Vemork de la Norsk Hydro en Rjukan. Aunque no fuera una razón primordial para la ocupación de Noruega en 1940, tener en su poder la única instalación del mundo para la producción de

⁹² R. V. Jones, *Most Secret War*. (Hamish Hamilton, Londres, 1978.)

agua pesada a gran escala era provechoso para el proyecto de bomba atómica del régimen nazi, el Uranverein.



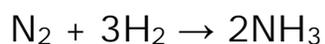
Por desgracia para los nazis, el emplazamiento de Rjukan, al sur de las montañas noruegas en el condado de Telemark, no era un secreto para los aliados. Formaba parte de un gran conjunto de plantas químicas donde los agentes reactivos principales eran los electrones, que resultaban muy baratos y se utilizaban en varios procesos. Uno de estos era la producción de hidrógeno por electrólisis del agua, que daba agua enriquecida en D_2O como subproducto. Aquí se venía produciendo agua pesada desde mediados de los años treinta. El último embarque previo a la guerra fue adquirido de forma clandestina por el Segundo Bureau francés,

la inteligencia militar, y los 185 kilogramos del mismo fueron precipitadamente puestos a salvo en Inglaterra por dos científicos franceses que huían de la invasión alemana a comienzos del verano de 1940.^[91 más atrás]

El lugar remoto tenía ventajas e inconvenientes: era fácil de defender y patrullar, pero en muchos aspectos era también más vulnerable a las arriesgadas operaciones de comandos que si hubiera estado localizado, por ejemplo, en Ludwigshafen, en el Rin. Ludwigshafen, aunque sede de un gran conglomerado químico, carecía de los recursos esenciales de Rjukan: los electrones baratos que se obtienen a partir de energía hidroeléctrica.

Si se tiene electricidad se puede hacer electrólisis haciendo pasar corriente a través de una disolución utilizando dos electrodos, como vimos en el capítulo 10. Si la disolución es agua, y el voltaje es suficientemente alto (este es un clásico experimento en prácticas escolares), se obtendrá hidrógeno allí donde los electrones entran en la disolución y se reúnen los cationes (el cátodo), y se obtendrá oxígeno allí donde los electrones son tomados de nuevo (el ánodo) por el circuito eléctrico cerrado. Si la disolución es óxido de aluminio fundido se puede producir aluminio metálico en el cátodo, y a partir de una disolución concentrada de cloruro sódico (sal común) se puede obtener cloro gaseoso en el ánodo. Todos estos procesos son caballos de batalla de la industria química en todo el mundo.

En Rjukan, el interés primordial de la Norsk Hydro era hacer amoníaco para ser enviado a una de las factorías en Herøya (sí, el mismo lugar que en el capítulo 10), donde se transformaba en ácido nítrico y luego en fertilizantes. Al principio, el ácido nítrico se hacía directamente en Rjukan utilizando un método de arco eléctrico que es muy costoso en energía —haciendo que el nitrógeno y el oxígeno del aire reaccionen directamente— pero para los años treinta esto había sido reemplazado por el proceso Haber-Bosch, mucho más eficiente. La reacción Haber-Bosch combina el nitrógeno del aire con hidrógeno para formar amoníaco:



Esto no necesita una corriente eléctrica. Para lo que Hydro utilizaba su energía eléctrica era para hacer el hidrógeno necesario por electrólisis del agua.^{xxxvii}

Pronto algunos, entre ellos Leif Tronstad, un joven profesor de química inorgánica en el Instituto Noruego de Tecnología en Trondheim, se dieron cuenta de que este proceso enriquece en D₂O y HDO el agua que no se ha convertido en gases, porque el H es menos pesado que el D y la reacción que produce H₂ será más rápida que la que da D₂.^{93, 94} Se puede imaginar esto como que los

⁹³ U. Uttersrud, Leif Tronstad Vitenskapsmann, etterretningsoffiser og militaer organisator 1903-1945. (Teknologihistoria, Engineering education, Oslo and Akershus University College of Applied Sciences). <http://www.iu.hio.no/-ulfu/historie/tronstad/>, consultado el 12 de diciembre de 2012.

iones H^+ más pequeños se mueven con más rapidez hacia el cátodo negativo, donde pueden tomar un electrón y formar H_2 combinándose con otro ión H^+ veloz, lo que deja algo más atrás en la carrera a los iones D^+ más gruesos. Por consiguiente, los átomos H se removerán de la disolución con más rapidez que los átomos D, lo que deja el agua que queda ligeramente enriquecida en D_2O y HDO .



FIGURA 25. A: Herøya, Noruega, emplazamiento de Norsk Hydro; B: Rjukan, Noruega; C: Aviemore, Reino Unido, base del SOE; D: Wick,

⁹⁴ K. Okkenhaug, «NTH-professoren son snøt Hitler for atombomben», Adresseavisen, 14 de marzo de 2008.

Reino Unido, base de la RAF; E: Haigerloch, Alemania, reactor experimental.

La diferencia en la velocidad de reacción es pequeña, no obstante, de modo que su demostración escolar basada en un puchero con agua y una batería habría sido de poco valor para los alemanes. En su lugar, Tronstad y otros diseñaron un proceso en el que la primera disolución se hace pasar por una segunda celda electrolítica, donde de nuevo se enriquece ligeramente, y así sucesivamente en un denominado proceso en cascada hasta la enésima celda, donde finalmente se tiene el agua pesada altamente enriquecida.

Al hacer esto se ha desperdiciado una enorme cantidad de energía. No solo se han electrolizado todas las moléculas de H_2O sino también un gran número de las moléculas de D_2O y HDO. Para hacer esto a escala industrial se necesita una enorme planta energética, y la Vermok había sido la mayor planta de energía hidroeléctrica en el mundo cuando se inauguró en 1911. La electrólisis utiliza corriente continua (CC), que es la que sale de una batería, y no corriente alterna (CA) que es la que utilizamos en los electrodomésticos normales. En teoría es mejor transportar energía eléctrica en corriente continua, pero no todos los problemas de ingeniería estaban resueltos en esa época, de modo que en los años treinta y cuarenta había que estar cerca de la planta energética para hacer funcionar una factoría de electrólisis de buen tamaño.

Tronstad había escapado a Londres en 1941, y con una formación militar y científica pronto fue empleado por el Alto Comando Noruego en el exilio. Puesto que tenía un profundo conocimiento de la producción de agua pesada, que en sus diarios llamaba invariablemente «squash», iba a desempeñar un papel importante en varias operaciones conocidas en conjunto como el «sabotaje del agua pesada». Antes de partir, fue él quien envió a Reginald Jones el primer telegrama importante sobre «agua pesada» y posteriormente formó parte de la inteligencia más vital, aunque a condición de que no pasara ninguna información a las Imperial Chemical Industries (ICI), el gigante químico del Reino Unido, pues «la sangre es aun más espesa que el agua pesada».^[92 más atrás]

La primera de las acciones militares, la Operación Grouse, lanzó con éxito en paracaídas a cuatro noruegos de Kompani Linge en Hardangervidda a finales de 1942 para trabajos de reconocimiento. La segunda iba a resultar una tragedia.

Dos planeadores remolcados por dos bombarderos Halifax con un total de 48 voluntarios jóvenes, especialmente entrenados del Royal Engineering Corps, despegaron de la base Skitten de la RAF en las cercanías de Wick en el noreste de Escocia la tarde del 19 de noviembre de 1942. Solo uno de los bombarderos regresó, y muchas otras cosas salieron mal en la Operación Freshman. Fue imposible encontrar el lugar de aterrizaje idóneo, el clima era malo, un Halifax se estrelló y murieron los siete tripulantes, y los planeadores

hicieron difíciles aterrizajes lejos del objetivo, lo que dejó heridos a algunos de los soldados.

Los nazis, pronto alertados por las autoridades locales (que no tenían mucha elección y a las que quizá no deberíamos juzgar con mucha dureza), ejecutaron sin contemplaciones a todos los supervivientes, pues llevaban ropas civiles bajo sus uniformes y por consiguiente fueron considerados partisanos, y no soldados regulares. Visto en retrospectiva fue una operación muy mal planeada. Se suponía que tras la operación los soldados pasarían a las montañas de Suecia, pero ellos no sabían esquiar y solo conocían algunas frases en noruego. Su oficial al mando, el coronel Henniker, no estaba contento con el plan y probablemente tuvo la sensación de que estaba enviando a los jóvenes a una muerte casi segura.⁹⁵

En la preparación de la operación se dijo a los soldados que un éxito podría eliminar una amenaza que podría cambiar el rumbo de la guerra y dar la victoria a las potencias del Eje en menos de seis meses. Esto era, como ahora sabemos, una gran exageración, pero entonces no se sabía que los progresos de Heisenberg y su equipo eran muy lentos.

El agua pesada en sí misma es inocua —no se puede hacer una bomba atómica con eso— pero tiene un papel vital en un reactor nuclear basado en uranio no enriquecido, el único tipo concebido en esa época. Si sobre una barra de uranio inciden neutrones liberados

⁹⁵ M. Nordahl, «Tungtvannssaksjonen som mislyktes», forskning.no, un periódico online dedicado a investigación noruega e internacional (2011).

directamente de un átomo de uranio recién dividido, la velocidad de estas partículas será tan alta que no tendrán tiempo suficiente para reaccionar con el núcleo de uranio-235, dividirlo, generar energía y propagar la reacción en cadena, o para combinarse con los isótopos de uranio-238 mucho más abundantes para dar, tras la expulsión de un electrón y otra radiación, el deseado isótopo plutonio-239 con el que se puede hacer una bomba atómica.

Estos neutrones se conocen como «neutrones rápidos» y tienen que ser frenados por colisiones con otras partículas, y la mejor manera de conseguirlo es hacerlos colisionar con algo de su mismo tamaño, como un protón. Podemos imaginar un conjunto de balones de goma moviéndose a gran velocidad: poner en su camino unas pocas bolas de bolos hará que simplemente reboten y cambien de dirección, pero no de velocidad. Si los hacemos colisionar con otros balones de goma, la velocidad disminuye y las direcciones cambian, como sabrá cualquiera que se haya acercado a una mesa de billar.

El problema con los protones del agua ordinaria es que en lugar de hacer que los neutrones se frenen al llevarse parte de su velocidad, pueden absorberlos. En una reacción nuclear de este tipo se formará el isótopo deuterio completamente estable, que detiene la reacción. Por otra parte, el deuterio no es tan bueno para tragarse los neutrones, y para hacer un reactor nuclear en 1941 había en esencia dos elecciones para tales moderadores: grafito —es decir, carbono puro (nada de hidrógeno y pequeños átomos de carbono que no tragan neutrones)— y agua pesada. El equipo de Heisenberg

no tuvo suerte con el grafito,^{xxxviii} aunque los norteamericanos sí tuvieron éxito con este material, y por ello se centraron en el D₂O. Y necesitaban mucho.

De ahí el gran interés en la formación gota a gota de toneladas de agua pesada en la ciudad de Rjukan. Este goteo es un tema recurrente en la película de 1965 *Los héroes de Telemark*, porque por supuesto los británicos no se rindieron. Sin embargo, los cuatro hombres de la Operación Grouse tuvieron que aguantar casi todo el invierno de 1942-1943 sin suministros adicionales en su cabaña en los Hardangervidda, a 1.100 metros sobre el nivel del mar.

Por supuesto, la película no retrata fielmente los sucesos reales de la Operación Gunnerside, posiblemente el más exitoso sabotaje detrás de las líneas durante la guerra. Hay mucho que contar en muy poco tiempo, más la necesidad de añadir alguna historia de amor. Sin embargo, el filme se acerca mucho más a la verdad que *Operación Crossbow*, sobre las contramedidas frente a los cohetes V1 y V2 de Hitler, que se estrenó ese mismo año.

El profesor de física (!) de Oslo, interpretado por Kirk Douglas, recuerda vagamente a James Bond —lo que queda claro en su colaboración poco convencional en un cuarto oscuro fotográfico con una joven ayudante en las primeras escenas del filme— y no tiene equivalente en la vida real, pero parece una mezcla del profesor de química (y mayor) Tronstad y el jefe de comandos Joachim Rønneberg. En esta fase los noruegos y el SOE juzgaron que

Tronstad, contra sus deseos, era demasiado importante para arriesgarlo tras las líneas enemigas.

Pero los elementos esenciales son correctos. Las tropas irregulares noruegas del SOE, al mando de Rønneberg, fueron lanzadas en paracaídas durante los primeros meses de 1943, tomaron contacto con el grupo Grouse y sabotearon las celdas de electrólisis en la factoría de Rjukan. La mitad del grupo escapó a Suecia, y la otra mitad permaneció detrás y posteriormente hundió un ferry que transportaba agua pesada para el reactor nuclear experimental en Haigerloch (Alemania), utilizando bombas con temporizador. Esto, y un bombardeo por parte de Estados Unidos, puso fin al esfuerzo alemán para obtener agua pesada de Rjukan.

Al final, esto no ganó la guerra, pero no había forma de saberlo entonces. Desde luego fue una gran inyección de moral, tanto para los británicos como para los noruegos. Y un motivo menos de preocupación para el gabinete de guerra, porque estas cuestiones ocupaban inevitablemente los máximos niveles de atención. Como dijo Reginald Jones, más tarde profesor en Aberdeen: «el precio era demasiado alto» si los alemanes hubieran tenido éxito.

Todos los comandos «Grouse» y «Gunnarside» sobrevivieron a la guerra, y los héroes muertos de «Freshman» no han sido olvidados, con monumentos en su memoria tanto en Escocia como en Noruega.

En la fase final de la guerra el gobierno noruego en el exilio estaba preocupado por la posibilidad de que los alemanes destruyeran

partes vitales de la infraestructura industrial noruega, en particular las instalaciones hidroenergéticas en Telemark. Esto dio por fin al profesor, o más bien mayor, Tronstad la oportunidad de entrar en servicio activo. Tenía el mismo entrenamiento que los otros soldados, a veces mucho más jóvenes, de la Primera Compañía Noruega Independiente, como eran conocidos oficialmente, y siempre había estado dispuesto a participar desde que llegó al Reino Unido. En noviembre de 1944, él y otros ocho comandos Linge fueron lanzados en paracaídas sobre Hardangervidda, y Tronstad tomó el mando de la Operación Sunshine. A principios de la primavera de 1945 tenía bajo su mando a más de dos mil combatientes armados de la resistencia.

El 11 de marzo de 1945, poco menos de dos meses antes de la capitulación alemana en Noruega, Leif Tronstad murió en un combate cuerpo a cuerpo con colaboracionistas noruegos. No lejos de la cabaña en Syrebekkestølen en Telemark donde murió se ha erigido un monumento en conmemoración de la vida y muerte de Tronstad y de un compañero combatiente de la resistencia, Gunnar Syverstad.

En Vemork se produjo agua pesada hasta finales de los años sesenta, cuando se clausuró la planta de hidrógeno, y todo el emplazamiento fue cerrado por Norsk Hydro en 1991. Ahora alberga el Museo Noruego de Obras Industriales.

Capítulo 12

El último alquimista en París

En este capítulo aprendemos sobre pesos pesados y pesos ligeros, jugamos con bolas atómicas que son blandas o duras, grandes o pequeñas, algunas que pueden mantenerle sano, o, en un día malo, bloquear por completo ese genial brote de creatividad.

La tabla periódica está llena de elementos. Esto apenas puede sorprender, pero también está llena de números: números atómicos obviamente, el número de protones en los núcleos, que dan la dirección de un elemento en la tabla, pero también pesos atómicos, número de isótopos, y cualquier otra propiedad directamente relacionada con el átomo en cuestión. En resumen, si usted tiene inclinación por la numerología y quiere demostrar su teoría favorita combinando dos o más números para dar una cifra sugerente o una coincidencia precisa, tiene más oportunidades aquí que en todas las pirámides de Egipto combinadas.

Por ejemplo, el oro (Au) tiene 79 protones y, por consiguiente, número atómico 79. El itrio (Y), el primero de los siete elementos en ser encontrado en la mina de Ytterby, de la que recibe el nombre, en la isla Resarö del archipiélago de Estocolmo, tiene número atómico 39. Uno de los descubrimientos posteriores en esa misma mina fue el escandio, número atómico 21, en 1879. Sume estos dos números y obtendrá 60, un número bastante común en una calle, pero de

especial trascendencia en este capítulo. Divida 39 por 13, el número de la mala suerte, y obtendrá 3, el número atómico del litio (Li).

En febrero de 1896, un hombre curioso que no pasaba por un buen momento, se inscribió en el hotel Orfila, en la rue d'Assas 60, cerca del Jardín de Luxemburgo en París. Como antiguo cronista del archipiélago de Estocolmo estaría familiarizado con la mina de Resarö, y como estudiante de química fracasado conocería el itrio. Rechazó terminantemente la habitación número 13, se instaló en otra habitación y se dispuso a hacer oro. Era el famoso novelista y dramaturgo August Strindberg, que entonces contaba cuarenta y siete años, el número atómico de la plata. También era un pintor consumado, y con ello un hombre de múltiples talentos, entre los cuales la autoestima no era el menor.^{xxxix}

Montó aquí su laboratorio, no lejos de los edificios de la Sorbona de Marie y Pierre Curie, pues iba a ponerles en evidencia a todos, a los polvorientos profesores de la Universidad de Upsala, y especialmente a ese impostor Mendeléyev con su propuesta de tabla periódica. Iba a hacer oro, a revolucionar la química y a escribir el libro definitivo sobre el universo, pero quizá hubiera sido mejor que no hubiera llegado al final de la serie de números y hubiera tomado en su lugar algo de litio.

El carbonato de litio (Li_2CO_3) y otras sales de litio son hoy un tratamiento estándar para la fase maníaca del trastorno bipolar. Un aficionado no debería meterse en diagnósticos psiquiátricos, en particular sobre personas muertas hace tiempo, pero los expertos

parecen estar de acuerdo en que Strindberg padecía psicosis durante esta época.⁹⁶ ¿Le hubiera sido de ayuda el litio? No lo sabemos; su diagnóstico psiquiátrico pudo haber sido diferente, pero muchas personas con trastorno bipolar, o psicosis maníaco-depresiva como antes se llamaba, afirman que la medicación con litio les ayuda a llevar una vida normal. Pero esto no está muy claro —nada lo es— y si hay algo complicado, eso es la química del cerebro. El actor británico Stephen Fry, diagnosticado con trastorno bipolar en su primera madurez, admite tener una actitud ambigua respecto a la toma de medicamentos por sus posibles efectos secundarios, aunque también cree que las fases maníacas le han ayudado en su carrera.⁹⁷

Cualquiera que fuera la elección de Fry, está claro que esto es difícil y hay que juzgarlo caso por caso. Para un químico es obvio que los procesos químicos en el cerebro pueden alterarse o incluso regularizarse gracias a la medicación, o quizá una alimentación correcta, pero también es obvio que es muy complicado descubrir cómo hacerlo de la manera adecuada. Sin embargo, las respuestas emocionales evocadas por palabras y acciones son también reacciones químicas, y la recuperación mental no solo es una cuestión de ADN, medicación o dieta, sino también de los sucesos y circunstancias de la vida.

⁹⁶ L. Sjöstrand, «Tegnér, Strindberg och Fröding-Diktare under psykiatrins lupp», *Läkartidningen* 102, 660-662 (2005).

⁹⁷ J. Owen, «Stephen Fry: My Battle with Mental Illness, The Comic Actor Talks Openly for the First Time About the Self-loathing Brought About By His Bipolar Disorder», *The Independent*, 17 de septiembre de 2006.

La actividad bioquímica del litio es todavía un tema de investigación, pero está claro que podría haber muchos blancos. Por ejemplo, el Li^+ puede actuar en los canales iónicos, reemplazando los iones sodio y frenando el sistema de transmisión de señales.⁹⁸ Esto puede estar relacionado con su tamaño. Es muy pequeño; de hecho, es el ión metálico más pequeño con carga +1. El ión litio tiene un radio que es un 35 % menor que el del ión sodio (Na^+), una diferencia bastante significativa.

Para mí este es uno de los encantos de la química: puede ser matemáticamente compleja, pero también sencilla como los juguetes de un niño, pues se basa en cosas tan simples como las diferencias en tamaño. De vez en cuando sacamos del cajón nuestros propios juguetes, pero en estos días es más habitual que utilicemos un ordenador. Y del mismo modo que un niño podría estar fascinado por la forma, el color y la textura de un conjunto de bolas, un químico necesita mover y tocar los átomos y las moléculas para descubrir sus propiedades.

Ahora bien, es algo difícil encontrar algo suficientemente pequeño con lo que mover un átomo, pero lo que realmente queremos saber es cómo reacciona si ponemos cerca una minúscula carga positiva o negativa, y esto es algo que sí podemos hacer. Un átomo neutro de litio no es duro ni blando cuando se le acerca una carga, pero una vez que se le quita un electrón se convierte en Li^+ , y como un caracol se recoge en su concha y se hace pequeño y «duro».

⁹⁸ J. A. Quiroz, T. D. Gould, H. K. Manji, «Molecular Effects of Lithium», *Molecular interventions* 4, 259 (2004).

En lo que puede parecer una paradoja, en el cuerpo la diferencia de tamaño entre Na^+ y Li^+ puede hacer al ión Li^+ más grande en la práctica, porque su pequeñez y dureza hacen que el Li^+ se agarre con mucha más fuerza a las moléculas de agua que le rodean. Esto se debe a que el extremo oxígeno con carga negativa de una molécula de agua se acerca mucho más al núcleo de litio, y con ello a la carga positiva, comparado con un ión sodio. El enlace electrostático (atracción de cargas diferentes) que sujeta a las moléculas de agua alrededor del ión metálico va a hacerse más fuerte.^{xl} Cuanto mayor es la distancia, menor es la energía de interacción y el enlace será más fácil de romper. Así que mientras los iones Na^+ pueden dejar escapar fácilmente sus aguas de hidratación, y aparecen casi desnudos, los iones litio llevarán siempre un pesado abrigo de moléculas de agua.

El oro, por el contrario, es muy blando como átomo, lo que de alguna manera tiene una relación, aunque no directa, con la bien conocida propiedad de que el oro metálico es blando y maleable. Cabría pensar que, como un caracol más grande, también debería recogerse y hacerse duro e inquebrantable cuando eliminamos un electrón para hacer oro en estado de excitación +1, Au^+ , pero no es así. Por supuesto, es algo menos fácil de perturbar que un átomo de oro; después de todo, la carga total +1 significa que los electrones están sujetos con riendas más rígidas. Pero puesto que el átomo de oro es grande, las riendas son largas y el núcleo positivo no puede controlar fácilmente los electrones más externos. Por esta razón los

iones Au^+ son fáciles de deformar, y muy diferentes de los iones litio, que son también mucho más pequeños, pues su volumen es tan solo de una décima parte del volumen de un ión oro(I). El término técnico es que son altamente polarizables.

El punto importante es que a los tipos duros les gusta jugar con otros tipos duros, y los blandos guardarán las distancias. Con una simple mirada a la tabla periódica podemos determinar quién es quién, aunque se necesitan unas pocas herramientas más que las que le he dado. Por ejemplo, podemos comprender por qué los iones cianuro (CN) se utilizan en el refinado de oro (son blandos) y quizá la forma de hacer mejores baterías de litio ionizado.

Es sabido que el oro envenena la mente —y no por ingestión; puede bastar con pensar demasiado en él—. En realidad, comer pequeñas cantidades es inocuo. Es un colorante alimenticio aprobado en el Reino Unido que muy a menudo se encuentra en pequeños bombones de chocolate, delicados y bastante caros. También se han utilizado compuestos de oro contra la artritis, pero ahora han sido reemplazados por medicamentos más eficaces, y en cualquier caso este no era uno de los problemas de August.

La mente de Strindberg no estaba envenenada por el oro en el sentido usual, aunque en esa época, tras dos divorcios y con un impresionante (o más bien perjudicial) hábito de bebedor, él estaba viviendo, pese a su fama, al borde de la pobreza. No, Strindberg quería iniciar su propia revolución científica y era una estrella

ascendente en la escena parisina de lo oculto y lo esotérico.⁹⁹ Autores modernos han insistido en que solo veinte años más tarde la física clásica iba a ser hecha añicos con la llegada de la mecánica cuántica, y en los años cuarenta del siglo pasado el oro iba a ser sintetizado a partir de otros elementos, lo que demuestra de forma ostensible las cualidades iconoclastas de Strindberg también en las ciencias.

Sin embargo, estas ideas habían sido habituales en la alquimia durante mucho tiempo y no son exclusivas de Strindberg. La idea de que los elementos eran demasiados —en 1896 ya ascendían a 65— y de que algo más simple y unificador debía de estar oculto tras esta diversidad desordenada era muy poderosa, y lo ha sido desde la Antigüedad. Como ahora sabemos, esto es correcto, pero en la última década del siglo XIX toda la evidencia experimental estaba en contra.

Dicho esto, habría que señalar que dentro de su propio sistema Strindberg era de hecho más o menos racional, aunque muy parcial. Nunca consideró explicaciones alternativas que no se conformaran a sus ideas. Strindberg llegó a sus conclusiones sobre todo por observaciones experimentales, pero estas se ajustaban selectivamente a combinaciones más o menos arbitrarias de números de la tabla periódica. También se guiaba, quizá en sus momentos menos claros, por lo que él percibía como mensajes de «las Potencias» en todas las cosas, desde escritos en la pared hasta

⁹⁹ L. Hultqvist, Strindberg: Guldmakaren in Nationalencyklopedin. (2004) <http://www.ne.se/rep/strindberg-guldmakaren>, consultado el 25 de marzo de 2013.

dar el mismo día con el hotel Orfila y la estatua del químico y físico parisino de origen español Mathieu Orfila, un pionero de la medicina legal.

Por otra casualidad, el descubridor del litio también se llamaba August, más en concreto Johan August Arfwedson, y en el momento de su análisis crucial en 1817 solo tenía veinticinco años. Arfwedson, en contraste con Strindberg, no tenía uno sino dos grados por la Universidad de Upsala. Lo curioso es que él hizo el descubrimiento a partir de una muestra mineral de Utö, otra isla en el archipiélago de la capital sueca, muy próxima a Kymmendö donde August el escritor solía pasar sus vacaciones de verano. Esto fue así hasta que escribió una novela sobre la isla y sus habitantes, tan poco disimulados que ya no volvió a ser bienvenido como huésped de verano.¹⁰⁰

Es fácil hacer bromas sobre las ideas, acciones y conclusiones de investigadores activos hace cien años, ya estuvieran en la línea principal o en los márgenes de la ciencia propiamente dicha. Sin embargo, es mucho más difícil ponerse en la mentalidad de una época concreta y ver la realidad tal como la veían estos hombres y mujeres. Espero no estar haciendo lo primero, y no tengo la ambición ni el conocimiento para hacer lo segundo. Tan solo señalaré que todavía no se había abierto la gran brecha cultural (como sugirió C. P. Snow en 1959),¹⁰¹ ni se había desarrollado por

¹⁰⁰ A. Strindberg, *Hemsöborna* (The People of Hemsö). (Albert Bonnoers förlag, Estocolmo, 1887.)

¹⁰¹ Editorial, «Across the great divide», *Nature Physics* 309 (2009).

completo una radical actitud racionalista y materialista hacia la ciencia como un modelo para los científicos. E incluso si no eran importantes para la química, los experimentos científicos de Strindberg fueron importantes para su desarrollo literario. El futuro ganador del premio Nobel de Química, The Svedberg, escribió en 1918 que «indudablemente sus estudios científicos han fertilizado sus escritos en gran medida, los han enriquecido con imágenes nuevas y frescas, y de una manera inusual le han puesto en contacto íntimo con el mundo que le rodeaba». ¹⁰²

Al parecer, Strindberg también era diestro en cuestiones prácticas. El químico e historiador de la química George B. Kauffman trató de reproducir los experimentos de Strindberg en los años noventa del siglo XX, hasta el punto de que incluso permaneció largo tiempo en el último piso de August, la Blue Tower, en el centro de Estocolmo. Siguiendo las instrucciones de Strindberg en publicaciones como *L'hyperchimie* obtuvo los óxidos e hidróxidos de hierro que eran obviamente el producto final de la «síntesis de oro». Él concluye que el material sintetizado solo podía haber persuadido a «alguien tan imaginativo y ya convencido» como Strindberg. Pero luego echó una mirada al material real —las muestras reales de Strindberg depositadas en la Biblioteca Real en Estocolmo y en la biblioteca de la Universidad Lund— y tuvo que admitir: «Sus muestras se parecían mucho más al oro que las que yo había preparado». ¹⁰³

¹⁰² G. B. Kauffman, «August Strindberg. Goldmaker», *Gold Bulletin* 21, 584 (1983, 1988).

¹⁰³ H. B. de Saussure, *Voyages dans les Alpes*. (Samuel Fauche, 1786), vol. II.

Que eran óxidos e hidróxidos de hierro también fue pronto establecido, pues Strindberg cedía sus muestras para que fueran confirmadas (sin duda solo una formalidad para él) por parte de científicos independientes. Los resultados le contrariaron tanto que en uno de los más importantes diarios suecos acusó públicamente al ingeniero Johan Landin de haber hecho un análisis erróneo.

El hotel Orfila ya no existe, pero una placa en el edificio conmemora los seis meses que pasó Strindberg en el hotel y la novela *Inferno*, que fue el resultado final de su estancia. En este libro reconoce a Orfila como su maestro, haciendo referencia a su libro de química de 1817 puesto en su camino por «las Potencias» en esos portentosos primavera y verano de 1896.

En cuanto a los polvorientos profesores de Upsala, Strindberg no estaba del todo desencaminado. Su contemporáneo, Svante Arrhenius, apenas consiguió obtener su doctorado en la más antigua universidad sueca —los viejos profesores decidieron que él no cabía en una institución tan ilustre— y con el tiempo tuvo que descender en la escala académica para entrar en el recién formado Stockholm University College. Allí llegó a sorprender a la comunidad química mundial al mostrar, entre otras cosas, que en soluciones acuosas de compuestos como el carbonato de litio, los iones Li^+ están en realidad nadando por sí mismos (o mejor, como hemos visto, con un abrigo de moléculas de agua), no como moléculas individuales de Li_2CO_3 . Así que, en cierto modo, August obtuvo por

poderes su venganza de los viejos profesores cuando Arrhenius fue galardonado con el premio Nobel de Química en 1903.

¿Realmente fue August el último alquimista en París? Probablemente no. Como parte de lo esotérico y lo oculto, la alquimia aún florece en una subcultura propia, aunque uno sospecha que, como sucede con los químicos aficionados y los fabricantes de bombas y de drogas, obtener los materiales de partida necesarios es mucho más difícil hoy que hace cien años. Pero probablemente él fue el último alquimista famoso —si no creemos a J. K. Rowling, por supuesto, quien hacía morir a Nicolas Flamel en las páginas finales del primer libro de Harry Potter en 1997—. Flamel, que era propietario de la casa que aún existe en el número 51 de la rue de Montmorency, a un tiro de piedra del moderno Centre Georges Pompidou en el mismo corazón de París, ha adquirido una reputación póstuma por hacer la piedra filosofal, pero no ganó a Strindberg. Flamel murió en 1418.

En una nota final sobrenatural, debería añadir que el espíritu de August puede verse y oírse en el hotel Chevillon en Grez-sur-Loing, al sureste de París, o eso me han dicho, pese a que fue en su residencia de Estocolmo, la Blue Tower, donde murió en 1912 a los sesenta y tres años de edad.

En el capítulo siguiente volveremos a problemas mentales que pueden curarse, de modo inequívoco, con química muy sencilla. Para ello pasaremos al elemento que le dará el peso atómico del oro,

197, si lo combina con el elemento llamado en honor de Francia, el galio.

Capítulo 13

Perdón por mi francés: [...] el capitán Haddock y los sufrimientos de los saboyanos

En este capítulo subimos a los remotos valles de los Alpes, aprendemos sobre lo que allí escasea, sobre los beneficios del comercio y sobre un enlace químico del que probablemente no le habló su profesor de química, pero que hace que nuestra mente se eleve sobre el nivel del mar.

Pasar un tiempo en los Alpes significa, en especial en la estación turística, que a uno le recuerden constantemente tanto el heroísmo como el sufrimiento provocado por este magnífico paisaje. Todas las librerías de Grenoble exhiben muestras de las hazañas y aventuras de alpinistas vivos y muertos prematuramente, y por la radio uno no puede sino esperar las noticias de las primeras muertes del año en las pendientes del Mont Blanc, la cima más alta de Europa con 4.810 metros.

Pero este paisaje solía ser cruel en un sentido más oculto y siniestro, invisible a simple vista. Hasta que no se hicieron algunos experimentos con algas recogidas en las playas de Normandía no pudimos empezar a entender y tratar la causa de las terribles visiones y encuentros que tuvo el alpinista suizo pionero Horace-Bénédict de Saussure en un pequeño y remoto pueblo próximo a Aosta en el Piamonte, en la actual Italia.

Saussure, joven profesor en la Universidad de Ginebra, había salido en una de sus numerosas excursiones por los Alpes occidentales, actualmente parte de Suiza, Italia y Francia, pero entonces casi todos bajo la jurisdicción del reino de Cerdeña. En este día de verano de 1768, llegó a un pueblo pequeño y naturalmente quiso saber dónde estaba, de modo que preguntó al primer hombre que encontró en la calle en el pueblo, pero no obtuvo respuesta.

Con una sola persona, eso podría deberse a un problema de lenguaje, o a una desconfianza general hacia los extraños sospechosos. (Entrar en un pequeño café en una aldea remota y ver que todos los que hay en su interior guardan silencio no significa que todos hayan desarrollado a la vez un trastorno en el habla.) Sin embargo, cuando siguió avanzando por la aldea y no obtuvo más que gruñidos inarticulados de la segunda y la tercera persona, empezó a preguntarse qué estaba pasando. Más cerca del centro de la aldea vio un inquietante número de hombres y mujeres con enormes bocios, labios gruesos, bocas perpetuamente medio abiertas y expresiones en blanco, y quedó aterrorizado. Como recuerda en el segundo volumen de la primera descripción seria de esta región, *Voyage dans les Alpes*: «Era como si un espíritu maligno hubiera transformado a cada habitante en un animal estúpido, dejando solo la forma humana para mostrar que una vez habían sido hombres». Se fue triste y aterrado, con una imagen grabada en su retina que nunca iba a olvidar.^[103 más atrás]

Aunque se podrían encontrar personas con los mismos síntomas por toda Europa, con poblaciones ligeramente superiores en ciertas regiones, por lo general relativamente aisladas (el bocio también se conocía como «cuello de Derbyshire»), en ninguna otra parte se encontraría nada parecido a lo que vio Saussure.



FIGURA 26. Un saboyano con un problema de bocio, quizá un «crétin des Alpes» por Dominique Vivant. © The Trustees of the British Museum.

Pero en los Alpes no era inusual. La magnitud del problema fue finalmente explorada y registrada en un informe al rey de Cerdeña en 1848, y se estableció que algunas regiones de Suiza tenían poblaciones afectadas hasta en un 90 % con estos problemas físicos, y un 2 % mostraba un serio retraso mental.

Las gentes que Saussure y otros visitantes encontraron —los turistas se hicieron cada vez más frecuentes en el siglo XIX—^{xi}no eran otros que los «cretinos», que se hicieron famosos en las historias de Tintín del escritor y dibujante belga Georges Remi (Hergé). Traducir los rebuscados juramentos del compañero de Tintín, el capitán Haddock, a los más sensibles lenguajes sueco e inglés de los años cincuenta y sesenta era al parecer un gran problema para los traductores, de modo que «Bougre d'extrait de crétin des Alpes» pudo haber terminado en algo muy diferente, pero «crétin des Alpes» o «crétin de Saboya» es exactamente como eran conocidas estas personas en esa época, «los idiotas de la Saboya».

El desenmarañamiento de estas dos enfermedades, la grave discapacidad mental que llegó a conocerse como «cretinismo», aunque este término ya no es aceptable, y los reveladores signos visuales de bocio, fue una búsqueda que ha comprometido a la profesión médica desde que se conocieron tales condiciones, lo que parece datar de alrededor del 3000 a. C. Un «cretino» era descrito en la Encyclopédie de Diderot como un «imbécil que es sordo, bobo con un bocio que le cuelga hasta la cintura», a menudo encontrado entre

los pueblos de la actual Suiza, la Francia meridional y la Italia septentrional.¹⁰⁴

Las razones eran misteriosas. Los padres que tenían bocio tenían descendencia con los mismos síntomas, de modo que claramente había un factor hereditario, pero por lo demás todo eran especulaciones. ¿Sería por los vientos dominantes en estos valles remotos? El viento «Föhn» llega a enloquecer momentáneamente incluso a la gente de Austria, eso es bien conocido, así que quién sabe qué efecto podría tener una ráfaga nociva en estos remotos lugares. Como teoría alternativa se propuso la ausencia de vientos en algunos valles que produce aire viciado, y también la falta permanente de luz solar entre algunas montañas durante los meses oscuros del año fue invocada como explicación.

Tradicionalmente el bocio se había tratado con cenizas de esponja de mar, y en 1811 Bernard Courtois, un productor de salitre parisino, descubrió el nuevo elemento yodo en las cenizas de algas utilizadas en su factoría de nitrato potásico. Esto hizo que un médico de Ginebra, formado en Edimburgo, Jean-François Coindet, hiciera un valiente acto de fe, o quizá deberíamos llamarlo una conjetura razonable. En 1859 sugirió que las esponjas de mar

¹⁰⁴ B. S. Hetzel, «The Nature and Magnitude of the Iodine Deficiency Disorders», en *Towards the Global Elimination of Brain Damage Due to Iodine Deficiency*, B. S. Hetzel, ed. (Oxford University Press, Oxford, 2004.)

también contienen yodo, y que la ingesta de yodo puede curar el bocio.¹⁰⁵

Con número atómico 53, y situado debajo del bromo en la entonces todavía por establecer tabla periódica, el yodo fascinó a los químicos. Los cristales eran de un color púrpura profundo con un lustre metálico característico, pero no era un metal. El aire dentro de una jarra de vidrio del material adquiriría pronto un débil color púrpura, y algunos de los cristales se transferían desde el fondo de la jarra a la boca de la misma sin esfuerzo aparente, un proceso conocido como «sublimación».

Todavía se desconocían muchas cosas sobre el yodo y su química en 1819 —por ejemplo, su relación con sus vecinos de los pisos de arriba el bromo (que iba a descubrirse en 1826) y el cloro (descubierto en 1774)—, pero Coindet lo ensayó en sus pacientes. El éxito fue espectacular: no solo mejoraron sus pacientes con bocio; sus colegas médicos adoptaron el remedio para condiciones completamente diferentes, y pronto los ciudadanos de Ginebra estaban tomando sobredosis hasta el punto de que el envenenamiento por yodo llegó a ser un problema.¹⁰⁶

¿Por qué funcionaba el yodo? Probablemente en esa época era extraña la idea de elementos en traza en el cuerpo — concentraciones muy bajas de diferentes elementos (por ejemplo,

¹⁰⁵ J. G. Orgiazzi, S. W. Spaulding, Milestones in European Thyroidology (MET) Jean-Francois Coindet (1774-1834). (The European Thyroid Association.) <http://www.eurothyroid.com/about/met/coindet.php>, consultado el 26 de marzo de 2013.

¹⁰⁶ L. Rosenfels, «Discovery and Early Uses of Iodine», *Journal of Chemical Education* 77, 984 (2000).

cobre, selenio, manganeso) necesarios para la función adecuada de los enzimas y otros sistemas moleculares— y el análisis de los nutrientes en los alimentos no era posible pues no se conocía la identidad de la mayor parte de ellos. No obstante, a mediados del siglo XIX el médico y botánico parisino Gaspard Adolphe Chatin analizó el contenido de yodo de plantas, suelo y agua recogidos durante sus vacaciones en diferentes partes de Francia y Europa.¹⁰⁷ Estimando la ingesta diaria de varios alimentos calculó que el parisino medio ingería de 5 a 10 microgramos de yodo por día, es decir, de 5 a 10 millonésimas de gramo, mientras que los ciudadanos de Lyon y Turín solo obtenían entre 1 y 2 microgramos con su alimento y los paisanos en los valles alpinos tendrían que valerse con menos de 0,5 microgramos.¹⁰⁸

Chatin propuso una teoría sobre la importancia del yodo para evitar el bocio y el cretinismo, pero con poco efecto. Tuvo que esperar hasta 1896, cinco años antes de su muerte, antes de que el químico alemán Eugen Baumann pudiera demostrar finalmente que la glándula tiroides —la glándula que se aloja en la parte inferior del cuello y que se hincha de manera espectacular en quienes padecen bocio— contiene yodo. Esto abría la posibilidad para la cura y prevención a gran escala, y más todavía cuando se desvelaron los secretos moleculares de las glándulas tiroides en la forma de dos

¹⁰⁷ C. Beckers, Milestones in European Thyroidology (MET) Introduction. (The European Thyroid Association). <http://www.eurothyroid.com/about/met/introduction.php>, consultado el 26 de marzo de 2013.

¹⁰⁸ G. Droin, «Endemic Goiter and Cretinism in Alps: Evolution of Science and Treatments, Transformation of the Pathology and its Representations», *Internacional Journal of Anthropology* 20, 307 (2005).

sustancias químicas conocidas como T_3 y T_4 , triyodotironina y tiroxina, con tres y cuatro átomos de yodo, respectivamente, unidos a sus estructuras por lo demás orgánicas.

Estas son moléculas muy singulares, lo que puede verse mejor si pasamos del estilizado dibujo lineal de la Figura 27 y en su lugar tratamos de imaginar el tamaño de la molécula y los átomos que contiene. Conforme añadimos protones y neutrones a los núcleos atómicos para pasar de los elementos más ligeros con bajos números atómicos a los átomos más pesados, los núcleos aumentan de tamaño, aunque solo ligeramente, pues la mayor parte del espacio en un átomo está ocupada por electrones que zumban a su alrededor. A medida que aumenta el número de protones, crece la carga del núcleo, y con ello aumenta también la fuerza que tira de los electrones hacia el núcleo.

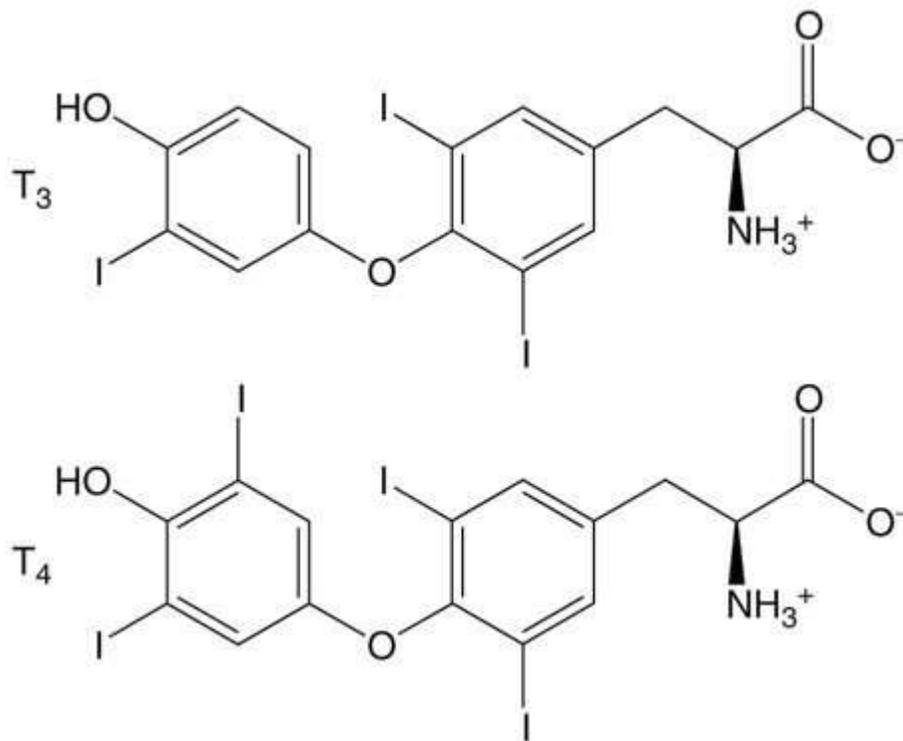


FIGURA 27. Las hormonas tiroideas triyodotironina y tiroxina, también conocidas como T3 y T4 debido al número de átomos de yodo unidos al esqueleto orgánico. El enlace negro «grosso» con el grupo NH₃⁺ significa que este enlace está apuntando desde el plano hacia usted.

Esto significa que los átomos tienen tendencia a hacerse más pequeños a medida que aumenta el número atómico. Por otra parte, el número de electrones también debe aumentar, y a medida que estas partículas elementales con carga negativa son llevadas más cerca del núcleo empezarán a repelerse, lo que hace que un átomo parezca más grande.

¿Qué fuerza ganará? Esto es fácil de imaginar si examinamos la tabla periódica: moviéndonos de izquierda a derecha a lo largo de

las filas, la atracción gana y los átomos se hacen un poco más pequeños; moviéndonos hacia abajo por una columna gana la repulsión, pues siguiendo a cada gas noble (la columna de elementos más a la derecha) los electrones tienden a añadirse a orbitales o capas fuera del núcleo de electrones del átomo de gas noble, y no sentirá mucho de la carga nuclear añadida.

Dicho esto, no habría química si no hubiera excepciones a esta regla, pero eso queda para otro capítulo. Basta con advertir que habiendo descendido por la escala de los halógenos desde el flúor (F) al cloro (Cl) y al bromo (Br), cuando llegamos al yodo tenemos un átomo con un tamaño muy diferente del de un átomo de carbono. Examine la representación en la Figura 28 y verá cómo los átomos de yodo, que no se diferencian de los demás en el dibujo lineal, dominan ahora la imagen.

Pero el tamaño no lo es todo. Los sustituyentes de yodo como se les llama, porque los vemos reemplazando a un átomo de hidrógeno en el anillo hexagonal de C_6 , no son de hecho bonitos y redondos con electrones que circulan uniformemente alrededor del núcleo; más se parecen a olivas rellenas con el enlace carbono-yodo insertado directamente en el relleno rojizo.

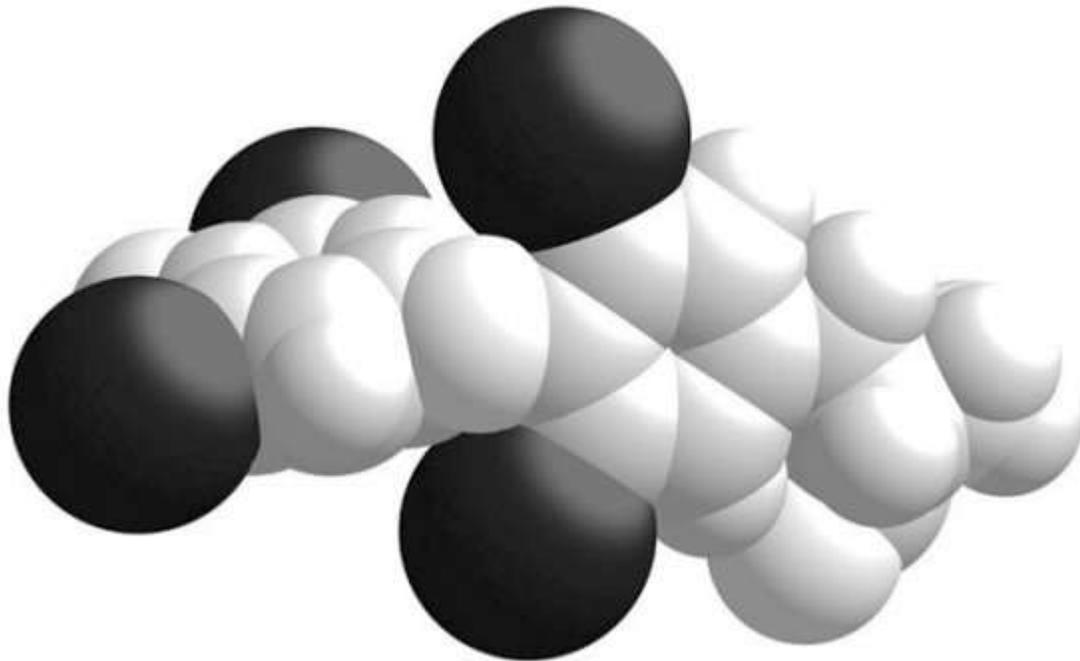


FIGURA 28. Aquí hemos tratado de representar el verdadero tamaño de los átomos en la hormona tiroidea tiroxina, T₄, dibujándolos como esferas de diferentes tamaños. Nótese cómo los grandes y negros átomos de yodo dominan la imagen aunque constituyen menos del 9 % del número total de átomos en la molécula (todos los demás átomos están en gris claro).

La superficie verde-oliva ha atraído un exceso de electrones y tiene carga negativa, mientras que la parte rellena ha quedado despojada de electrones y el núcleo positivo brilla a través de ella, lo que da a esta parte una carga positiva.

Esto significa que un átomo, normalmente un oxígeno, que tiene un par de electrones que sobresalen de una manera muy puntiaguda — y suelen hacerlo en los aminoácidos que forman nuestras proteínas— pueden agarrar las moléculas T₃ y T₄ apuntando este

electrón que sobresale al relleno rojo positivo para formar un enlace químico débil. Así es como las hormonas del tiroides cumplen sus importantes misiones en el cuerpo. Transmiten un mensaje, que no solo regula el desarrollo y crecimiento sexual y neural, sino que controla también las rutas químicas por las que se descomponen los alimentos, se extrae la energía y se genera calor.

Obviamente un funcionamiento correcto de la glándula tiroides es de la máxima importancia para nuestro bienestar, y se pueden tener todo tipo de problemas y síntomas relacionados con el tiroides. Sin embargo, atengámonos por el momento a lo que en la primera parte del siglo XX estaba correctamente identificado como una deficiencia antes que como una enfermedad: el bocio y el «cretinismo».

En Suiza todas las sales de consumo humano han sido yodadas desde 1922, pero otros gobiernos fueron más prudentes. La Academia Francesa de Ciencias había advertido contra la sobredosis de yodo en los años sesenta del siglo XIX, y hasta 1952 no se admitió en Francia el añadido de yoduro potásico (KI) a la sal de mesa. No obstante los problemas en los départements alpinos parecieron desaparecer por sí solos, pues la mano invisible de la economía de mercado distribuía yodo en forma de mercancías importadas de regiones con suelos mejores, en especial pescado y mariscos que normalmente son muy ricos en yodo.

Puesto que ahora tenemos fácil acceso a aldeas y antiguos alpages en los Alpes para ir a esquiar y escalar, es fácil olvidar que todavía en el siglo XIX, muy cerca de antiguos y grandes centros urbanos

como Grenoble, había áreas pobladas a las que solo se podía llegar por estrechos caminos para burros a través de inhóspitos pasos montañosos, y esto solo en verano, mientras que el resto del país se estaba conectando rápidamente por modernos ferrocarriles. Los mismos proyectos de ingeniería civil que tanto hicieron por resolver las condiciones sanitarias en las grandes ciudades, dejando que los residuos y las aguas ponzoñosas se sumieran en modernos sistemas de alcantarillado, permitieron también que el yodo fluyera hasta montañas remotas gracias a carreteras horadadas en la roca con explosivos nuevos y relativamente seguros.

¿Por qué entonces este preciso recurso estaba tan desigualmente distribuido sobre la Tierra? Las lluvias y la constante escorrentía en los Alpes habían erosionado lentamente el suelo y robado su contenido de yodo, ya que las simples sales de yodo y de potasio (NaI y KI) son muy solubles en agua. Lo mismo puede suceder en regiones costeras con muchas precipitaciones, tales como Bangladesh, pero en general son las regiones montañosas del mundo las más castigadas.

Y digo «son» porque, por increíble que parezca, esto sigue siendo un problema, pese a todo lo que sabemos y lo sencillas que parecen las soluciones. Se ha estimado que entre 800 y 2.300 millones de personas siguen estando hoy afectadas o en riesgo de deficiencia de yodo, y hace pocos años un titular del New York Times decía: «Para elevar el I. Q. del mundo, el secreto está en la sal». El artículo hablaba de la lucha y el éxito conseguido al elevar la cantidad de sal

yodada consumida en la antigua república soviética de Kazajstán, y uno de los que ayudó a ello fue el antiguo campeón del mundo de ajedrez, Anatoly Karpov, un avezado cruzado contra la deficiencia de yodo en su papel como embajador de la Unicef.¹⁰⁹

Estos esfuerzos continúan en todo el mundo, y con frecuencia reciben ayuda del Consejo Internacional para el Control de los Trastornos por Deficiencia de Yodo (ICCIDD), una organización con reconocimiento oficial por parte de la Unicef y el OMS, y un socio en la Red para la Eliminación Sostenida de la Deficiencia de Yodo. Ha tenido un éxito parcial. En los años ochenta solo un 20 % de la población mundial podía cocinar con sal yodada; hoy la cifra es de alrededor del 70 %.¹¹⁰

Pero aún tenemos un largo camino por recorrer, y yodar la sal es la manera más barata y más fácil de combatir este tipo de daño cerebral en los niños. Además, se estima que dieciocho millones de niños nacen cada año con una discapacidad mental debido a la inadecuada ingesta de yodo y hierro por parte de su madre, otro problema mundial de micronutrientes. Incluso en la Europa occidental hasta cincuenta millones de personas pueden estar en la frontera de la deficiencia ligera.

En cuanto a las necesidades reales de yodo, habría que señalar que Gaspard Chatin probablemente subestimó la dosis diaria de yodo de los parisinos de los años sesenta del siglo XIX, o que también ellos

¹⁰⁹ D. G. McNeil Jr., «In Raising the World's I.Q., the Secret's in the Salt», New York Times, 16 de diciembre de 2006.

¹¹⁰ Micronutrients, Macro Impact: The Story of Vitamins and a Hungry World. (Sight and Life Press c/o Sight and Life/DSM Nutritional Products Ltd, PO Box 2116, 4002 Basilea, Suiza.)

tuvieron serios problemas de yodo. Hoy día la ingesta diaria recomendada es de 100-220 microgramos por día, y más todavía para mujeres embarazadas o que amamantan, frente a los 10 microgramos por día estimados por Chatin.

Para concluir, aunque Horace de Saussure fue uno de los primeros en dar amplia publicidad al problema del cretinismo y el bocio en los Alpes, también fue el primero en promocionar la ascensión al Mont Blanc, al anunciar un premio para el primero que alcanzara la cumbre en 1760. Él mismo fue el tercer hombre que llegó a la cima en 1786, un año después de Jacques Balmat y Michel-Gabriel Paccard. En cuanto a quién fue la primera mujer que conquistó la montaña, es una cuestión en disputa, siendo las contendientes Maria Paradis y Henriette d'Angeville, que alcanzaron la cima en 1808 y 1838, respectivamente.

Capítulo 14

Dos carreras brillantes

En el capítulo 14 exploramos una conexión entre asesinato y montaña, en una historia en la que se utiliza el concepto químico de solubilidad para resolver un crimen y para hacer píldoras eficaces para la industria farmacéutica.

Cuando se publica este libro han pasado exactamente cincuenta años desde que Bob Dylan respondía a varias preguntas enigmáticas con la ambigua frase «la respuesta está en el viento» en la cara A del disco *The Freewheelin' Bob Dylan*. Pero podemos tratar de responder al menos a una de estas: «¿Cuántos años puede existir una montaña antes de que sea barrida al mar?», pues parte de la solución está en una de las más famosas reglas empíricas que uno aprende como químico novicio: iones metálicos con carga positiva combinados con óxidos (O^{2-}), sulfuros (S^{2-}), fosfatos (PO_4^{3-}), silicatos (SiO_4^{2-}) y carbonatos (CO_3^{2-}), no son solubles en agua, mientras que sus combinaciones con nitratos (NO_3^-), cloruros (Cl^-) y bromuros (Br^-), son solubles.^{xlii}

Si pensamos en las materias que tenemos en la cocina, esto significa que cuando ponemos una cucharada de sal de mesa ($NaCl$) en el agua la sal «desaparecerá» con más rapidez si se agita el agua o se calienta, y todo parecerá exactamente igual que antes. Para las materias insolubles pasamos a las regiones más caras de las vitrinas e investigamos el estado de nuestro ajuar de plata y cobre.

Cuando se iban a sacar cosas como estas, mi madre solía pedirme que las limpiara con limpiametales para plata o cobre, pues los óxidos y sulfuros que cubren las superficies metálicas no desaparecen en un lavado normal con agua: son completamente insolubles. Era un ejercicio adecuado pero aburrido, y lo más próximo a un juego de química a lo que llegué siendo niño.

Sin embargo, de lo que normalmente no se habla en los libros de texto de química es de las enormes consecuencias de estas reglas, visibles en todo el mundo. ¿Por qué las montañas están hechas de rocas de óxidos, sulfuros, fosfatos, silicatos y carbonatos? ¡Porque son insolubles! Cualquier montaña hecha de cloruro sódico habría sido «barrida al mar» hace miles de años, y donde puede extraerse NaCl también se conoce como sal de roca, y se encuentra o bien en el subsuelo o bien en regiones con un clima muy seco.^{xliii}

Lo que nos lleva al héroe y la heroína de este capítulo. Hasta donde yo sé, Agatha Christie (1890-1976) y Herbert Dow (1866-1930) nunca se conocieron, pero ambos deben en parte sus brillantes carreras al mismo elemento, el bromo, cuya dirección en la tabla periódica es número atómico 35, grupo 17, período 4, símbolo Br, el vecino inmediato en el piso de abajo del cloro.

Puesto que el ión bromuro (Br^-) es la única forma (o mejor, estado de oxidación) en que este elemento se da en la naturaleza, las reglas de solubilidad nos dicen que es muy poco probable conseguir la extracción de minerales de bromuro. Compuestos como NaBr son muy solubles en agua, y el bromo es también un elemento pesado y

estos elementos son, como regla muy general con muchas excepciones, menos comunes que los más ligeros. Sin embargo, la similitud en propiedades entre elementos del mismo grupo (columna) significa que donde quiera que encontremos cloro también cabe esperar que encontremos bromo, aunque en concentraciones menores. De hecho, en el agua de mar encontramos 666 iones cloruro por cada ión bromuro. (Este número parece siniestro, pero confío en que sea solo una coincidencia, no un mensaje de una autoridad superior.)

Herbert Dow, un químico e inventor con un perspicaz sentido de los negocios, concibió su propia e ingeniosa manera de extraer bromo de la salmuera (agua salada concentrada) bombeada desde un enorme lago subterráneo en Midland, Michigan, en Estados Unidos, un proyecto que él ya había iniciado como estudiante en la institución hoy conocida como Case Western Reserve University. En esa época, en 1891, la producción de bromo era un desarrollo reciente. El elemento solo había estado disponible en grandes cantidades durante unos treinta años. El bromo era ahora demandado por el recién establecido negocio de la fotografía, como uno de los materiales de partida para hacer el bromuro de plata (AgBr), sensible a la luz, y lo que es quizá más sorprendente, por el mercado en rápida expansión de los medicamentos «específicos».

En un mundo en el que lo nuevo era bueno, mientras no interfiriera con el orden social establecido, dominaba una actitud aventurera hacia los compuestos recién preparados. Podían encontrarse

aplicaciones para ellos y comercializarse rápidamente. El ginecólogo de la reina Victoria, sir Charles Locock, sugirió el ión bromuro como tratamiento para la epilepsia, y aunque ineficiente para los estándares actuales, el bromuro potásico (KBr) fue el primer medio que tuvieron los médicos para controlar esta enfermedad crónica.

Pronto se advirtió que el ión bromuro tenía efectos sedativos en general, y se utilizó por médicos que marcaban tendencia, como Jean-Martin Charcot en el hospital de la Salpêtrière, en París (un inmenso complejo, aún existente, cerca de la estación de Austerlitz). Uno de sus pacientes fue un mensajero parisino que tenía extraños, recurrentes y a veces duraderos episodios de pérdida de consciencia que pese a todo le permitían relacionarse con la gente y moverse por la ciudad, e incluso tomar un tren hasta la lejana ciudad costera de Brest. Según las notas del caso que tomó Charcot, parece que fue curado en parte por terapia reiterada con bromuro, con largos períodos libres de síntomas y solo más cortas recaídas mientras tomaba la medicación. Sin embargo, parece que, más que curar, lo que hacía el bromuro era aliviar los síntomas, pues menos de un año después de su último tratamiento el hombre se esfumó y nunca se volvió a saber de él.¹¹¹ Este éxito parcial del Dr. Charcot, y otras historias similares, combinado con la grave carencia de herramientas terapéuticas apropiadas para los médicos en los años noventa del siglo XIX, llevaron a una casi histérica sobreprescripción de KBr y NaBr por parte de los doctores. Algunos

¹¹¹ C. G. Goetz, M. Bonduelle, T. Gelfand, Charcot: Constructing Neurology. (Oxford University Press, Oxford, 1995.)

hospitales especializados utilizaban toneladas del material cada año,¹¹² lo que significaba un negocio floreciente para la industria farmacéutica (entonces en su infancia) tal como la del Dr. Miles. (El paciente de Charcot tomaba siete gramos al día como dosis máxima; no estamos hablando de los 0,2 gramos de ingrediente activo de una píldora de ibuprofeno.)



FIGURA 29. Anuncio de Nervine del Dr. Miles, un preparado basado en sales de bromuro tales como NaBr. Del Dr. Miles New Jokebook, 1933.

¹¹² L. S. Goodman, A. Gilman, «The Pharmacological Basis of Therapeutics: A Textbook of Pharmacology, Toxicology, and Therapeutics for Physicians and Medical Students. (Macmillan, Londres, 1970.)

No parece probable que esto le haya quitado el sueño a Herbert Dow quien, presumiblemente, no necesitaba utilizar los preparados Nervine del Dr. Miles, hechos en Elkhart, en la cercana Indiana, pues la Dow Chemical Company lo estaba haciendo muy bien.^[113]

Una buena conjetura es que las sales de bromuro utilizadas por el Dr. Franklin Miles —el primer producto de lo que iba a convertirse en los Laboratorios Miles, una renombrada compañía farmacéutica norteamericana— se compraran en las factorías de Mr. Dow.

Un logro comercial más notable por parte de Dow fue su confrontación con la poderosa Deutsche Bromkonvention, un cártel de compañías alemanas con un oligopolio en el comercio internacional del bromo. Los alemanes inundaron Estados Unidos con bromo barato para desplazar a Dow cuando trataba de introducirse en el Reino Unido y Japón. Sin embargo, Dow tuvo músculo financiero suficiente para comprar de forma clandestina el bromo alemán en Estados Unidos y reexportarlo a Europa, incluida Alemania, lo que con el tiempo invirtió la marea frente al poderoso cártel.¹¹³

Alguien que aparentemente padecía problemas de sueño era Mrs. Inglethorp, la amante y tirana de Styles Court, una viuda casada de nuevo con varios parientes potenciales que acechaban la hacienda, cada uno de ellos con reivindicaciones más o menos convincentes sobre una futura herencia. Este insomnio se utiliza como una excusa para la que la antigua estudiante de farmacia Agatha

¹¹³ E. N. Brandt, *Growth Company: Dow Chemicals's First Century*. (Michigan State University Press, East Lansing, 1997.)

Christie pusiera una solución de la Nervine del Dr. Miles, o alguna otra pócima de bromuro similar, en la mesilla de noche del dormitorio de Mrs. Inglethorp, muy a mano de su asesina.

Si usted no ha leído El misterioso caso de Styles, la primera novela de Agatha Christie, publicada en 1920,¹¹⁴ puede estar tranquilo y seguir leyendo. Yo no voy a desvelar el final; solo le voy a decir cómo se cometió el asesinato. Quizá usted sea más inteligente que yo y esta información le ayude a identificar al asesino antes de que Hércules Poirot, su ahora famoso detective belga, invite a la manera clásica a los personajes principales a una «pequeña reunión en el salón». En tal caso le ruego que me perdone, pero confesaré con gusto que yo seguía estando muy inseguro sobre este punto, pues la novela contiene suficientes pistas falsas para despistar a todo un equipo del Departamento de Policía Criminal.

Muchas de estas pistas falsas se refieren a la estricnina, una sustancia a la que todos los personajes de la novela parecen haber tenido acceso. El caso es que la dosis fatal procedía de una botella en el propio dormitorio de Mrs. Inglethorp, pues además del bromuro sedante ella también tenía una receta para estricnina, que en dosis muy bajas es un estimulante del sistema nervioso central.^{xliv}

Un pequeño sorbo de dicho frasco cada noche sería totalmente inocuo. Pero si se consumiera de una vez todo su contenido, eso sería fatal. El asesino da con un plan ingenioso para hacer que la

¹¹⁴ A. Christie, *The Mysterious Affair at Styles*. (John Lane, Londres, 1920.) [Hay traducción en castellano: *El misterioso caso de Styles*, RBA, Barcelona, 2006.]

riquísima viuda haga precisamente eso, tomar la dosis letal voluntariamente.

El plan tenía que ver, por supuesto, con la solubilidad, y como es el caso, la solubilidad es un problema habitual para las moléculas de los medicamentos, compuestos con actividad farmacológica. Pese a que los farmacéuticos no la utilizan hoy, la estricnina es un buen ejemplo. Como muchas sustancias muy tóxicas, la estricnina se da de forma natural y puede extraerse de las semillas del árbol de estricnina (*Strychnos nuxvomica*) original de la India.¹¹⁵ Sin embargo, en la forma extraída no sirve para preparar «tónicos», pues esta molécula que ama las grasas es completamente insoluble en agua, una característica que comparte con muchos componentes de fármacos activos.

Examine la Figura 30 y verá que los enlaces carbono-hidrógeno y carbono-carbono dominan la estructura de la estricnina. Estos enlaces están formados por pares de electrones compartidos por igual entre los átomos, una situación muy diferente de la que se da en una molécula de agua, donde un átomo de oxígeno avaricioso mantiene muy próximos a él a los dos electrones que formalmente comparte con los dos átomos de hidrógeno, lo que hace a estos átomos de oxígeno característicamente negativos y da a los átomos de hidrógeno una carga positiva. Decimos que el agua es una molécula polar porque tiene dos extremos con cargas altas y con una posición característica, y la estricnina es una molécula no polar

¹¹⁵ O. Matsson, *En dos stryknin: om gifter och fiftmord i litteraturen*. (Bokförlaget Atlantis, Estocolmo, 2012.)

porque en su estructura no existen tales centros con una carga sustancial.

FIGURA 30. Izquierda: la molécula de estricnina, insoluble en agua. Centro: la molécula de estricnina cuando ha actuado como una base y tomado un protón (H^+ , negro) del ácido clorhídrico (HCl) que forma la sal (estricnina H^+)(Cl^-), conocida como hidrocloruro de estricnina, que es soluble en agua.¹¹⁶ Derecha: dibujo lineal de la estricnina.

Otra regla empírica básica que aprende un aspirante a químico es que «lo semejante disuelve a lo semejante», algo que quizá usted ya haya captado en la cocina. La sal de mesa tiene una estructura muy polar, y se disuelve en cationes sodio (Na^+) y aniones cloruro (Cl^-) con carga negativa, a los que les gusta chapotear y jugar con las moléculas de agua polares. Por otra parte, muchas moléculas del gusto son también amantes de las grasas y se disuelven muy mal en agua. Por esto es por lo que un poco de crema o de aceite aumenta el sabor de muchos platos; estas moléculas maravillosas se disuelven en la grasa y así pueden ser fácilmente transportadas a nuestros órganos olfativos. Además, si usted es de los que hacen dieta, debería saber que lo mismo sucede con algunas vitaminas, en particular la vitamina A: también se disuelven en agua, de modo

¹¹⁶ J. H. Robertson, C. A., Beevers, «The Crystal Structure of Strychnine Hydrogen Bromide», Acta Crystallographica 4, 270 (1951).

que tomar zanahorias con mantequilla o aceite de oliva no es una idea tan mala.

En un nivel molecular dividimos de forma muy general nuestras sustancias en polares y no polares, y los compuestos no polares no son solubles en solventes polares como el agua. Esto es muy parecido al velcro o el fieltro comparado con una superficie de vidrio plana. El fieltro se adhiere al fieltro pero no al vidrio, y dos superficies de vidrio planas y limpias se adhieren mutuamente pero no se adhieren al velcro; la superficie plana y uniforme es el análogo a los enlaces C-H y C-C no polares, y los ganchos y lazos del velcro, los correspondientes a los extremos cargados negativa y positivamente de una molécula polar.

Algunas moléculas de fármacos son tan no polares e insolubles que si se colocan en una píldora para que un paciente la trague, ni siquiera la condición ácida del estómago será suficiente para liberarlas en la corriente sanguínea antes de que sean excretadas, lo que hace a dicha píldora prácticamente inútil.

Por esta razón, la industria farmacéutica ha invertido muchos esfuerzos para sortear este problema, pues a estas compañías les gustan las píldoras, y una estrategia clásica y acertada es hacer polar a una partícula no polar añadiéndole una carga. La manera de hacerlo con la estricnina es añadir una molécula de ácido clorhídrico (HCl) a cada molécula del veneno potencial. Esto funciona porque en la parte superior de la molécula, tal como la he dibujado en la Figura 30, hay un átomo de nitrógeno negro

adherido. Esta parte de la molécula es una base (opuesta a un ácido), más concretamente una amina relacionada con el amoníaco (NH_3) con el que usted puede estar familiarizado por la limpieza de las vitrinas. Tiene un pequeño extremo negativo que sobresale del cuerpo no polar de la molécula debido a un par de electrones que están allí colocados, apuntando en dirección opuesta al átomo de nitrógeno. Esta poca «polaridad» no es suficiente para hacer la estructura soluble en agua, pero añadamos HCl y un H^+ saltará inmediatamente a esta posición. Y de repente la estriknina tiene una carga +1 con un ión cloruro para equilibrar la carga, y ahora la molécula está lista para ir a nadar (pero retendrá su actividad química). Reacciones similares hacen solubles en agua a la codeína, la ciprofloxacina y muchos otros fármacos. En la lista de ingredientes esto se escribirá como, por ejemplo, «sal hidrocioruro de codeína», pues esta es de hecho una reacción entre un ácido y una base que da una sal, igual que la reacción $\text{HCl} + \text{NaOH}$ que da NaCl y H_2O .

De lo que hemos aprendido hasta ahora cabría esperar que el hidrobromuro de estriknina fuera también soluble en agua: el H^+ es el mismo y el ión bromuro es muy similar al ión cloruro (por ejemplo, la disposición de los iones en el NaBr sólido es exactamente la misma que en el NaCl). Pero aquí hay una sorpresa: un cristal de hidrobromuro de estriknina tiene una disposición de iones muy diferente de la del hidrocioruro de estriknina. Incluso si a los aniones y los cationes les gustara el agua casi por igual en

ambos casos, la sal de hidrobromuro parece tener enlaces mucho más fuertes entre las moléculas^{xlv} que el hidrocloreuro y, por consiguiente, no se disolverá mucho en agua. No porque tenga miedo del agua, sino porque se encuentra mucho más cómodo en la playa con sus amigos.

Entonces ¿cómo ayudó esto al ingenioso asesino? Él (o ella) descubrió que Mrs. Inglethorp tenía dos frascos en su dormitorio, uno que contenía hidrocloreuro de estriquina y otro que contenía bromuro de sodio. Añadamos el bromuro a la solución de estriquina y las moléculas de estriquina protonadas pronto encontrarán a sus colegas bromuro y se instalarán en la playa, o mejor, como un precipitado sólido en el fondo del frasco que deja al sodio y al cloro nadando en el agua. Si cada día se consume una pequeña cantidad de tónico de estriquina, que ahora está prácticamente vacío de moléculas de estriquina, el nivel del líquido descenderá poco a poco hasta el momento fatal en que se tome la última dosis del frasco, que ahora contendrá toda la estriquina presente en la disolución original y será letal.

Este fue el inicio de la larga y brillante carrera de Agatha Christie en la novela policíaca. Ella empezó a escribir cuando Conan Doyle aún estaba resolviendo los misterios de Sherlock Holmes, y escribió su última novela tres años después de que Reginald Hill hubiera introducido a sus famosos detectives Dalziel y Pascoe Yorkshire. Ella trabajó en el dispensario de un hospital en la última parte de la primera guerra mundial, donde se mantenía ocupada con su

primera novela cuando no estaba preparando medicamentos o estudiando química para un examen de farmacia. La química, tras algún «desconcierto» inicial con «la tabla periódica y los pesos atómicos», era algo con lo que al parecer disfrutaba, y Christie es probablemente uno de los pocos escritores de novelas policíacas que realmente realizó un test de Marsh para el arsénico en la vida real.¹¹⁷

Dow Chemicals, que sigue manteniendo su cuartel general en Midland, Michigan (41.863 habitantes), es ahora una de las dos o tres, dependiendo de cómo se cuenten, mayores compañías químicas del mundo (BASF y DuPont son las otras dos). Los Laboratorios Miles fueron comprados por el gigante farmacéutico y químico alemán Bayer en 1979 y ya no es una compañía independiente.¹¹⁸ Todos los preparados de bromuro^{xlvi} para tranquilizantes fueron retirados en Estados Unidos en 1975 debido a problemas de salud a largo plazo relacionados con el consumo excesivo de iones bromuro, y ahora se dispone de remedios más eficaces.

¹¹⁷ A. Christie, *Agatha Christie: An Autobiography*. (William Collins Sons & Co Ltd, Glasgow, 1977.) [Hay traducción en castellano: *Autobiografía*, Molino, Barcelona, 2004.]

¹¹⁸ E. Verg, G. Plumpe, H. Schultheis, *Meilsteine, 125 Jahre Bayer 1863-1988*. (Informedia Verlags-GmbH, Colonia, 1988.)

Capítulo 15

Guerra y vanidad

En este capítulo encontramos el primer proceso biotecnológico diseñado deliberadamente y no dedicado a la conservación de alimentos, refutamos un persistente mito de creación y aprendemos a tener cuidado de los explosivos.

En mi infancia, las visitas a Gotemburgo incluían siempre un largo (eso parecía entonces) viaje en tranvía con mi madre, desde el centro de la ciudad a los distritos del noreste, pasado el viejo edificio de ladrillo rojo de la fábrica de cojinetes de SKF hasta el enorme cementerio Kviberg para poner flores en la tumba de mi abuela. Nunca me aventuré en excursiones mayores entre las tumbas decoradas con flores en estas extensiones de césped bien cuidadas, pero si lo hubiera hecho quizá habría descubierto una parte diferente y más uniforme del cementerio que los parientes rara vez visitaban: las tumbas de guerra.

Las tumbas de guerra constituyen un descubrimiento algo inesperado en los suburbios de un país que fue neutral en ambas guerras mundiales, pero ahí están. Entre las más abundantes tumbas alemanas, norteamericanas y británicas, encontramos, en el sector de la Commonwealth, la de Arthur Cownden quien, a los diecisiete años, era probablemente el más joven de entre los allí

enterrados.¹¹⁹ Era telegrafista en un destructor de la Royal Navy, y la mañana del 1 de junio de 1916 su cuerpo quedó reducido a cenizas cerca del pequeño pueblo pesquero de Fiskebäckskil, en la costa occidental sueca. Su barco, el HMS Shark, fue una de las muchas pérdidas británicas durante la batalla de Jutlandia del día anterior, la única confrontación entre las fuerzas principales de la Royal Navy y la Hochseeflotte durante la primera guerra mundial.

Según todos los informes fue una batalla terrible, con miles de vidas perdidas por ambos bandos, y una de las mayores batallas navales de la historia. La batalla de Jutlandia sigue siendo objeto de controversia por dos razones: la dura discusión entre los dos comandantes británicos, David Beatty y su superior John Jellicoe, y el supuesto papel de la pólvora sin humo cordita en el hundimiento de varios de sus propios barcos.

No tenemos nada que ver con la táctica naval, pero la cuestión de la cordita está relacionada con uno de los menos conocidos problemas de suministros de la primera guerra mundial, el de la acetona. Quizá usted esté familiarizado con esta sustancia como quitaesmalte de uñas, pero quizá conozca también el desastroso efecto que tiene sobre la superficie brillante de los automóviles.

Esto sugiere una sustancia que es muy buen disolvente, y como tal se utiliza mucho en la industria de la pintura y la industria farmacéutica. Estas son aplicaciones posteriores, por supuesto, y

¹¹⁹ Database of the Imperial War Graves Commission (2013). <http://www.cwgc.org/>, consultado el 12 de junio de 2013.

tanto la pintura de automóvil como la limpieza de uñas solo se desarrollaron después de la segunda guerra mundial.



FIGURA 31. Tumba de Arthur Cownden en Gotemburgo. Foto del autor.

Aunque es altamente inflamable (los frascos de quitaesmalte de uñas deberían llevar una etiqueta de advertencia), esta pequeña molécula orgánica, la más simple de todas las cetonas con fórmula CH_3COCH_3 , no es en sí misma un explosivo. Usted no corre riesgo de volar el tocador si la guarda con sus demás productos químicos

de vanidad e higiene (y todos son sustancias químicas, incluso si en el frasco dice «orgánico»).

¿Cómo sabemos que no es explosiva? Bien, como uno de los artículos de primera necesidad de la industria química durante más de cien años, lo sabemos por experiencia, pero hay también reglas sencillas que permiten a un químico tener ideas sobre las propiedades con solo mirar la fórmula de una molécula.

En el caso de los explosivos hay tres cosas que considerar, suponiendo que estamos tratando con simples compuestos que solo contienen nitrógeno, oxígeno, carbono e hidrógeno. En primer lugar comprobaríamos la forma de la molécula: ¿se parece a un amortiguador de un automóvil comprimido al máximo, listo para liberar su energía almacenada en un violento rebote? (Por inocuos que puedan parecer, los aparatos mecánicos como este matan a personas.)

A continuación, simplemente comprobaríamos el porcentaje de átomos de nitrógeno en la molécula: cuanto mayor sea el número, mayor es el riesgo de una explosión. ¿Por qué? Porque todos los nitrógenos tienen una urgencia irresistible (el químico diría una fuerza impulsora termodinámica) a combinarse con otros nitrógenos para formar N_2 , gas dinitrógeno, el mayor componente del aire. Como quizá usted sepa, el dinitrógeno no reaccionará con nada en condiciones normales; es como una piedra que ha rodado cuesta abajo hasta el fondo de un valle profundo. Encontrar una molécula con una alta cuenta de nitrógeno es como encontrar una roca

grande a buena altura en una pendiente, a la que solo unos pequeños guijarros le impiden caer y provocar desastres a su paso.

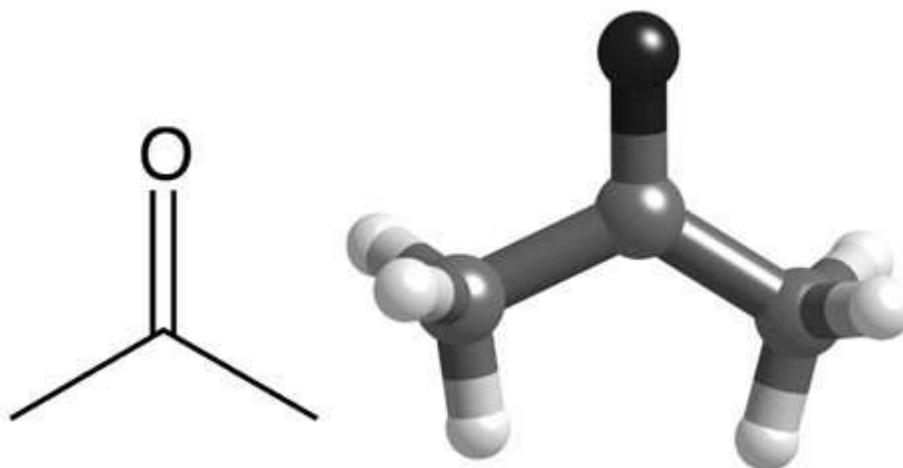


FIGURA 32. Dos representaciones de la molécula de acetona, la más simple de todas las cetonas con fórmula CH_3COCH_3 .

Finalmente está el oxígeno, pero de lo que debemos cuidarnos ahora no es tanto del número de átomos (el azúcar contiene un oxígeno por carbono pero no es un explosivo) como de sus vecinos en la molécula. ¿Está un oxígeno ligado a otro oxígeno? Entonces ¡cuidado!, porque estamos tratando con un peróxido, el más simple de los cuales es el peróxido de hidrógeno, una molécula que se puede comprar diluida en agua pero que en cualquier caso lleva una advertencia. ¿Es el vecino más cercano al oxígeno un átomo de nitrógeno? Peor aún, ¿hay dos oxígenos ligados al mismo nitrógeno? Entonces puede ser el momento de tomar precauciones, porque se está tratando con un compuesto nitroso, los más famosos de los cuales son la nitroglicerina y el TNT, 2,4,6-trinitrotolueno.

Ahora bien, si la acetona no es un explosivo, ¿qué valor tenía para la Navy? Como solvente, por supuesto: quizá ya lo haya conjeturado. La cordita antes mencionada no era un alto explosivo utilizado para causar muerte y destrucción una vez que el proyectil hubiera atravesado el blindaje del enemigo, sino que era el propelente que hacía que volaran las granadas (o las balas). Como tal, más que como una piedra rodando cuesta abajo a velocidad cada vez mayor, debería comportarse como una bola que sigue un camino descendente y serpenteante en la montaña a un ritmo controlado.

El caso es que tal propelente podía hacerse a partir de una mezcla adecuada de nitroglicerina y nitrocelulosa (algodón pólvora; nótese el prefijo nitro-), con una pequeña cantidad de vaselina como estabilizador. Se necesitará que estos componentes individuales estén bien mezclados; bolsas locales de nitroglicerina pura pueden hacer estallar el conjunto. ¿Cómo lograrlo? La nitroglicerina es un líquido, la vaselina es una sustancia gelatinosa y las fibras de algodón son sólidas. Podríamos imaginar que se introducen en una batidora que se hace girar a gran velocidad. Normalmente esto produciría una mezcla bastante buena, si no fuera por la naturaleza sensible a los golpes de la nitroglicerina. Mejor entonces encontrar un buen disolvente para todos los componentes, y aquí es donde entra la acetona. Con este disolvente podía obtenerse una mezcla relativamente homogénea, y la pasta resultante formaba cuerdas

finas (de ahí el nombre) que dejaban evaporar el exceso de acetona.^{120, 121}

Entonces, ¿de dónde proceden todos estos ingredientes? No podemos cultivar plantas que produzcan celulosa nitrada, y no hay ríos de acetona y nitroglicerina. Pero podemos cultivar algodón y otras plantas para obtener la celulosa, la glicerina es un producto secundario de la fabricación de jabón (que en última instancia tiene su origen en grasas vegetales o animales), y el nitrato se traía en barco de Chile (el salitre chileno). La acetona era el problema. Se sacaba de la madera, pero se necesitaban hasta cien kilogramos para obtener un kilogramo de acetona. Esto es lo que un ingeniero químico llamaría un rendimiento de un 1 %, y luego se sentaría y empezaría a llorar. Era un rendimiento ridículo, incluso en aquellos días anteriores a la química verde, la economía del átomo y la sostenibilidad, y no había manera de que este proceso pudiera satisfacer las demandas de la Fábrica de Cordita de la Royal Navy en Holton Heath, Dorset. Sumado a lo cual, la propia Royal Navy ya había estado ocupada talando los bosques ingleses durante los últimos cuatrocientos años para hacer barcos, y lo que quedaba había alimentado la revolución industrial, de modo que el problema era muy serio.

Lo que sigue es una historia adornada con anécdotas inverificables y evidencias contradictorias narrada por algunos de los individuos

¹²⁰ M. Arthur, Dictionary of Explosives. (P. Blakinston's Son & Co, Filadelfia, 1920.)

¹²¹ J. Williams, From Corn to Cordite. (John Williams, 2010). <http://cornocordite.weebly.com/>, consultado el 12 de junio de 2013.

clave en sus autobiografías, en especial David Lloyd George, en esa época ministro de Municiones.¹²² ¿Hubo ocasión de mencionar la «acetona» durante un almuerzo entre Lloyd George y C. P. Scott, editor del Manchester Guardian, si ninguno de los caballeros sabía realmente de qué estaban hablando? ¿Y cuál era el papel de la destilería Gin de Nicholson en las afueras de Londres?¹²³ En cualquier caso, la consecuencia fue uno de los primeros éxitos de la biotecnología, antes de que esta palabra fuera siquiera inventada.

La clave está en que la acetona es una molécula orgánica verdaderamente «orgánica», que aparece en el metabolismo básico de casi todo organismo. Nosotros producimos acetona cuando quemamos la grasa almacenada para obtener energía extra. Si funcionamos normalmente, el proceso no se detiene allí, y con el tiempo, después de pasar por varios enzimas en nuestro cuerpo, los productos finales son dióxido de carbono y agua. El olor, sin embargo, es algo dulce y muy característico, de modo que un médico hábil puede detectar trastornos metabólicos por elevado contenido de acetona en el aliento de un paciente.

Si Chaim Weizmann, profesor de química en la Universidad de Manchester, utilizó su nariz para detectar la acetona producida por las diferentes cepas de bacterias que durante muchos años había tratado de convencer para hacer butanol a partir de almidón, eso es algo que no sabemos. En cualquier caso, él no fue el primero en

¹²² D. Lloyd George, *War Memoirs of David Lloyd George*. (Ivor Nicholson & Watson, Londres, 1933.)

¹²³ R. Bud, *The Uses of Life: A History of Biotechnology*. (Cambridge University Press, Cambridge, 1994.)

descubrir la acetona en tal cultivo bacteriano. Lo que hizo fue encontrar la mejor bacteria para la tarea, *Clostridium acetobutylicum*, que podía convertir rápidamente cien kilogramos de melaza en doce kilogramos de acetona.¹²⁴ Esto es aún solo un resultado moderado, y nadie sabía qué hacer con las grandes cantidades de butanol producidas simultáneamente (se producían dos de estas moléculas por cada molécula de acetona). En conjunto fue un éxito, no obstante, e hizo felices a Lloyd George y al primer lord del Almirantazgo, Winston Churchill. Tan felices de hecho que Weizmann pronto se convirtió en el director científico de los Laboratorios del Almirantazgo Británico.¹²⁵

Se ha dicho, quizá de la forma más elegante en la obra *Arthur y la acetona* de George Bernard Shaw,¹²⁶ que la declaración Balfour de 1917, y en consecuencia (aunque esto no se afirma explícitamente en el documento) la fundación del estado de Israel, fue un regalo a Weizmann en reconocimiento de su esfuerzo crítico en tiempo de guerra. Arthur Balfour era el secretario de Exteriores del Reino Unido durante el final de la guerra, y Lloyd George también cuenta una historia a este efecto en sus *Memorias de guerra de 1933*,^[122 más atrás] aunque el propio Weizmann niega este giro de los acontecimientos en su autobiografía de 1949 *Trial and Error*.¹²⁷ Más

¹²⁴ T. Keshav, *Biotechnology*. (John Wiley & Sons [Asia] Pte Ltd, Singapur, 1990.)

¹²⁵ G. B. Kauffman, I. Mayo, «Chaim Weizmann (1874-1952): Chemist, Biotechnologist, and Statesman, the Fateful Interweaving of Political Conviction and Scientific Talent», *Journal of the Chemical Education* 71, 209 (1994).

¹²⁶ G. B. Shaw, *Arthur and the Acetone: Complete Plays vol. III*. (Dodd, Mead & Company, Nueva York, 1962.)

¹²⁷ C. Weizmann, *Trial and Error*. (Harper, New York, 1949.)

aún, parece claro que Weizmann había conocido a Balfour muchos años antes de la guerra, cuando se acababa de trasladar desde Suiza para asumir su posición en la Universidad de Manchester y Balfour fue su miembro local del Parlamento. Él era ya un vivo defensor del movimiento sionista, y continuó trabajando para esta causa toda su vida, coronando sus logros al convertirse en el primer presidente de Israel en 1948.

Hoy día, la producción a gran escala de la acetona se consigue sobre todo haciendo reaccionar dos productos de la industria del petróleo, propeno y benceno, junto con el oxígeno del aire. En la época de la primera guerra mundial esta enorme industria, basada en el petróleo y en el gas natural, estaba en su infancia, y es materia de reflexión el hecho de que la industria de la biotecnología, que tan prometedora consideramos hoy, cosechó su primer triunfo hace casi cien años.



FIGURA 33. El profesor Chaim Weizmann (en primer plano), químico, pionero de la biotecnología y político sionista con amigos en altos puestos. Cortesía y copyright del Instituto Weizmann.

(Bueno, si no consideramos la producción de conservantes tales como etanol y varios ácidos por fermentación tradicional, la iniciación propiamente dicha de esta tecnología, y la historia del capítulo 16.)

Con el tiempo agotaremos el petróleo, de modo que quizá no tengamos más remedio que desempolvar los viejos métodos de Weizmann, más aún dado que la enorme cantidad de butanol también producida es ahora un producto importante y valioso para la industria química.

El desgraciado barco de Arthur Cownden, el HSM Shark, estaba bajo el mando supremo del contralmirante David Beatty, quien vio cómo se hundían dos de sus cruceros de combate a los veinte minutos durante las primeras fases de la batalla. Comentó amargamente: «Parece que hoy ha fallado algo en nuestros barcos ensangrentados». Algunos han afirmado que la cordita era el corazón del problema, pues los montones de cordita estaban provocando explosiones dañinas tras los impactos de proyectiles alemanes que, en otras circunstancias, los barcos deberían haber sido capaces de soportar. Pese a que los arqueólogos marinos han examinado recientemente el naufragio de uno de los barcos de

Beatty, el HMS Queen Mary,¹²⁸ será difícil alcanzar alguna vez una conclusión definitiva sobre esta cuestión.

Parece que las reglas estrictas para el manejo de las bolsas de seda que contenían la cordita fueron ignoradas en algunos barcos, o que estas reglas estaban impidiendo la requerida velocidad de disparo de los cañones. Respecto al papel de la acetona, sabemos que el HMS Queen Mary llevaba en sus depósitos de municiones tanto la vieja cordita Mk. I., como la versión mejorada cordita M. D. con un contenido en nitroglicerina mucho menor.¹²⁹ No está claro si esto era debido a que la Mk. I. se consideraba bastante segura, o a que la escasez de acetona hacía demasiado caro reemplazarla por la variedad M. D. En cualquier caso, parece que el problema principal con la Mk. I. no eran los riesgos de explosión sino la erosión de los cañones.

El HMS Shark no tuvo problemas directos de cordita, pero se hundió mientras «combatía hasta el final» como dice la Encyclopaedia Britannica en la edición de 1960. Su capitán, Loftus Jones, fue recompensado con una Cruz Victoria póstuma. Seis supervivientes fueron recogidos por un barco danés que atracó en Hull, pero nunca se menciona al (casi con certeza) miembro más joven de su tripulación.¹³⁰ Este 31 de mayo tomé de nuevo el tranvía hasta el cementerio Kviberg y puse flores en la tumba de mi abuela y en la del pobre Arthur Cownden.

¹²⁸ L. Burr, *British Battlecruisers 1914-1918*. (Osprey Publishing, Oxford, 2006.)

¹²⁹ D. K. Brown, *The Grand Fleet: Warship Design and Development, 1906-1922*. (Naval Institute Press, 2010, reimpresión del original publicado por Chatham, Londres, 1999.)

¹³⁰ Loftus Jones VC: A Biography. (Royal Naval Museum Library, Portsmouth, 2005.)

Para concluir, me gustaría retomar un hilo de un capítulo anterior y preguntar: ¿qué produce la fuerza dañina de una explosión? La respuesta está una vez más en la ley de los gases que encontramos en el capítulo 3, y en la reacción de descomposición de, por ejemplo, la nitroglicerina. Los químicos lo escribirían así, donde «(l)» significa forma líquida y «(g)» significa un gas:



Cuatro moléculas de nitroglicerina líquida darán 29 pequeñas moléculas de diferentes gases. Podemos calcular el volumen de estas moléculas en la fase gaseosa utilizando la ley de los gases en la forma:

$$v = \frac{nRT}{P}$$

El agua también estará en forma gaseosa, porque al mismo tiempo se genera una gran cantidad de calor; es decir, es una reacción exotérmica. (Con algunos datos adicionales incluso podríamos calcular exactamente cuánto calor se genera utilizando la fórmula de reacción anterior.) Si tomamos una cucharilla de té (5 ml) de nitroglicerina líquida podemos calcular cuántas moléculas de gas se generarán (n), y conocemos la presión (P) y la temperatura (T).^{xlvii} El caso es que estos 5 ml generarán, en una fracción de segundo, más de ocho litros de gas caliente, una tremenda expansión en volumen

que literalmente reduciría a piezas cualquier cosa que hubiera en su camino.

La cuestión del quitaesmalte de uñas para el esfuerzo de guerra en la primera guerra mundial llegó a los círculos más altos, como hemos visto. Antes de la guerra, la mayoría de la acetona se importaba en el Reino Unido de la muy eficiente industria química alemana, un hecho de importancia estratégica que fue aparentemente pasado por alto. Esto es extraño, pues las materias primas para la producción de explosivos habían estado en el orden del día durante muchos cientos de años. El próximo capítulo le llevará desde el salón de belleza, con sus característicos aromas y olores, a otro lugar en que su sensor olfatorio (en otras palabras, su nariz) podría reconocer fácilmente: el establo.

Este capítulo está dedicado a la memoria de mi tío abuelo, el marinero Bertil Johansson enrolado en el HMS Astrea, que murió en acto de servicio en la Royal Swedish Navy en 1917, a los dieciocho años.

Capítulo 16

Cuando la seguridad del estado [...] era un asunto hediondo

Este capítulo nos lleva a la más oscura de The Small Lands, la región boscosa que una vez fue la frontera natural entre la relativamente civilizada Dinamarca en la Europa continental y el reino de Suecia. Aquí aprenderemos lo que se estaba cocinando en el granero.

Es primavera de 1708, y Suecia lleva ocho años en guerra. Carlos XII acampa con el ejército en Lituania, todavía a un año de la fatal batalla de Poltava en Ucrania, y es una época de ocupación para los trabajadores estacionales Per Larsson Gässaboda y Esbjörn Persson Bölsö. En la provincia sureña de Småland (The Small Lands), la antigua región fronteriza con Dinamarca ahora justo al norte de la nueva provincia sueca de la recientemente ocupada Skåne, las vacas están fuera de los establos en los que han pasado el frío invierno, y es el momento para que Per y Esbjörn tomen sus palas, carguen su carromato y se dediquen a su misión en nombre del rey con los granjeros de la región.

Son parte del ejército, hombres reclutados, aunque no para el combate porque son petermen, o «sjudare» (los que hierven a fuego lento) como eran llamados en Suecia. A los granjeros no les gustan sus visitas pues estos hombres pueden disponer de sus carros y sus caballos a voluntad, tomar la leña (y necesitan cantidades enormes) y provocar desastres en graneros, establos y casas en su búsqueda

de suelos ricos en estiércol y orines que forman la valiosa materia prima para su comercio.

Estos hombres hacen nitrato —o para ser más concreto, nitrato potásico (KNO_3), también conocido como salitre— para entregar a las fábricas de pólvora del rey. Hace más de cien años un contemporáneo de Enrique VIII, el igualmente perspicaz e implacable rey Gustavo Wasa, había advertido la precaria situación de Suecia en lo relativo a la pólvora, y con un simple golpe de su pluma dictó que el suelo bajo graneros, establos y cobertizos de vacas pertenecía al rey. En una ley adicional, que quizá reflejaba más su miedo a ser engañado por granjeros innovadores que su bien conocida atención al detalle, él también prohibió que cualquier edificio que albergara ganado fuera pavimentado con suelo de piedra. En un país en el que los edificios de piedra eran prácticamente desconocidos, excepto para albergar a los muy ricos, esto apenas era posible, pero al rey no le gustaba arriesgar el dinero y el salitre era una mercancía valiosa que de lo contrario tendría que ser importada.^{131, 132}

Este particular día de primavera Per y Esbjörn estaban ocupados en el establo del posadero Jöns Jönson en Älmhult, una aldea que más tarde sería la cuna de IKEA. Normalmente el suelo se excavaba hasta una profundidad de unos treinta centímetros, y la tierra excavada se introducía durante algún tiempo en grandes recipientes

¹³¹ O. Langlet, «Salpetersjuderiet och salpetersjudarna», Från Borås och de Sju häraderna 29 (1975).

¹³² S. Arrhenius, Kemien och det moderna livet. (H. Gebers, Estocolmo, 1919.)

con agua para disolver el nitrato potásico. Cuando los residuos se habían depositado, una solución de agua clara podía transferirse a grandes calderas de cobre, cada una de las cuales contenía unos ochocientos litros. Luego Per y Esbjörn requisaban la leña, y las calderas se calentaban hasta hervir y se dejaban a fuego lento durante una semana, «o hasta que un huevo flotara en la superficie». Después se añadían cenizas a la solución caliente, lo que producía lo que los químicos llamarían un precipitado. En palabras más profanas, aparecerían desechos sólidos en las calderas y caían al fondo. Una de mis fuentes me dice que los operarios deberían haber esperado hasta que la temperatura alcanzara los 25 °C. Sin embargo, cualquier tipo de medidor de temperatura, por no mencionar un termómetro, estaba fuera del alcance de los petermen. Ellos tendrían que fiarse de su propio buen juicio sobre los parámetros del proceso, tales como temperatura y viscosidad, antes de que los sólidos pudieran ser separados de la disolución. A medida que la temperatura descendiera, aparecerían cristales de nitrato potásico.

Los cristales incoloros producto del trabajo de Per y Esbjörn dependían de dos procesos de los que poco se conocía entonces. Uno era probablemente el primer proceso biotecnológico en ser utilizado con fines distintos de conservar alimentos. Las denominadas bacterias nitrificantes en el suelo se alimentarían de los productos de la degradación de proteínas en el estiércol y en la orina, tales como la urea (H_2NCONH_2) procedente del enlace

peptídico contenedor de nitrógeno que liga nuestros aminoácidos en las proteínas.

Esto recuerda lo que sucede en las últimas etapas de la fabricación de queso y explica el manifiesto olor a amoníaco (NH_3) y a veces a corral de un Brie o Camembert bien curado. Pasar del NH_3 a NO_3^- es químicamente más complicado, pues implica un completo cambio de vestimenta para el átomo de nitrógeno, que pasa de tener tres electrones extra (que el químico llamaría «estado de oxidación $-III$ ») y estar rodeado por tres átomos de hidrógeno a convertirse en un ión nitrato (NO_3^-) al que le faltan cinco electrones (estado de oxidación $+V$).

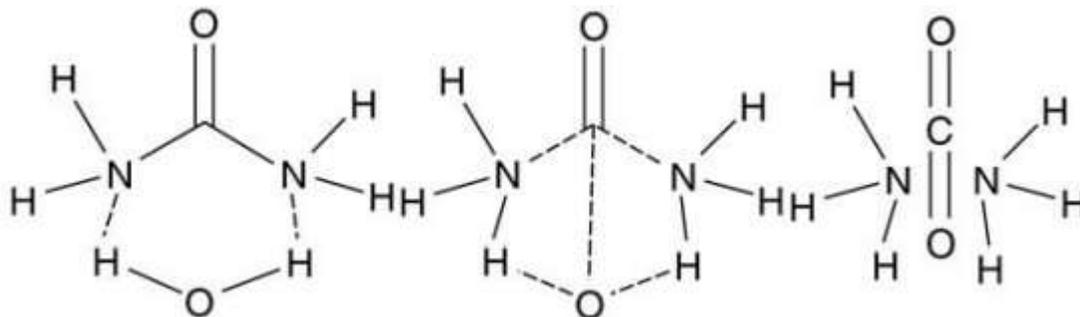
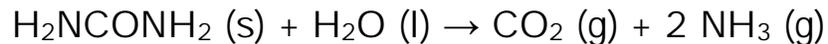


FIGURA 34. Un mecanismo de reacción simplificado para la formación de amoníaco y dióxido de carbono a partir de urea y agua. Las líneas de puntos representan formación de nuevos enlaces o ruptura de enlaces antiguos.

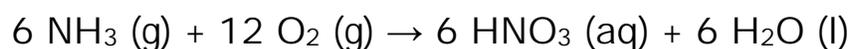
Abajo vemos la simple reacción cuando la urea, el principal e inodoro componente nitrogenado de la orina, se convierte en amoníaco y dióxido de carbono:



donde (l), (g) y (s) significan líquido, gas y sólido, respectivamente.

Es fácil imaginar que cada uno de los átomos de nitrógeno atrapa un hidrógeno del agua y el átomo de carbono se lleva el ahora solitario átomo de oxígeno del H₂O. Por un momento los átomos se sujetan mutuamente como bailarines que forman un anillo intrincado, y luego se separan de golpe, formando las nuevas constelaciones. Esto es lo que llamamos un «mecanismo de reacción».

Ahora interviene la biotecnología. Cuando el estiércol o la orina se acumulan en la tierra bajo las vacas y los caballos, minúsculas bacterias nitrificantes (no confundir con bacterias fijadoras de nitrógeno) pasan a actuar sobre las moléculas de amoníaco. De hecho, tales bacterias viven de ellas, pues su principal fuente de energía es la siguiente reacción, donde (aq) significa «disuelto en agua»:



Esto parece mucho más complicado, y en realidad es todavía peor, pues es una cruda aproximación a un proceso que contiene muchas reacciones individuales diferentes.

Para mayor confusión, un químico podría dar a entender dos cosas con una fórmula de reacción química. Cuando la urea se junta con agua, la fórmula de la reacción describe la colisión real de reactantes para dar uno o dos productos, en este caso amoníaco y dióxido de carbono. Normalmente tales reacciones solo contienen dos moléculas, pues la probabilidad de que tres moléculas se junten al mismo tiempo es muy pequeña. A modo de analogía, encontrar a un amigo en la ciudad un sábado por la mañana puede ser normal, pero que tres amigos coincidan en el mismo punto requiere generalmente cierta organización, por no mencionar a los dieciocho necesarios en la reacción anterior.

En la reacción de nitrificación, por el contrario, vemos un sistema completo: lo que entra en la bacteria o conjunto de diferentes tipos de bacterias en el suelo, y lo que sale. Esto es parecido a niños que entran en el sistema educativo por un extremo y salen como ingenieros químicos por el otro. Sabemos que en medio hay muchos pasos importantes, pero en una visión muy simplista así es como funciona. Igual que en el sistema educativo, donde hay (quizá por fortuna) otras salidas que convertirse en ingeniero químico, esta fórmula no describe lo que sucede a todos los átomos de nitrógeno. Sin embargo, si tratamos de crear condiciones ideales para las bacterias, como se hacía en el siglo XVIII cuando se construyeron especiales graneros de salitre, podemos hacer que una buena parte de los átomos de nitrógeno sigan el camino deseado.

Estas reacciones no solo nos parecen complicadas a nosotros sino que en efecto son tan complejas que solo unos pocos organismos selectos pueden manejarlas, y para hacerlo han desarrollado una maquinaria molecular muy peculiar. Los enzimas son proteínas que catalizan reacciones químicas en los sistemas vivos, y muy a menudo llevan un ión metálico en un lugar estratégico. Se pueden reconocer algunos de estos en las estanterías de suplementos de una farmacia —hierro (Fe), zinc (Zn), cobalto (Co), manganeso (Mn)—, pero una bacteria nitrificante que no se siente con ganas de trabajar por la mañana no encontrará cura aquí, porque el farmacéutico no guarda normalmente nada de molibdeno (Mo).

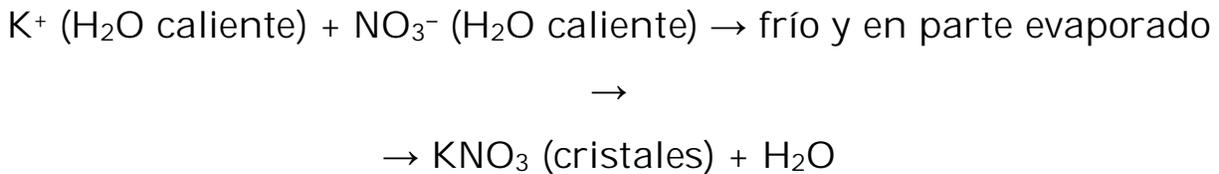
Los enzimas utilizados por las bacterias nitrificantes también contienen hierro y cobre, pero el uso del molibdeno destaca como una singularidad. Es un metal de transición, como lo son el hierro, el cromo y el cobalto, pero procede de la segunda fila de metales de transición, no de la primera, y así es considerablemente «más pesado» que los otros iones metálicos utilizados por varios organismos vivos.

Pero incluso si las bacterias han hecho un buen trabajo, nitrato y agua no son las únicas cosas en las calderas pestilentes de los petermen: se necesita purificación. Por eso añaden las cenizas, compuestas básicamente de carbonato potásico (K_2CO_3), también conocido como potasa, cuando su guiso se está enfriando. Ahora pasamos de la biotecnología a la química muy simple de las sales comunes, sustancias cristalinas que contienen cationes positivos

tales como sodio +1, y aniones negativos tales como cloro, que juntos dan lo que normalmente llamamos sal, NaCl(s) .

Cuando usted pone cloruro sódico en agua notará que desaparece con bastante rapidez: se disuelve. Esto es lo que sucede normalmente con las sales cloruro, pues son solubles, pero las sales de nitratos son aun más solubles (por eso es por lo que no hay montañas de nitrato sódico, como vimos en el capítulo 14). El material blanco que queda tras hacer una barbacoa o una hoguera, las cenizas, está compuesto de las partes de la materia orgánica que no pueden arder o formar gases. Son sobre todo los iones metálicos, predominantemente el potasio (K^+) pero también sodio, y los iones carbonato (CO_3^{2-}) que necesitan para formar una sal neutra.

Añadir K_2CO_3 a las calderas producirá alguna materia blanca que se recoge en el fondo. Esta es carbonato de calcio y de magnesio, CaCO_3 y MgCO_3 , la misma materia blanquecina que uno encuentra que se forma en su calefactor en regiones con aguas duras. El cloruro sódico es también menos soluble que el KNO_3 y «precipitará» como dicen los químicos, y estos dos sólidos se eliminaban y desaparecían. A medida que las calderas se enfriaran lentamente, se formarían cristales de KNO_3 , probablemente primero en la superficie y en los lados del recipiente, y finalmente, tras un proceso de una semana de duración, Per y Esbjörn podrían recoger sus cristales de nitrato potásico y llevar su producto a la factoría de pólvora del rey para procesamiento adicional.^[131 más atrás]



Y luego pasarían al siguiente granjero infortunado. Solo que en este día concreto ocurrieron complicaciones, pues enterrados a sesenta centímetros bajo el establo de Master Jöns descubrieron una calavera humana. El sheriff, Ingevald Knutsson Peppanäs, fue convocado con sus asociados y se abrió una investigación, con un completo interrogatorio a los habitantes locales. El juicio extraordinario que se celebró el 23 de julio de 1708 concluyó que la calavera llevaba allí mucho tiempo y que era imposible seguir con la investigación, pues ninguno de los aldeanos admitía saber nada del caso.^{133, 134}

Los granjeros no apreciaban a los petermen, especialmente porque a veces no eran de la zona y venían desde grandes distancias para hacer su trabajo. ¿Podría esto haber sido el final macabro de un miembro especialmente brutal e implacable de este cuerpo, que cavó involuntariamente su propia tumba y luego fue asesinado por un granjero frustrado? Habría que dejar constancia de que los petermen no eran mejor apreciados en Inglaterra; por ejemplo, sus abusos se discutieron en el Parlamento en 1606.¹³⁵

¹³³ Tidsriften KGF-nytt, Kronobergs Genealogiska Förening (2006).

¹³⁴ «Upphittad dödskalles», Agunnaryds Allehanda, 2010.

¹³⁵ D. Cressy, Saltpetrer: The Mother of Gunpowder. (Oxford University Press, Oxford, 2013.)

Una posibilidad aún más excitante es que esto tenga que ver con una disputa entre los perpetradores de uno de los casos más famosos en la historia criminal de Suecia: el doble robo en 1676 de un transporte del Tesoro del ejército sueco, conocido como el «golpe Loshult».^{136, 137} Fueron robados un total de unos seis millones de libras al cambio actual,^{xlviii} primero por granjeros en Loshult en Skåne, al otro lado de la vieja frontera con Dinamarca, a cuatro millas al sur de Älmhult. Luego, cuando los guardias y los carromatos se retiraron de nuevo al norte, a Småland y se detuvieron en Älmhult, precisamente en el exterior de la posada, los habitantes suecos supuestamente leales despojaron al transporte de lo que quedaba. Presumiblemente este sigue siendo el mayor robo ocurrido en Suecia; solo se recuperó una pequeña parte del botín y solo fueron castigados unos pocos de los culpables.

Los petermen continuaron su trabajo hasta bien entrado el siglo XIX. En 1805 el rey de Suecia cedió sus derechos sobre el suelo de graneros y establos, y se liberalizó el comercio del nitrato potásico. En 1830 se abolieron los impuestos del gobierno en forma de un suministro de KNO_3 por parte de los granjeros, y en 1895 se desmantelaron los restos de la agencia especial del ejército, la Salpeterstaten, pues la mayor parte del KNO_3 procedía ahora de importaciones baratas.

¹³⁶ B. Nilsson, «Loshultskuppen», en Terra Scaniae, página educativa del Skåne Regional Council (Skåne Regional Council), <http://www.ts.skane.se/>, consultado el 11 de diciembre de 2012.

¹³⁷ A. Åberg, Snapphanama. (LTs förlag, Estocolmo, 1952.)

Sin embargo, tan solo algunos años después, la primera guerra mundial y el uso de fertilizantes inorgánicos basados en KNO_3 llevaron a otra oleada en demanda de nitrato. Esta vez el nitrato no se produjo a partir de excrementos hediondos, sino por combinación del nitrógeno (N_2) incoloro e inodoro del aire y el hidrógeno (H_2) obtenido del gas natural o de carbón y agua) para dar amoníaco, seguido de oxidación de amoníaco a nitrato, mediante los denominados «procesos Haber y Ostwald».

Se han escrito libros y obras de teatro sobre Fritz Haber, y habitualmente queda como el villano de la ciencia del siglo XX, pero los petermen, ya sean villanos o virtuosos, han sido largamente olvidados. Este es un tributo a ellos y su apestoso comercio.

Epílogo

Las palabras griegas sal y petre son el origen de la palabras salpeter en sueco y salpêtre en francés. En inglés se ha añadido una «t» para dar saltpetre, y los hombres dedicados a esto solían ser llamados «salt peter men». Quizá sea una extraña coincidencia que los que trabajan en otro «negocio» también asociado con explosivos, los artificieros, sean también llamados a veces petermen.

Aparte de que el KNO_3 fuera producido a gran escala en las granjas de la Europa del norte, otra sustancia química aquí mencionada también era una especie de «cultivo comercial» para granjeros, especialmente en la Suecia rica en madera: era el K_2CO_3 , o potasa. Sus muchos usos quedan fuera del alcance de esta nota, pero se

podría mencionar que además de en la pólvora era un ingrediente importante en una mezcla menos letal, la del jabón.

Capítulo 17

Los botones reventones de Napoleón: [...] una extraña historia

En el capítulo 17 encontramos un metal líquido que se hace sólido y un metal sólido que se hace polvo, y en el proceso aprendemos más sobre alótropos, estructuras cristalinas y materiales.

De camino a Vilna, capital de Lituania, el último noviembre me di cuenta de que no había puesto en la maleta ropa de invierno. El caso es que yo no fui el primero en cometer este error. Ninguno del más o menos medio millón de alemanes, franceses, suizos, polacos, italianos o de otras nacionalidades que pasaron por la ciudad o sus proximidades en junio de 1812 había llevado ropas de invierno, algo que muchos de ellos iban a lamentar más tarde.

Aunque en esa época no lo sabían, estaban en camino a Moscú. Lo que tampoco sabían era que iban a hacer lo que presumiblemente era el peor viaje de ida y vuelta hecho nunca: de Vilna a Moscú y regreso (en esa época la ciudad era conocida por su nombre polaco y recientemente había sido adquirida por los rusos en el proceso de aniquilación del estado Polaco). Era junio y estaban de buen humor, pues el zar ruso había huido recientemente de Vilna seguido por sus generales en continua disputa, y estaban bajo el mando del quizá

más competente líder militar desde Alejandro Magno: Napoleón Bonaparte.¹³⁸

La falta de ropa de abrigo no iba a molestarme. Por la mañana la nieve se había fundido, y afortunadamente yo no hacía el camino a Moscú a pie. Estaba en Vilna para buscar algunos botones, preferiblemente hechos de estaño.

La historia de los botones de Napoleón y su supuesto papel fatídico en la desastrosa campaña de 1812 es bien conocida entre científicos y profesores de ciencias. Esto se debe en parte al popular libro del mismo nombre de los químicos Penny LeCouteur y Jay Burreson,¹³⁹ y yo quería averiguar si podía haber algo de verdad en ella o si era tan solo otra de las leyendas y rumores que se han creado en torno a esa guerra.

La historia, en resumen, es esta: el estaño metálico es un material denso (muchos átomos por centímetro cúbico) y se suponía que era el material utilizado para muchos de los botones de lo que se conocía como la Grande Armée. Por desgracia, el estaño metálico tiene una molesta variante Mr. Hyde, conocida como «estaño gris». Esta forma no es tan densa como el estaño metálico (o blanco), y si parte de un botón hecho de estaño metálico se transformara de repente en estaño gris, los átomos necesitarían mucho más espacio y el botón reventaría.

¹³⁸ A. Zamoyski, 1812: Napoleon's Fatal March on Moscow. (Harper Perennial, Nueva York, 2004.) [Hay traducción en castellano: 1812: La trágica marcha de Napoleón sobre Moscú, Debate, Barcelona, 2005.]

¹³⁹ P. LeCouteur, J. Burreson, Napoleon's Buttons. (Jeremy P. Tarcher, Nueva York, 2004.)

Este fenómeno se conoce como peste del estaño, o mal del estaño. Se dice que esto es lo que sucedió con los botones de estaño utilizados por el ejército de Napoleón durante la retirada de Moscú en noviembre y diciembre de 1812, y que por ello los soldados no pudieron combatir de la forma adecuada, o murieron por una exposición intensa cuando sus ropas se desintegraron en el invierno ruso extremadamente frío.

Así como el diamante y el grafito son alótropos del carbono (véase el capítulo 9), el estaño blanco y el gris son dos alótropos del elemento Sn (Sn de stannum, la palabra latina para estaño). El estaño se sitúa en la misma columna que el carbono pero tres escalones más abajo. La idea general de la tabla periódica es que los elementos en la misma columna deberían tener propiedades comunes, y como vemos, el estaño gris se adapta muy bien a esta idea. Tiene la misma estructura que el diamante, una red construida por enlaces de dos electrones que se extienden en todas direcciones. En consecuencia llamamos a los materiales sólidos de este tipo «sólidos reticulares»: el cuarzo, una red de silicio y oxígeno, es otro ejemplo.

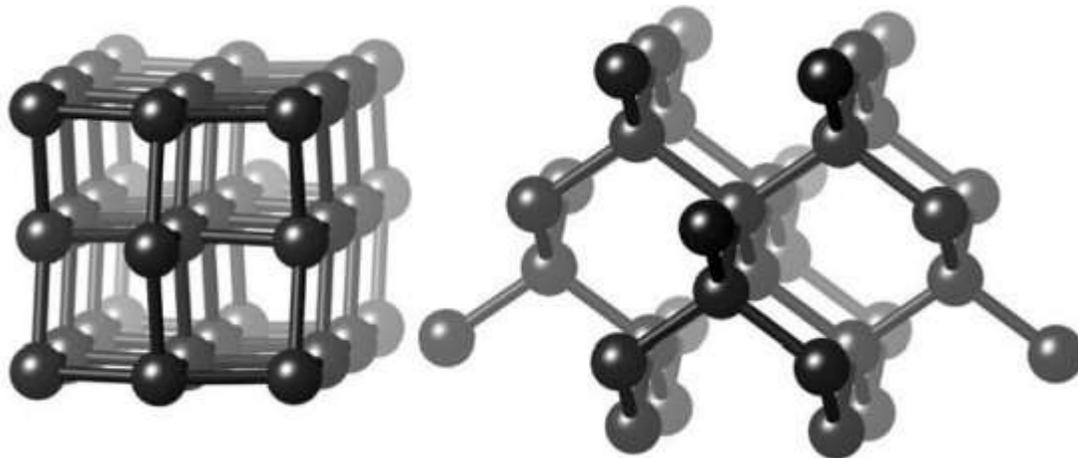


FIGURA 35. Estaño blanco metálico a la izquierda, con su empaquetamiento compacto de átomos, comparado con el estaño gris no metálico con la misma estructura que el diamante. Se ha representado el mismo número de átomos en ambas figuras, y ambas están a la misma escala. Vea cómo los átomos en el estaño gris ocupan mucho más espacio e imagine lo que le sucede a un botón de estaño metálico si empieza a cambiar de forma. (Los átomos en tono más claro están más alejados y los «enlaces» en el estaño metálico están solo para clarificar las posiciones de los átomos.)

Pero las cosas también cambian cuando descendemos por una columna, y un efecto es que los elementos del grupo del carbono se hacen cada vez más metálicos. Los metales no tienen estos enlaces de dos electrones de tipo varilla, sino que se parecen más a átomos inmersos en una gelatina electrónica. ¿Cómo se disponen los propios átomos cuando no tienen varillas que los dirijan? En un metal les gustaría acercarse lo más posible para no crear «agujeros» en la gelatina electrónica, y si usted quiere ver un modelo bastante

aproximado vaya a su frutería más cercana y eche un observar. Cualquier frutero que se respete apilará sus naranjas o sus manzanas de modo que formen un modelo casi perfecto de los átomos en un metal.^{xlix}

En la jerga química lo llamamos empaquetamiento compacto, pero si se mira en detalle el modelo del estaño blanco en la Figura 35 (la forma metálica) se verá que no se adapta exactamente a la disposición de naranjas de la Figura 36. La razón es que incluso el estaño metálico conserva un carácter remanente de los enlaces de dos electrones localizados de la forma gris, similar al diamante. Metales que se adaptan a la ortodoxia del empaquetamiento compacto son, por ejemplo, el magnesio y el zinc.

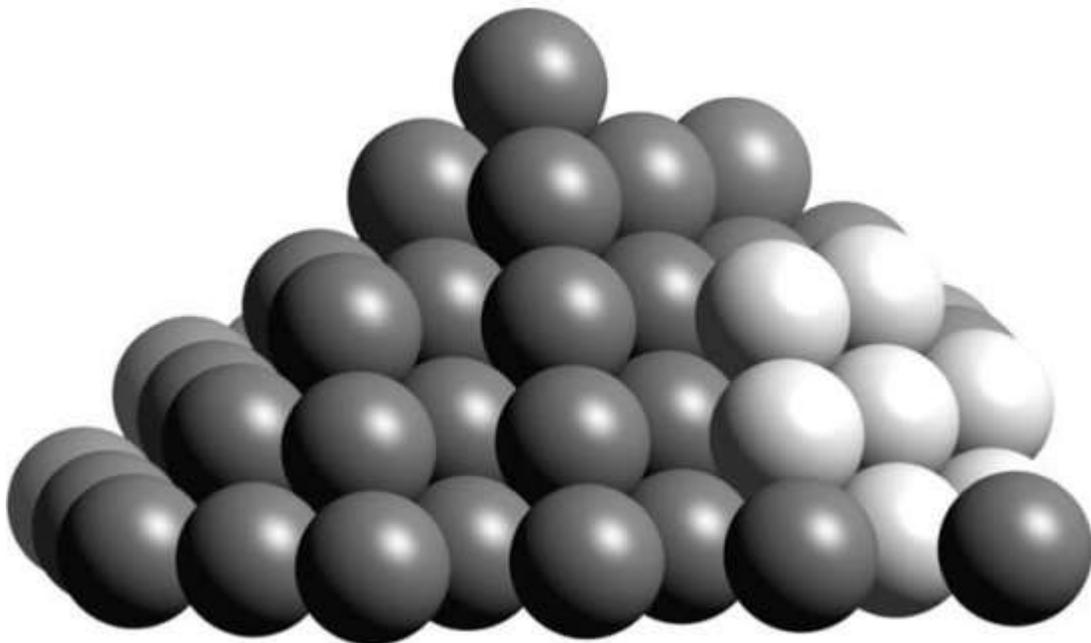


FIGURA 36. Un modelo de la disposición atómica en un metal, la manera más densa de empaquetar naranjas (o átomos) minimizando

el espacio libre entre ellos. Los siete átomos en colores más tenues a la derecha muestran cómo encajan exactamente seis átomos alrededor de un átomo central en un plano, que con otros tres átomos encima (no mostrados) y tres debajo constituyen los doce primeros vecinos en una estructura compacta.

La transformación entre un metal y un sólido reticular debería producirse a 13 °C; a temperaturas menores la forma existente es el estaño gris no metálico, o eso nos dice la termodinámica. Sin embargo, la termodinámica solo puede decirnos que son posibles los cambios pero no nos da pistas sobre la velocidad de tales cambios. De hecho, para el estaño metálico a temperaturas ligeramente por debajo de los 13 °C esta reacción es infinitamente lenta.

Quizá usted se pregunte por qué hay una forma metálica si el estaño gris es más estable y tiene una energía menor. Si esta disposición de átomos es más estable a 12 °C, entonces ¿por qué no a 14 °C?

Se podría considerar esto en términos de tener el sistema más probable. Tome un gran recipiente con bolas, uno de esos con los que les gusta jugar a los niños, y llénelo aproximadamente en sus tres cuartas partes. Ahora, una bola individual que quede en un lateral rebajará su energía e irá a un estado termodinámicamente más estable cayendo al valle. Al hacerlo, la energía total seguirá siendo la misma, pues la energía potencial de la bola se ha

transformado en calor al golpear a las otras bolas. El proceso inverso nunca va a suceder.

Sin embargo, elevemos la temperatura de las bolas añadiendo niños pequeños y el estado más probable del sistema va a incluir un buen número de bolas fuera del recipiente. Algo muy similar va a pasar con los átomos de estaño, y los químicos tratan esto sopesando numéricamente la probabilidad, la temperatura y el calor generado en la reacción en lo que llamamos «energía libre de Gibbs». Para ver si una reacción puede ocurrir calculamos el cambio en la energía libre de Gibbs: si se reduce, entonces la reacción es posible.¹

La transformación del estaño empieza a acelerarse a temperaturas más bajas, con velocidades máximas registradas entre 210 °C y 240 °C, y hay muchos casos bien documentados de mal del estaño, de forma especial en los tubos de órgano de las iglesias en la Europa del norte. La historia de Napoleón es, por supuesto, mucho más espectacular, y ha tenido gran atractivo para profesores y autores de libros de texto a quienes les gusta salpicar sus exposiciones con anécdotas divertidas.

Así que, por apócrifa que pueda ser, entra en los libros de química general y otros textos de grado, normalmente con alguna nota sobre su dudosa relación con la historia verdadera. También se presenta con muchas variantes —por ejemplo, que era una cuestión de costes utilizar estaño en lugar de latón¹⁴⁰— y algunos autores cambian el nombre de las batallas de modo que la terrible carnicería de

¹⁴⁰ R. Chang, *General Chemistry*, 10th ed. (McGraw-Hill, Nueva York, 2010.)

Borodino se convierte en «el asedio de Moscú».¹⁴¹ Algunos también aprovechan la oportunidad para hacer bromas, presentando al lector imágenes de los soldados franceses tratando de combatir con una mano mientras sostienen sus pantalones con la otra.

Antes de venir a Vilna he hecho mi tarea, y una cosa es clara: esto no es cosa de broma. De hecho, comentarios de este último tipo son comparables a hacer chistes con los soldados de infantería en Passchendaele o los Somme atrapados en las trincheras embarradas durante la primera guerra mundial. Los acontecimientos de 1812 fueron una tragedia europea de enormes proporciones. Alrededor de un millón de personas murieron en ambos bandos, y la postrera marcha mortal desde Smolensk en Bielorrusia (donde el ejército pensaba que encontraría abrigo y provisiones para el invierno, pero donde no había nada) a Vilna hace palidecer en comparación incluso al viaje de Scott de vuelta del Polo Sur.

Sería fácil pensar que, al cabo de doscientos años, la información disponible sobre estos acontecimientos sería en el mejor de los casos muy incompleta y que nunca sabremos la verdad. Pero, por el contrario, se dispone de una documentación sustancial, puesto que gran número de supervivientes, desde simples soldados a generales, relataron sus historias, quizá como un tipo de debriefing antes de que se conociera el término. Algunos también llevaron diarios durante la campaña, o al menos hasta que se les congeló la tinta.

¹⁴¹ R. Petrucci, W.S. Harwood, J. D. Madura, *General Chemistry: Principles and Modern Applications*. (Pearso/Prentice Hall, Upper Saddle River, 2007.)

Uno de estos era el general Louis Joseph Vionnet de Maringoné de la Vieja Guardia, quien muchos años más tarde se sentó en su castillo próximo a Gap, donde los Alpes dan paso a las colinas de la Provenza, para escribir sus memorias. Él puede ayudarnos en la cuestión del frío que hacía durante el viaje de regreso. Escribe que el mercurio de su termómetro era sólido congelado («era como plomo») la mañana del 8 de diciembre,¹⁴² lo que coloca la temperatura mínima de esa noche por debajo del punto de congelación del mercurio: $-38,8$ °C. Esto está de acuerdo con muchas otras observaciones de la época, y con ello es presumible que las temperaturas estuvieran próximas al rango en el que se da la máxima velocidad de transformación.

Luego está la cuestión de los propios botones: ¿realmente tenía la Grande Armée botones de estaño? ¿No eran demasiado caros? Algunos autores dicen de manera muy categórica que no lo eran, y otros afirman que simplemente no lo sabemos.^[139 más atrás],¹⁴³ Ambas afirmaciones son falsas. El ejército de Napoleón estaba muy bien organizado y documentado, de modo que por supuesto que lo sabemos, y sí, tenían botones de estaño.¹⁴⁴ No todos los soldados y

¹⁴² L. J. Vionnet de Maringoné, *Campagnes de Russie & de Saxe (1812-1813): Souvenirs d'un Ex-commandant de Grenadiers de la Vieille-garde*. (E. Dubois, 1899 [original de la Universidad de California, digitalizado 10 de noviembre de 2007]).

¹⁴³ J. Emsley, *Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements*. (Oxford University Press, Oxford, 2001.)

¹⁴⁴ Varias páginas web dedicadas a la historia militar y que dan listas detalladas de la composición de los uniformes de diferentes regimientos: <http://l.brenet.free.fr/grognards.htm>; <http://pagesperso-orange.fr/eliedu/faure1824-1865/militaire.htm>; <http://www.tajan.com/pdf/2005/5580.pdf>; http://www.7cuirassiers.be/index.php?option=com_content&task=view&id=25&Itemid=34, consultado el 11 de diciembre de 2012.

no para todos los fines, pero sin duda un buen número de los soldados franceses de Napoleón tenían botones de estaño en sus uniformes cuando marchaban hacia Moscú. Con respecto a las otras numerosas nacionalidades en el ejército está menos claro, pero parece que al menos algunos regimientos holandeses llevaban uniformes con este tipo de botonadura.

Esto nos lleva de nuevo a Vilna, y finalmente a algunos anónimos edificios del lado este del río Vilna: el departamento de conservación y almacenamiento del Museo Nacional de Lituania.

Yo estaba allí debido a un macabro hallazgo durante los trabajos de construcción en un viejo emplazamiento del Ejército Rojo en las afueras de Vilna en 2001.

Cuando preparaban el terreno para los nuevos edificios, los trabajadores descubrieron gran número de esqueletos, y por supuesto alertaron de inmediato a la policía local.



FIGURA 37. El camino a Moscú. Un mapa de la ruta de la Grande Armée. Además, la mayor parte del ejército, excepto los polacos,

había recorrido un largo camino antes de llegar a Vilna. (A: Vilna; B: Vítebsk; C: Smolensk; D: Borodino; E: Moscú.)

Al principio no era evidente quiénes eran estos tipos desgraciados, salvo que eran muchos: unos siete mil. ¿Era esto obra del KGB y la guerra de guerrillas que duró hasta bien entrados los años cincuenta del siglo pasado? ¿O era de la segunda guerra mundial? ¿O de los suecos y fineses que marcharon con Carlos XII a su destino final en Poltava, en Ucrania, en 1709?

Se llamó a patólogos forenses y pronto quedó claro que se trataba de los últimos restos de la Grande Armée de 1812, los pobres soldados y acompañantes civiles (muchos de ellos mujeres) que se habían salvado pero murieron a causa de sus heridas semanas después.¹⁴⁵ Cuando los rusos entraron de nuevo en la ciudad estos cuerpos fueron enterrados sin ninguna ceremonia en las fortificaciones cavadas por el ejército francés unos nueve meses antes.

Por una afortunada coincidencia, uno de estos patólogos es amigo de un amigo mío, y por eso es por lo que nosotros —dos químicos, dos patólogos y un conservador del museo— pudimos hurgar entre las cajas de cartón cuidadosamente almacenadas que contenían las últimas pertenencias de este ejército perdido: mangas de abrigo, sombreros, cascos, cinturones y hebillas y, por supuesto, botones.

¹⁴⁵ M. Signoli, Y. Ardagna, P. Adalian, W. Devriendt, L. Lalys, C. Rigeade, T. Vette, A. Kuncevicius, J. Poskiene, A. Barkus, Z. Palubeckaite, A. Garmus, V. Pugaciauskas, R. Jankauskas, O. Dutour, «Discovery of a Mass Grave of Napoleonic Period in Lithuania (1812, Vilnius)», *Comptes Rendus Palevol* 3, 219 (2004).

Encontramos botones de latón y de plata bien conservados con los números de regimiento todavía claramente visibles, pero solo unos pocos y muy feos botones de estaño, algunos con su análisis químico unido en una hoja de papel con una cruz en la casilla «Sn». Así que yo los he visto, los famosos botones de Napoleón, pero no sé si son feos por la peste del estaño o no, y dejé Vilna más rico en experiencias pero solo un poco más sabio.

Si esto es tan solo una anécdota, ¿quién la inventó y con qué fin? ¿O es una obra de ficción? Al menos el autor más famoso que escribió sobre esta guerra, León Tolstoi, parece inocente. Su famosa novela Guerra y paz contiene seis referencias a botones, pero ninguno de ellos revienta y ninguno es de estaño.¹⁴⁶

Si, por el contrario, esta es una historia verdadera, y hemos establecido que tanto la temperatura como el material de los botones eran correctos, debería aparecer al menos en alguno de los informes de los testigos. Estos son con frecuencia meticulosos y especialmente macabros, y se registran detalles singulares relacionados con el frío inusual (a veces corroborados por otros supervivientes).ⁱⁱ

¹⁴⁶ L. Tolstoi, *War and Peace*. (Oxford University Press, Oxford, 2010 [primera publicación en ruso en 1869]). [Hay traducción en castellano: *Guerra y paz*, Alianza, Madrid, 2011.]

LNM
Restauravimo centras
Tyrimų laboratorija

Ekspонатas: SAGA 3674

Nr.	Au	Ag	Cu	Zn	Sn	Pb	Ni	Al	Ca	Fe	S ²⁻
Dariusz Gdm.			-	-	+	-					

Pastabos:

Data:

Tyrimus atliko: 2006 04/10

Parašas: Mindaugas Rukonis

FIGURA 38. Uno de los famosos botones de estaño de Napoleón. Negro y feo pero básicamente intacto después de casi doscientos años enterrado en una fosa común en las afueras de Vilna, Lituania. Foto del autor. © Museo Nacional de Lituania.

Sin embargo, llama la atención la ausencia de historias de botones que revientan. Esto por sí solo no refuta la teoría, pues estos documentos son solo una pequeña fracción del material disponible. Mis esfuerzos tienen que detenerse aquí. No tengo tiempo ni capacidades para examinar todos estos documentos y libros en lenguas como ruso, polaco, francés y alemán. Mejor preguntar a alguien que ya ha estado allí, y el autor y políglota de origen polaco,

nacido en Nueva York y educado en Oxford, Adam Zamoyski, es nuestro hombre. Su reciente libro *1812: Napoleon's Fatal March on Moscow*^[138 más atrás] era una referencia esencial para esta historia, y él me dice que quiso «leer cada memoria, carta o reminiscencia individual que pude encontrar».¹⁴⁷ Lo que resulta bastante extraño es que la historia de los botones de Napoleón era nueva para él, pero confirma mis sospechas: no hay ni un solo testimonio de botones pulverizados o con cualquier otro problema.

¿Fin de la historia? No del todo. Aún podemos hacernos una idea de cómo empezó el rumor. En primer lugar, está claro que esta no es una invención moderna de un autor de libros de texto muy imaginativo. La mención más antigua que he encontrado hasta ahora está en un número del *American Journal of Science* de 1909, y está claro por la expresión del autor que ya era una idea establecida en esa época.¹⁴⁸ Pero era probable que ya entonces se viera simplemente como una anécdota. Cuando el profesor Ernst Cohen, de Utrecht, quien llegó a ser un destacado experto en el mal del estaño, dio una conferencia sobre la «Alotropía de metales» en la *Faraday Society* en Londres en 1911, dedicó mucho espacio al estaño, pero no mencionó a Napoleón.¹⁴⁹

En su lugar, él dice algo más que es relevante para nuestro tema: habla de otro incidente con botones registrado por el científico

¹⁴⁷ A. Zamoyski, Comunicación personal, correspondencia por e-mail (2008).

¹⁴⁸ J. D. Dana, E. S. Dana, «Item Notes: v. 177», *The American Journal of Science* (1909).

¹⁴⁹ E. Cohen, «The Allotropy of Metals (A Lecture Delivered before the Faraday Society, martes, 13 de junio de 1911)», *Transactions of the Faraday Society* (1911).

alemán Carl Fritsche que trabajaba en San Petersburgo.¹⁵⁰ Se produjo en un cuartel del ejército durante uno de los inviernos extremadamente fríos en los años sesenta del siglo XIX, y esta vez eran botones de estaño rusos los que se habían desintegrado, y no los franceses.

Quizá alguien dio con esta historia y llegó a conclusiones sobre el destino del ejército en retirada en 1812. No es del todo irrazonable, habría que añadir, pues hemos visto que las condiciones climáticas eran adecuadas (aunque se puede discutir sobre el tiempo necesario para reducir el metal a polvo). Había también importante evidencia circunstancial en forma de informes consistentes sobre el estado de los uniformes y del aspecto general del ejército. Como he dicho al principio, los soldados no tenían uniformes de invierno, y cuando llegó el frío se ponían cualquier cosa que pensaban que les podía proteger, incluidos vestidos de mujeres robados en los saqueos de Moscú. Asimismo, a medida que sus compañeros caían muertos durante la marcha, o no se despertaban por la mañana, cualquier parte útil de su equipamiento cambiaba rápidamente de manos, y sobre todo de pies, pues había una demanda constante de buenas botas. Además, la moral y la disciplina caían por debajo de niveles críticos en la mayoría de las unidades y en consecuencia, incluso antes de la llegada de los grandes fríos, los restos andrajosos de la Grande Armée se parecían más a pordioseros que a soldados.

¹⁵⁰ C. Fritsche, «Ueber eigenthumlich modificirtes Zinn», *Berichte der Deutschen Chemischen Gesellschaft* 2, 112 (1869).

Por si esto no fuera suficiente, una higiene deficiente y una dieta horrible, con frecuencia a base de carne de caballo cruda, a veces cortada directamente de un animal vivo, hacían que muchos sufrieran graves diarreas. Cuando la temperatura caía, desabotonarse y abotonarse se hacía cada vez más difícil, penoso e incluso peligroso, de modo que como último recurso los soldados descosían sus pantalones, o mejor sus calzones, cortando la costura de la cinturilla trasera, lo que hacía posible un alivio instantáneo sin arriesgarse a la congelación de los dedos y la gangrena.

Es fácil ver cómo una lectura superficial de las historias de los supervivientes podría haber llevado a la conclusión de que el desaliño de los uniformes fue debido a la falta de botones, o incluso que la imposibilidad de abotonarse a -30 °C pudo haber llevado, por una mala traducción o mala interpretación, a la conclusión errónea. Para aquellos a quien todavía les gusta creer que la historia es cierta, hay un último clavo al que agarrarse. Thierry Vette, un experto en uniformes franceses que investigaba las fosas comunes en Vilna, concluyó que dado el número de restos de uniformes identificados que se encontraron, la proporción de botones de estaño es muy pequeña; parece que faltan muchos de ellos.¹⁵¹ No obstante, dado el desaliño general de las ropas y los uniformes, esta no es una prueba muy convincente.

Entonces, habiendo echado por tierra esta anécdota, ¿podemos ofrecer alguna otra cosa para mantener despiertos a nuestros

¹⁵¹ R. Baudin, O. Fraisse, «Tout la lumière sur l'étain», Bulletin de l'Union des Physiciens 865, 961 (2004).

estudiantes durante las clases? Bueno, hay un incidente muy prosaico. En el lado oeste de la carretera que va de Vilna a Kaunas hay una colina fuera de la aldea de Paneriai, que en la época de la retirada estaba cubierta de hielo y nieve. La falta de una capa de finas partículas de dióxido de silicio en forma de cuarzo (más comúnmente conocido como arena) en esta carretera impedía que los carromatos del Tesoro francés y otros carruajes pesados avanzaran más allá de este punto. Esto provocó importantes pérdidas financieras y de armamento (aunque hizo una fortuna para los pocos que consiguieron hacerse con sacos de oro del convoy abandonado antes de la llegada de los cosacos). Aún más trágico es que también hubo que dejar detrás las diligencias con los enfermos y heridos, y sin duda muchos de los pacientes terminaron en las fosas comunes descubiertas en 2001.^[138 más atrás]

Así pues, la guerra no se perdió por culpa de un botón, pero el Tesoro sí se perdió por culpa de un grano de arena, y quizá esto tuvo un papel en la caída final de Napoleón un par de años más tarde.

Capítulo 18

«Te lo dije», dijo Marcus Vitruvius Pollio

En este capítulo presentaremos la química organometálica, en otro tiempo el azote de nuestras ciudades y ahora una parte vital de la investigación y la producción de medicamentos.

El Massachusetts rural es una delicia a finales del verano. La arquitectura clásica de Nueva Inglaterra se funde con las praderas, jardines y bosques verdes en una imagen de perfecta armonía. Hay sol, y la tarde es un momento adecuado para un paseo por la ciudad universitaria de Amherst. Sin embargo, después de recorrer algunas manzanas aparece una grieta en este idilio: una casa tradicional de madera blanca está siendo restaurada y una señal de una calavera y unos huesos cruzados en el prado nos está diciendo que nos quedemos fuera debido al peligro de envenenamiento por plomo.

Resulta que el acostumbrado color blanco de las casas de los alrededores era con frecuencia debido a pigmentos a base de plomo. El uso del plomo en las pinturas fue desechado en 1978, pero sigue siendo un problema a juzgar por el folleto de dieciséis páginas disponible en seis idiomas en la Agencia de Protección Ambiental de Estados Unidos, y los pleitos abiertos contra las compañías y

propietarios de tierras que no informaron a arrendatarios y compradores de los niveles de plomo en sus hogares.¹⁵²

Es probable que Marcus Vitruvius Pollio hubiera estado de acuerdo con este folleto y esta legislación, y también es seguro que lo estaría Alice Hamilton. Aunque casi dos milenios separan al ingeniero romano de la primera mujer en el claustro de la Facultad de Medicina de Harvard, ambos están unidos en la lucha contra los peligros del plomo para los trabajadores y para el público en general.

No sabemos mucho de la vida del arquitecto e ingeniero del siglo I Marcus Vitruvius Pollio, conocido también como Vitrubio, salvo lo que puede inferirse de su famosa obra Los diez libros de arquitectura. Este opus magnum, escrito en la época del emperador Augusto, representa probablemente el resumen de la experiencia profesional de un anciano. El título es algo equívoco, pues la arquitectura en la época romana cubría un área mucho más amplia que hoy. Vitrubio nos habla mucho sobre ingeniería en general, sobre la química de los pigmentos y, para lo que tiene que ver con esta historia, sobre acueductos y el tratamiento adecuado del agua.¹⁵³

Está claro que él es también un hombre conservador, que arremete contra «frescos decadentes» y «estos días de mal gusto». Y no, él no

¹⁵² Simple Steps to Protect Your Family from Lead Hazards. (United States Environmental Protection Agency, United States Consumer Product Safety Commission, United States Department of Housing and Urban Development, EPA747-K-99-001, Washington DC, 2003.)

¹⁵³ M. V. Pollio, «Book VIII», en The Ten Books on Architecture. (Adamant Media Corporation, Chestnut Hill). [Hay traducción en castellano: Los diez libros de arquitectura, Alianza, Madrid, 2004.]

está hablando sobre este tipo de cuadros que se encuentran en las paredes de ciertas casas de mala reputación en Pompeya; simplemente plantea objeciones a las representaciones de objetos poco realistas, diciendo que «no deberían aprobarse las imágenes que son diferentes de la realidad».

Es un amante de los edificios griegos clásicos, y sus escritos fueron asumidos por los arquitectos del Renacimiento italiano, en parte porque una copia en buenas condiciones del libro apareció en la ciudad suiza de St. Gallen en el momento oportuno. Así es como los italianos tuvieron las villas palladianas, y una nueva edición del libro (con ilustraciones añadidas en parte por el propio Andrea Palladio) inspiró a arquitectos durante un largo período.

Es una pena que nadie prestara la misma atención al consejo práctico que daba Vitrubio acerca del plomo. Hablando del tratamiento del agua corriente es absolutamente claro: «Si queremos que sea saludable, el agua no debería en modo alguno ser conducida por tubos de plomo». Entre otras cosas, él cita la mala salud de los plomeros, los trabajadores del plomo (plumbum es la palabra latina para plomo), como una razón para ello pues «el color natural del cuerpo es reemplazado por una palidez profunda».

Dado que iban a transcurrir varios siglos antes de que cualquier ciudad de la Europa occidental se acercara a la sofisticación romana en ingeniería civil, esto no tuvo ninguna consecuencia inmediata para la gente corriente. Sin embargo, el plomo se utilizaba

continuamente para muchos fines, y los trabajadores expuestos al mismo (por ejemplo los pintores) sufrían los efectos del mal.

El envenenamiento por plomo podría haber tenido un papel importante en el destino de la expedición al Paso del Noroeste de sir John Franklin en 1845. El grupo de Franklin de 129 hombres fue enviado por el Almirantazgo británico en dos barcos modernos, equipados con máquinas de vapor y suministros para tres años. El propio Franklin tenía ya cincuenta y nueve años, pero había servido con mérito en la marina y había ganado fama por explorar las regiones septentrionales de Canadá.

Los barcos fueron avistados por dos balleneros en la entrada a Lancaster Sound, próximo a la parte más noroccidental de Groenlandia, en el verano de 1845, y luego desaparecieron hacia el oeste, en la niebla histórica de las expediciones perdidas. Desde entonces se han encadenado búsquedas de Franklin y sus hombres, empezando en 1847 cuando el Almirantazgo en Londres juzgó que su suministro de alimentos se había agotado.

Existe una literatura considerable, tanto real como de ficción, sobre la expedición de Franklin y las posteriores misiones de búsqueda y rescate. Baste decir que Franklin y sus hombres pasaron dos inviernos helados, al norte del círculo polar, y cuando los suministros se redujeron abandonaron sus barcos y se enfrentaron a su destino en una inútil marcha hacia el sur.

Es posible que la tecnología y el desinterés por el consejo de Vitrubio vencieran a Franklin y sus hombres. Se han encontrado

restos de varias partes de la expedición, y análisis recientes de los cuerpos conservados de miembros de la tripulación han mostrado concentraciones de plomo muy altas comparadas con los niveles normales de la época.¹⁵⁴ Hay dos fuentes posibles de este plomo. Se ha sugerido que el moderno sistema de suministro de agua instalado en los barcos Terror y Erebus contenía partes de plomo,¹⁵⁵ y que las latas que conservaban el principal suministro de provisiones estaban muy mal hechas y exponían los alimentos al plomo utilizado en los precintos.¹⁵⁶

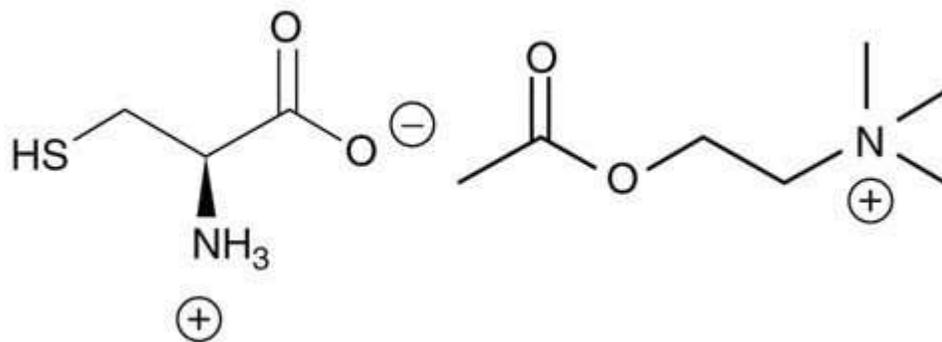


FIGURA 39. El aminoácido cisteína (izquierda) y la molécula transmisora de señales acetilcolina (derecha).

Sin embargo, nada implica que alguno de los miembros de la expedición muriera realmente por envenenamiento por plomo. Lo

¹⁵⁴ S. Mays, A. Ogden, J. Montgomery, S. Vincent, W. Battersby, G. M. Taylor, «New Light on the Personal Identification of a Skeleton of a Member of Sir John Franklin's Last Expedition to the Arctic, 1845», *Journal of Archaeological Science* 38, 1571 (2011).

¹⁵⁵ W. Battersby, «Identification of the Probable Source of the Lead Poisoning Observed in Members of the Franklin Expedition», *Journal of the Hakluyt Society*, septiembre (2008).

¹⁵⁶ A. Keenleyside, X. Song, D. R. Chettle, C. E. Webber, «The Lead Content of Human Bones from the 1845 Franklin Expedition», *Journal of Archaeological Science* 23, 461 (1996).

que sí sabemos es que una parte importante del cuerpo dañado por una alta ingesta de plomo es el cerebro, lo que lleva a trastornos nerviosos y problemas de memoria y concentración. Fallos en la toma de decisiones racionales, e incluso en entender la gravedad de su situación, podrían haber llevado al desastroso final de la expedición. A partir de las pruebas extraídas está claro que muchos objetos llevados en la última y fatal marcha serían pura estupidez: libros y cuchillería solo añadían peso a su carga.¹⁵⁷

El plomo es venenoso de muchas maneras, sobre todo porque puede reemplazar a iones metálicos «buenos» tales como Ca^{2+} , lo que les impide realizar sus funciones. El Pb^{2+} también es «blando», el concepto que aprendimos en el capítulo 12, de modo que interactuará con los átomos blandos con carga negativa en el cuerpo, y estos son típicamente de azufre, en especial en el aminoácido cisteína. Una de las razones de que provoque problemas en el cerebro es que interfiere con los enzimas que regulan los neurotransmisores acetilcolina y dopamina.¹⁵⁸ Por otra parte, la «palidez profunda» observada por Vitrubio se debe a sus efectos sobre el sistema de la hemoglobina.^{lii}

Una grave enfermedad mental por envenenamiento por plomo fue la razón de que Joseph G. Leslie estuviera encerrado en un hospital psiquiátrico durante cuarenta años. Cuando finalmente murió en 1964, fue una gran sorpresa para la mayor parte de su familia pues

¹⁵⁷ W. J. Mills, *Exploring Polar Frontiers: A Historical Encyclopedia*, vol. 1. (ABC-CLIO, Santa Barbara, 2003).

¹⁵⁸ T. I. Lidsky, J. S. Schneider, «Lead Neurotoxicity in Children: Basic Mechanisms and Clinical Correlates», *Brain* 126, 5 (2003).

ellos creían que él ya había muerto en 1924 en un accidente en la Standard Oil de Nueva Jersey, donde era un operario químico. Solo su mujer y su hijo sabían la verdad.¹⁵⁹

Aunque las condiciones de trabajo eran con frecuencia peligrosas en aquellos días, el accidente, que afectó a varios trabajadores, tuvo bastante publicidad. Aquí es donde Alice Hamilton entra en la historia. Educada en la Facultad de Medicina de la Universidad de Michigan, ella fue una de las pioneras de la salud ocupacional en Estados Unidos. En 1919 Hamilton empezaba su trabajo como profesora en el Departamento de Medicina Industrial de la Facultad de Medicina de Harvard. Ese mismo año la General Motors en Detroit se hizo con una pequeña compañía de investigación dirigida por un tal Charles Kettering en Dayton, Ohio. Kettering buscaba el perfecto agente antidetonante para motores de automóvil, y en 1921 su equipo dio con el tetraetilo de plomo como una posible solución.^{160, 161}

Esta vez, sin embargo, el público y las autoridades civiles eran conscientes de los peligros potenciales del plomo. Puesto que ningún fabricante, ni E. I. du Pont de Nemours ni Standard Oil, podía dominar el complicado proceso de producción (además de la

¹⁵⁹ W. Kovarik, «Ethyl-leaded Gasoline: How a Classic Occupational Disease became an International Public Health Disaster», *International Journal of Occupational and Environmental Health* 11, 384 (2005).

¹⁶⁰ W. Kovarik, Charles F. Kettering and the and the 1921 Discovery of Tetraethyl Lead in the Context of Technological Alternatives. (Presentado originalmente a la Society of Automotive Engineers Fuels & Lubricants Conference, Baltimore, MD; 1994; revisado en 1999). <http://www4.hmc.edu:8001/Chemistry/Pb/resources/Kovarik.pdf>, consultado el 12 de junio de 2012

¹⁶¹ D. Seyferth, «The Rise and Fall of Tetraethyl-lead: 1. Discovery and Slow Development in European Universities, 1853-1920 (vol. 22, pp. 2346, 2003)», *Organometallics* 23, 1.172 (2004).

no muerte de Joseph G. Leslie, otros diez trabajadores murieron y más fueron afectados por envenenamiento por plomo), el futuro del nuevo aditivo parecía sombrío. Alice Hamilton, quien se estaba convirtiendo en una autoridad en el tema de las sustancias tóxicas industriales, se manifestaba contra el «etilo», como a los defensores en la Ethyl Gasoline Corporation les gustaba llamar a la sustancia. Hamilton resaltó el riesgo tanto para la seguridad de los trabajadores como, a largo plazo, para toda la población. El tetraetilo de plomo fue prohibido en Nueva Jersey y dejó de venderse en Nueva York y Pensilvania.

Aunque Kettering tenía otras posibles soluciones en la manga de su bata, parece que General Motors y Standard Oil (los principales accionistas en Ethyl Gasoline Corporation) decidieron que el tetraetilo de plomo sería la elección comercial óptima. La situación de la patente era clara, y en una situación en la que «etilo» podía convertirse en un aditivo estándar a cualquier gasolina, los beneficios serían sustanciales. Este no era el caso con el etanol, otra alternativa, o el carbonilo de hierro, para los que había competidores europeos y posibles patentes.

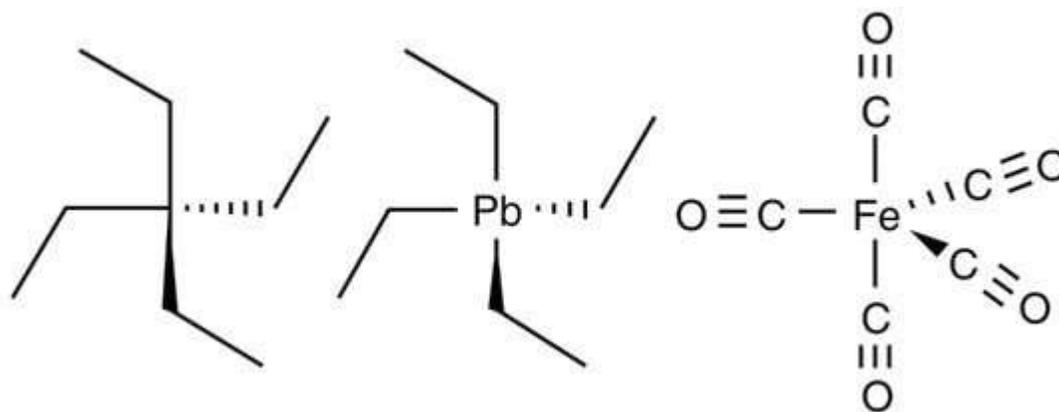


FIGURA 40. Un hidrocarburo simple, el derivado del plomo tetraetilo de plomo y el carbonilo de hierro, $Fe(CO)_5$.

En química, el carbonilo de hierro y el tetraetilo de plomo (mostrados en la Figura 40) se conocen como compuestos organometálicos porque contienen un enlace metal-carbono. El tetraetilo de plomo es bastante sencillo cuando se trata del enlace químico. Podemos pensar que el plomo se comporta de forma algo parecida al carbono, el elemento en la parte superior de esa columna concreta de la tabla periódica, de modo que $Pb(CH_2CH_3)_4$ sería similar al hidrocarburo $C(CH_2CH_3)_4$, 3, 3-dietilpentano que se muestra en la Figura 40. El carbonilo de hierro $Fe(CO)_5$ es algo completamente diferente.

Si consideramos los enlaces C-C en el 3, 3-dietilpentano compuestos de un electrón de cada carbono compartido por igual por los dos átomos, podemos pensar en el enlace Pb-C como un ión Pb^{4+} que toma prestados dos electrones de cada grupo etilo con carga negativa para formar cuatro enlaces Pb-C, también con dos electrones en cada uno. El Fe en $Fe(CO)_5$ es neutro, como lo es el

CO o monóxido de carbono, de modo que en este caso no es obvio en qué dirección querrán moverse los electrones. El caso es que se mueven de ambas maneras: dos electrones en el extremo de las moléculas de CO se comparten con el hierro al mismo tiempo que otros dos electrones, situados en un orbital diferente, son cedidos por el hierro al CO. Esto es tan complicado que normalmente no tratamos de mostrarlo cuando dibujamos los enlaces, y por eso sigue habiendo solo una línea que conecta Fe y C, aunque el carácter de la interacción enlazante es completamente diferente del enlace Pb-C.

Es difícil decir si el $\text{Fe}(\text{CO})_5$ habría sido un mejor agente antidetonante que el $\text{Pb}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_4$. Su toxicidad aguda parece ser más o menos la misma, y quizá se necesitaría más carbonilo de hierro añadido al combustible. En cualquier caso, esto parece mostrar que una alternativa que no dispersara los contaminantes persistentes podría haberse desarrollado ya en los años veinte.

Sin embargo, pocas personas sabían esto en esa época. Para resolver la cuestión del tetraetilo de plomo el Servicio Federal de Salud de Estados Unidos convocó una reunión nacional, y en mayo de 1925 más de cien delegados de empresas, sindicatos, agencias del gobierno, universidades y prensa se reunieron en Washington DC. Kettering, uno de los principales oradores, presentó el tetraetilo de plomo como la única alternativa viable para resolver el problema

de la detonación, aunque algunos, incluida Hamilton, se negaron a creerlo.¹⁶²

Por supuesto, las alternativas a Kettering estaban seguramente guardadas con llave en laboratorios de su empresa, solo sabemos de estas gracias al trabajo del profesor William Kovarik en la Radford University, quien ha utilizado recientemente los ficheros desclasificados de la organización de investigación de General Motors en Dayton para escribir un estudio completo sobre el caso.^{liii} Es probable que la presión de los productos competidores fuera también la razón por la que GM y sus asociados iniciaran la producción a gran escala de tetraetilo de plomo antes de desarrollar procedimientos de seguridad adecuados y entrenar correctamente a su mano de obra.

La conclusión de la reunión fue la formación de un comité, y este comité se encontró finalmente con que tenía poco poder legislativo para prohibir el tetraetilo de plomo. Vagas promesas de investigaciones posteriores fueron olvidadas, y a finales de los años treinta el 90 % de toda la gasolina en Estados Unidos era con plomo.¹⁶³

Pese a todo, en cierto sentido fue una victoria para Hamilton y sus colegas, pues las actas crearon un precedente para el derecho del gobierno y la ciencia a tener la última palabra en cuestiones de higiene y contaminación industrial.

¹⁶² W. Kovarik, «Ph.D. Thesis», University of Maryland (1993).

¹⁶³ D. Seyferth, «The Rise and Fall of Tetraethyl-lead: 2», *Organometallics* 22, 5.154 (2003).

Probablemente Vitrubio era una voz solitaria en un época en la que sus conciudadanos romanos salpicaban alegremente su comida con plomo(II) acetato trihidrato,^{liv} y posteriormente Los diez libros de arquitectura no eran una lectura obligada para ingenieros de minas, metalúrgicos e impresores. Quizá pueda excusarse que el consejo de Vitrubio fuera ignorado, pero más reseñable es que se olvidara por completo el acalorado debate del plomo de los años veinte.^{lv} Kovarik señala que en un informe del New York Times^{lvi} en 1984 sobre la entonces recién introducida prohibición en Chicago del tetraetilo de plomo, esta es saludada como la primera de su tipo. Si los reporteros hubieran buscado en sus propios archivos habrían encontrado informes similares sobre las prohibiciones del «etilo» sesenta años antes.

También los científicos parecen haber cometido errores similares. En un artículo de 1925 en el muy respetado Journal of the American Medical Association, Hamilton y sus colegas hacen una revisión completa de la toxicología del tetraetilo de plomo y ponen por los suelos un anterior informe del Bureau of Mines que rebajaba los efectos del escape de gases con plomo.¹⁶⁴ Este artículo solo ha sido citado quince veces por otros científicos, comparado con los muchos cientos de artículos que tratan la cuestión.

Como nota final, vemos que Kettering tenía una universidad que llevaba su nombre, pero cada año el Instituto Nacional de Salud y Seguridad en el Trabajo (NIOSH) de Estados Unidos concede los

¹⁶⁴ A. Hamilton, P. Reznikoff, G. M. Burnham, «Tetra-ethyl Lead», Journal of the American Medical Association 84, 1.481 (1925).

premios Alice Hamilton a la Salud y Seguridad en el Trabajo. NIOSH afirma en su página:

Muchas de las primeras leyes y regulaciones aprobadas para mejorar la salud de los trabajadores fueron el resultado directo del trabajo de una mujer dedicada y con talento, Alice Hamilton, M. D.¹⁶⁵

Hamilton vivió hasta los ciento un años, y murió precisamente cuando se iniciaba el segundo debate acalorado sobre el tetraetilo de plomo en los años setenta.

Aunque ahora superada en la mayor parte del mundo, la controversia que rodea la introducción del tetraetilo de plomo parece continuar. ¿Podía General Motors, u otras compañías, haber desarrollado una alternativa viable en los años veinte? Nunca lo sabremos, pero quizá el brillante científico Thomas Midgley, Jr., quien dirigía la investigación sobre antidetonantes en General Motors, pudo haber sido conocido como el hombre que realmente resolvió el problema de la detonación, y no, tristemente, como el hombre que introdujo uno de los más persistentes problemas medioambientales del siglo XX.

Lo que sí sabemos, sin embargo, es que el trabajo inicial sobre componentes como el tetraetilo de plomo y el carbonilo de hierro preparó el camino para una pequeña revolución en la síntesis

¹⁶⁵ Alice Hamilton Awards for Occupational Safety and Health. (US National Institute of Occupational Safety and Health). <http://www.cdc.gov/niosh/awards/hamilton/>, consultado el 11 de diciembre de 2012.

orgánica: la introducción de reactivos y catalizadores basados en compuestos organometálicos. Aunque ni el $\text{Fe}(\text{CO})_5$ ni el $\text{Pb}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_4$ se utilizan directamente como reactivo o catalizador, la comprensión de estas moléculas peligrosas nos ha dado, quizá irónicamente, vías mejores y más ecológicas hacia muchas sustancias químicas y medicinas, algo sobre lo que aprenderemos más en el capítulo 22.

Capítulo 19

Una superficie brillante y un pasado contaminado

En este capítulo aprenderemos sobre un elemento con lados bueno y malo, oxidación y prevención de la oxidación, la manera rápida de hacer vinagre a partir del etanol, y también utilizaremos un sabueso para pastorear algunas cebras.

El día que Erin Brockovich iba conduciendo por Reno y fue alcanzada por otro conductor entró en íntimo contacto no solo con el parachoques del otro automóvil sino también con el sistema legal norteamericano, y esto iba a cambiar su vida por completo.

El día que Steven Soderbergh pidió a Julia Roberts que interpretara el papel de Erin Brockovich en la película del mismo nombre no cambió realmente su vida, es de suponer, pero iba a mostrar a los espectadores y a los críticos del mundo que la estrella y actriz ganadora del premio de la Academia de 1990 estaba de nuevo realmente en el camino correcto.

¿Cuál es el vínculo entre estos sucesos? La respuesta es el elemento cromo.

Fue el cromo la causa de que Brockovich, empleada de una firma de abogados, iniciara una lucha David contra Goliat frente el consorcio Pacific Gas and Electric Company de California, que hizo que el director Soderbergh realizara el filme de gran éxito que le valió a Roberts un Oscar como mejor actriz en 2000 y relanzó su carrera.

Trataré de no estropear la película a quienes no la hayan visto, porque vale la pena verla, pero el hecho de que los buenos acaben ganando no es una sorpresa. Sin embargo, el papel del cromo en esta obra no es en absoluto evidente. ¿Y son los buenos realmente los buenos?

Normalmente hay una cantidad y un lugar apropiados para todo, y esto incluye a los elementos de la tabla periódica. El componente principal en el acero, un material que tendrá un papel en esta historia, es el hierro, y aunque a veces tenemos un nivel demasiado bajo de este elemento en nuestro cuerpo, demasiado de él nos matará.

Lo mismo sucede con el cromo: no podemos vivir sin él. O eso se creía hasta tiempos muy recientes.¹⁶⁶ Se suponía que nos ayudaba a descomponer y metabolizar los azúcares, y por ello una «deficiencia de cromo» podía estar relacionada con la diabetes.¹⁶⁷ Ahora se piensa que aunque bajos niveles no parecen hacer daño, sigue habiendo posibilidades de una ventana terapéutica —es decir, concentraciones que pueden ser beneficiosas— pero ya no parece que sea considerado un elemento esencial, aunque aún no se ha proclamado un consenso oficial.¹⁶⁸ Lo que está claro, no obstante, es que un nivel demasiado alto de cromo causa problemas, y la forma en que se ingiere o inhala también es importante.

¹⁶⁶ J. J. Otten, J. P. Hellwig, L. D. Meyers, eds., *Dietary Reference Intakes: The Essential Guide to Nutrient Requirements*. (The National Academies Press, Washington, 2006.)

¹⁶⁷ J. B. Vincent, «Chromium Celebrating 50 Years as an Essential Element?», *Dalton Transactions* 39, 3787 (2010).

¹⁶⁸ J. B. Vincent, S. T. Love, «The Need for Combined Inorganic, Biochemical, and Nutritional Studies of Chromium(III)», *Chemistry & Biodiversity* 9, 1923 (2012).

En Hinkley, California, el cromo no estaba presente en el momento correcto (los años ochenta), ni en el lugar correcto (estaba en el agua potable), ni en la cantidad correcta. Es más, estaba enmascarado como el ión cromato, CrO_4^{2-} , una especie de caballo de Troya que oculta sus contenidos tóxicos dentro de un tetraedro de oxígenos. En esta forma, los guardias en las paredes de nuestras células le dejarán pasar, creyendo que es un sosias inocuo: el ión sulfato, SO_4^{2-} (véalo usted mismo en la Figura 41).

¿Cómo llegó esto al agua potable? ¿Como resultado de un simple error de ingeniería o de recortes para ahorrar costes? Probablemente nunca lo sabremos. En cualquier caso, PG&E, como se conocía, estaba bombeando gas natural en California como parte de su infraestructura energética. Sobre grandes distancias tales gasoductos necesitan ser represurizados en estaciones compresoras intermedias, y una de estas estaciones estaba situada en Hinkley.¹⁶⁹ Pese a que los propios gasoductos no son demasiado grandes (con diámetros de 61-66 cm) y están enterrados, una estación de compresión es una gran instalación industrial, con grandes partes del equipamiento, tanques y tubos hechos de acero. El acero es susceptible de corrosión, y por ello al agua en los depósitos de las naves se le añadía un inhibidor de la corrosión.

Aunque la corrosión puede parecer un inconveniente menor, que a uno le obliga a hacer algún trabajo sucio en su automóvil de vez en cuando o arriesgarse a que le estafen en su taller local, en

¹⁶⁹ The Transportation of Natural Gas. (Natural Gas Supply Association, US, 2011). <http://www.naturalgas.org/naturalgas/transport.Asp>, consultado el 11 de diciembre de 2012.

instalaciones industriales y partes importantes de nuestras infraestructuras tales como puentes y vías férreas, la corrosión cuesta mucho dinero cada año. Así que una parte importante en todos los proyectos de ingeniería es combatir la corrosión, y una manera de hacerlo es, o era, utilizar iones cromato. Estos se adherirán a las superficies de acero y formarán una capa fina pero eficiente que recuerda algo a la que se forma en el acero inoxidable (que también contiene cromo), que mantiene alejados del hierro a los molestos oxidantes como el oxígeno. Hacer tales superficies «pasivantes» finas es una acertada estrategia anticorrosión: la hemos visto con el aluminio en el capítulo 10. En el caso del aluminio la cubierta de óxido natural es muy eficiente en la protección de la corrosión, a diferencia del hierro y el acero que necesitan manipulación química.

El uso de iones cromato para impedir la corrosión no es necesariamente un problema; podemos aprender a tratar con cosas peligrosas de manera segura (la electricidad es un buen ejemplo).

El problema era que PG&E no lo trató en absoluto. En lugar de instalar algunos dispositivos sencillos que protegieran el medio ambiente, el agua contaminada de cromato se dejaba filtrar fuera de la instalación.

Eso estuvo sucediendo durante muchos años, y mientras hurgaba en un archivo en la firma de abogados donde trabajaba, Brockovich encontró un inquietante número de enfermedades en la comunidad

de Hinkley y convenció a su jefe, el abogado Edgard Masry, para que le permitiera investigar.

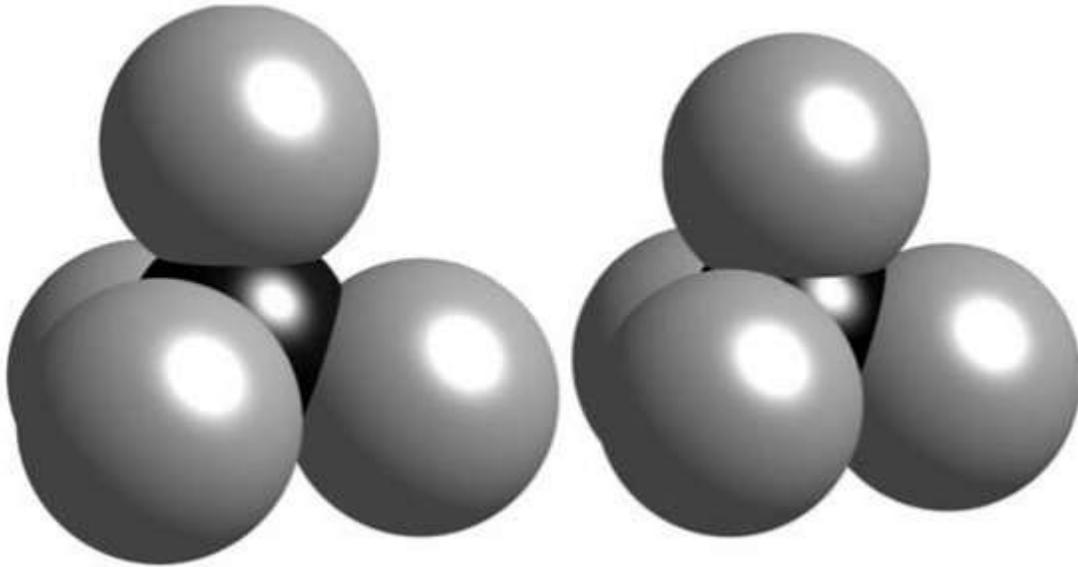


FIGURA 41. El maligno ión cromato, CrO_4^{2-} a la izquierda, y su doble benigno el ión sulfato SO_4^{2-} a la derecha. Las figuras están dibujadas a la misma escala. Este estilo de dibujo resalta la forma global y la «densidad electrónica» de las moléculas, y no los enlaces químicos. Los enlaces Cr-O y S-O son diferentes, pero no se «ven» desde el exterior; una molécula que se aproxime solo sentiría la densidad electrónica de los oxígenos.

Tras mucho trabajo de campo por parte de Brockovich, y maniobras legales por parte de Masry, ganaron el mayor pleito nunca emprendido contra PG&E. La sentencia final fijó una indemnización

de 333 millones de dólares para los miembros de la comunidad de Hinkley.¹⁷⁰

Hasta aquí estamos siguiendo el guión de la película. Los malos tuvieron su castigo y los héroes su recompensa. Sin embargo, no faltarán quienes argumenten que la salud pública estaría mucho mejor servida si se prestara más atención a los riesgos reales, como el tabaco y el alcohol, y menos atención a riesgos supuestos, pero no probados científicamente, como cantidades en traza de pesticidas en los vegetales. O el cromo(VI) en el agua potable.

Algunos incluso dirían que no había ningún riesgo científicamente probado con los niveles de cromato encontrados en el agua potable en Hinkley,¹⁷¹ y que todo el negocio estaba costando a los clientes y accionistas de PG&E un montón de dinero.^{[170 más atrás], 172}

El caso es que cuando se celebró el proceso los peligros de dichos niveles de iones cromato en el agua potable no estaban probados ni mucho menos. Esto era en parte debido a la falta de datos. Los iones cromato no se habían considerado antes un problema y no había mucha investigación sobre la que basar un pleito.¹⁷³ No obstante, era bien conocido que las partículas que contienen cromato provocan cáncer de pulmón,¹⁷⁴ y los sindicatos

¹⁷⁰ «Toxic award?», *Science* 310, 229 (2005).

¹⁷¹ G. Kolata, «A Hit Movie is Rated "F" in Science», *New York Times*, 11 de abril de 2000.

¹⁷² P. Bracchi, B. McMahon, «She was the Single Mother who Claimed Her Town was Poisoned by its Water Supply... but Was Erin Brockovich Wrong?» *Daily Mail*, 2 de enero de 2011.

¹⁷³ J. P. Jacobs, «Utilities Gird for New Regs as EPA Studies Toxicity of Hex Chromium», *New York Times*, 28 de abril de 2011.

¹⁷⁴ Hexavalent Chromium. (U. S. Department of Labor, Occupational Safety and Health Administration). <http://www.osha.gov/Publications/OSHA-3373-haxavalent-chromium.pdf>, consultado el 11 de diciembre de 2012.

norteamericanos habían llevado años antes a la Agencia de Higiene y Seguridad en el Trabajo de Estados Unidos a los tribunales por su supuesta tardanza en reducir los límites permitidos de cromo en el aire, límites basados en sólidos resultados científicos.¹⁷⁵

Además, ya desde los años cincuenta se sabía que los iones cromo y Cr(VI) eran carcinógenos y mutágenos,¹⁷⁶ y ningún ingeniero ni ningún químico en su sano juicio habría considerado una buena idea dejar que estos compuestos se filtraran al agua.

También es probable que parte del problema fuera que el procesamiento del cromo ya no estaba activo en la estación de Hinkley. Había sido interrumpido en 1966, y desde entonces el agua contaminada de cromo se había estado escurriendo lentamente desde estanques con fugas para contaminar los acuíferos años después. Que transcurriera tanto tiempo antes de que el problema saliera a la superficie puede haber significado que la gestión de PG&E no lo consideraba una responsabilidad personal, pues era un error de gestión que se remontaba a una generación anterior.

Así que, al menos según la película, trataron de eludir el problema, e incluso explicaron a los habitantes de Hinkley lo bueno que era el cromo para ellos (y de hecho, técnicamente tenían razón pues, como hemos visto, en esa época el cromo se consideraba esencial para los seres humanos). Sin embargo, esto no convenció al juez, pese a que

¹⁷⁵ C. Skrzycki, «OSHA Slow to Issue Standards, Critics Charge», The Washington Post, 9 de noviembre de 2004.

¹⁷⁶ K. Nakamuro, K. Yoshikawa, Y. Sayato, H. Kurata, «Comparative Studies of Chromosomal Aberration and Mutagenicity of Trivalent and Hexavalent Chromium», Mutation Research 58, 175-181 (1978).

PG&E encontró expertos que testificaron a su favor (uno de los cuales fue nombrado más tarde por la administración de George W. Bush para un comité asesor del Centro Nacional para la Salud Medioambiental).¹⁷⁷

Probar más allá de toda duda que las enfermedades que se desarrollan durante un largo período de tiempo son causadas por la digestión de bajos niveles de compuestos tóxicos es muy difícil, pero apenas es necesario aquí. Lo que tenemos es una compañía que, despreciando las buenas prácticas en ingeniería, contamina el agua con una sustancia con propiedades tóxicas bien conocidas. Las concentraciones de este compuesto superaban los niveles fijados por las autoridades,¹⁷⁸ y por supuesto existen medidas punitivas, independientemente de si alguien enfermó o no como resultado. Si usted conduce superando el límite de velocidad, trate de convencer al policía de que todo está bien solo porque hasta ahora no ha matado usted a nadie. Si la indemnización de 333 millones de dólares era adecuada es otro tema completamente diferente.

Pero vamos a terminar este capítulo con una nota más química: el estado de oxidación. La película está llena de referencias al «cromo seis», que es cromo en estado de oxidación +6, que se suele escribir con números romanos como cromo(VI). También se le llama cromo

¹⁷⁷ B. Hileman, «Balancing Panels, Charges Have Been Made that New Appointments to Committees are Politically Motivated», *Chemical & Engineering News*, n.º 10, 37-9, 10 de marzo de 2003.

¹⁷⁸ Hinkley Compressor Station Chromium Contamination Cleanup. (Lahontan Regional Water Quality Control Board, California Environmental Protection Agency, 2013). http://www.swrhc.ca.gov/rwqcb6/water_issues/projects/pge/index.shtml, consultado el 31 de marzo de 2013.

hexavalente, lo que implica que el ión metal puede formar seis enlaces con otros átomos, que de hecho es una idea arcaica y no muy útil, pues el pequeño ión Cr^{6+} no se enlaza normalmente con más de otros cuatro átomos porque de hacerlo estaría demasiado apiñado.

Remitiéndonos al preámbulo, hacer Cr(VI) significa eliminar todos los electrones en los últimos orbitales (o rediles si preferimos la alegoría de la cebra) s y p llenos del átomo de cromo de modo que, en términos de número de electrones, se parece mucho al gas noble argón. Esta semejanza con el argón no reactivo presta cierta estabilidad lábil a este estado de oxidación muy alto, comparado con el cromo(V) por ejemplo, algo parecido a mantener en equilibrio una moneda de canto.

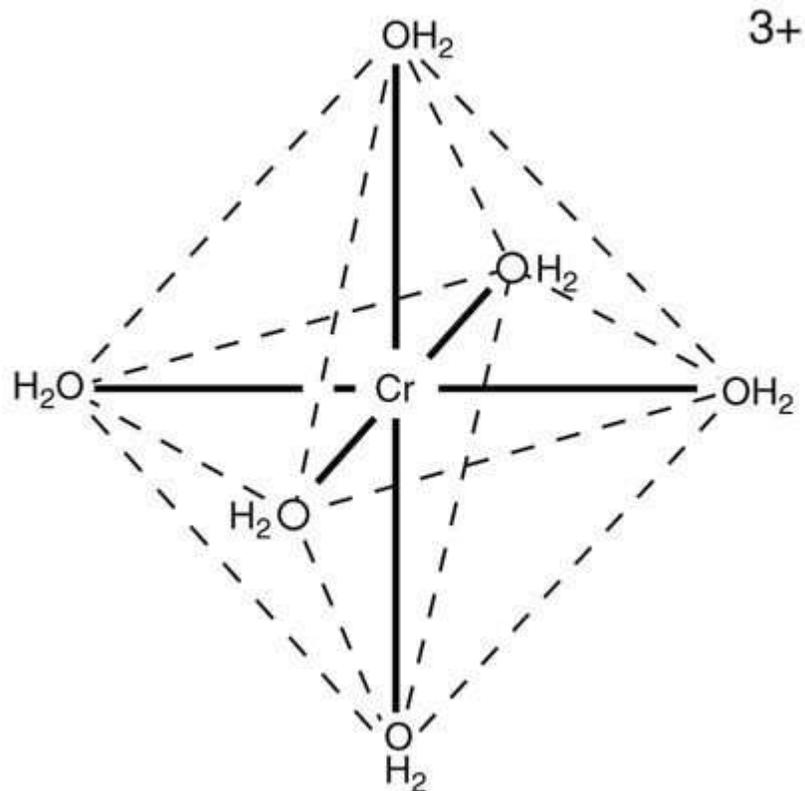


FIGURA 42. El ión $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ mostrado con los enlaces Cr-O en negro y la geometría de coordinación octaédrica resaltada con líneas discontinuas.

Sin embargo, es un agente de oxidación muy reactivo, puesto que le gusta volver a llenar con electrones algunos de estos rediles vacíos, y en presencia de algo que puede ceder electrones la moneda puede caer con facilidad.

Esta es también la razón de que el agua potable con concentraciones muy bajas de cromato se vea como un riesgo menor que inhalar partículas de cromato (o vapor de agua que las contiene). El cromo(VI) debería reducirse en el cuerpo antes de que tenga tiempo de hacer daño.

Podemos utilizar cromo(VI) para hacer ácidos carboxílicos a partir del alcohol de una manera mucho más rápida y eficiente que dejar simplemente una botella de vino abierta para que en contacto con el oxígeno del aire se transforme en vinagre.

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

FIGURA 43. Las direcciones principales de los cinco orbitales d disponibles para los tres electrones d que quedan en el ión $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$. Dos de ellos están dirigidos hacia los átomos de oxígeno en el agua y prefieren acomodar la densidad electrónica de estos oxígenos. Esto deja los otros tres electrones para los tres electrones del cromo, representados por flechas en las cajas pequeñas del diagrama de energías de los orbitales en la parte inferior de la figura.

Entonces el cromo volverá a un estado de oxidación más estable, cromo(III). En el caso de los iones positivos de cromo y todos los demás metales de transición, los orbitales s son ahora menos atractivos (su energía es más alta) y solo los orbitales d pueden llenarse con electrones. La pregunta es: ¿cómo repartimos ahora los electrones en estos orbitales disponibles?

Es mucho mejor tener un solo electrón en un orbital que tener dos, puesto que se repelen mutuamente. También es mejor dejarles tener el mismo espín (o, como hemos dicho antes, el mismo tipo de rayas en las cebras), pues cuando lleguen al abrevadero (el núcleo) se

acercarán mucho y tener el mismo espín hará que automáticamente se eviten. Así que tendremos sendos electrones con un mismo espín en tres de los cinco orbitales d, y esto es conocido por los químicos como «regla de Hund».

¿Por qué normalmente tenemos estado de oxidación +III, y no +IV o +II, cuando se reduce el Cr(VI)? La razón es que estos iones atraerán a otros seis átomos a su alrededor, al ser los Cr +II, +III y +IV más grandes que el Cr +VI. Ejemplificamos esto con el ión $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ que se muestra en la Figura 42 y vemos que tiene cierto parecido con un octaedro.

Cuando lo hacemos, resulta que tres de los cinco orbitales d diferentes se hacen más estables, porque tendemos a dejar que pares de electrones de las moléculas o átomos circundantes entren en los otros dos orbitales (habrá en estos mucha competencia por la hierba). La mejor disposición que se puede tener entonces es un electrón en cada uno de los tres orbitales más estables, lo que deja vacíos los otros dos, simbolizados por las flechas en las cajas pequeñas de la Figura 43. Contando los electrones vemos que esto es precisamente lo que sucede en el caso del ión cromo(III), y por eso este es un estado de oxidación bueno y estable.

Quizá tras el accidente de automóvil en Reno, Erin Brockovich y el conductor del otro automóvil fueran sometidos a un rápido test de cromo(VI). Algunos accidentes pueden ser causados por el consumo de alcohol, y en esa época el test más sencillo era ver si el aliento del conductor hacía que el color anaranjado del cromo(VI) se

transformara en el color verde menos intenso del cromo(III) cuando el Cr(VI) reaccionara con etanol en el aliento para formar ácido acético e iones CR(III).

Capítulo 20

La actriz y el doctor Espín

Aprendemos sobre la resonancia magnética nuclear (RMN), la manera preferida por los químicos para identificar nuevas moléculas de fármacos y por los doctores para diagnosticar tumores cerebrales. También encontramos un raro elemento que, después de todo, no es tan poco común.

Esta historia podría empezar con un caballo ficticio llamado Velvet, o quizá tras los teclados en un bar lleno de humo en Halmstad, y podría haber tenido un final muy diferente si no fuera por la insólita excursión de unos pocos químicos farmacéuticos a la exótica región sureña de la tabla periódica en el reino de los lantanoides.

Una o dos generaciones de aficionados al cine y el público hambriento de chismes de famosos quedaron contrariados, intrigados o tan solo se pusieron a cotillear cuando en febrero de 1997 se reveló otro capítulo de lo que parecía ser la historia de nunca acabar de Elizabeth Taylor, la última de las grandes divas de Hollywood. A la actriz se le había diagnosticado un tumor cerebral justo antes de su sesenta y cinco cumpleaños y se le iba a operar en unas pocas semanas.¹⁷⁹ Resultó que este tumor no maligno, que fue fácilmente extirpado mediante cirugía, era probablemente el menor de sus problemas médicos; pero cuando la cantante Marie Fredriksson se desvaneció en su casa en 2002 y se reveló que la

¹⁷⁹ G. Nordström, «Elisabeth Taylor till sjukhus», Expresen, 20 de febrero de 1997.

causa era un tumor canceroso potencialmente mortal, la situación fue radicalmente diferente. El destino de la cantante de cuarenta y cuatro años, la mitad del muy famoso dúo pop Roxette, afectaba a una generación diferente de la que había estado siguiendo la carrera de Elizabeth Taylor desde los años cuarenta, y también causaba mucha inquietud puesto que la víctima era una mujer en la plenitud de su vida y con dos hijos jóvenes.¹⁸⁰

Los tumores cerebrales son difíciles de tratar; no se puede abrir el cráneo y hurgar hasta encontrarlos, hay demasiadas conexiones y aparatos sensibles que pueden romperse. Su localización precisa es clave, y para ello es necesario mirar dentro de la cabeza sin abrirla. El método más poderoso es lo que los científicos llaman imagen por resonancia magnética nuclear, que para el público es conocido simplemente como IRM pues la palabra «nuclear» puede tener connotaciones que no ayudarían en situaciones en las que pueden ser necesarias calma y compostura, tanto para el paciente como para sus allegados.

Mirar dentro de los cuerpos humanos ha sido de gran importancia para la medicina, pero también ha significado oportunidades de negocio, tanto para los poco escrupulosos como para los honrados. Burke y Hare vendían las víctimas de sus crímenes como cadáveres para demostraciones ante estudiantes en la Facultad de Medicina de Edimburgo, un negocio algo más arriesgado que el de Sweeny Todd, pues era casi inevitable que con el tiempo alguien reconociera

¹⁸⁰ «Roxette Star's Surgery "A Succes"», BBC News, 4 de octubre de 2001. <http://news.bbc.co.uk/2/hi/entertainment/2299745.stm>, consultado el 12 de junio de 2013.

uno de los cuerpos. Del lado correcto de la ley, los laureados con el premio Nobel de Medicina en 2003, Paul Lauterbur y sir Peter Mansfield, hicieron algunos de los más importantes desarrollos para la técnica IRM.

Muchos de nosotros que tenemos niños hemos visto imágenes por ultrasonidos de nuestra prole aún no nacida, que es un momento conmovedor, pero a decir verdad su resolución no es muy grande. Recuerdo haber visto una película de un corazón vivo latiendo dentro de un animal (he olvidado de qué especie) en una conferencia sobre resonancia magnética nuclear en Suiza en 1999, con una resolución que hacía que la imagen por ultrasonidos pareciera la pantalla de un ordenador de los años ochenta comparada con la de un ordenador personal de 2013.

Seré un poco más técnico en este capítulo que en los anteriores, en parte porque pasé la mayor parte de mis cinco años como estudiante de doctorado trabajando con un espectrómetro de resonancia magnética nuclear, y en parte porque esta es una herramienta de diagnóstico muy importante. Alguien que siga habitualmente alguna de las ubicuas series televisivas sobre historias de hospitales habrá visto casi con seguridad al paciente del episodio dentro de un instrumento IRM de cuerpo entero. Puedo asegurarle que usted saldrá vivo de dicha experiencia, aunque parezca algo de ciencia ficción, pero para alguien que no se sienta muy cómodo con las máquinas y la electrónica puede ser reconfortante saber cómo funciona.

Para el resto de nosotros es simplemente fascinante. En cierta ocasión a mi cuñada se le acercó en un hospital una enfermera que parecía preocupada y le preguntó si «pensaba que había demasiadas máquinas a su alrededor», a lo que mi cuñada respondió: «No, déjelas, yo soy ingeniera». Me gustaría empezar esto como un tributo a los a veces olvidados ingenieros de este mundo. Al parecer, el conocimiento de la teoría está más valorado que el del funcionamiento de la máquina. Por ejemplo, ser capaz de explicar lo que pasa cuando ponemos una molécula de agua en un campo magnético, golpeamos sus átomos de hidrógeno con una radiofrecuencia y luego «oímos» la señal que nos envían está muy bien considerado. Sin embargo, entender cómo mantenemos el campo magnético tan extraordinariamente estable que los tranvías que circulan por la Universitätsstrasse en Zúrich interferían con los espectrómetros RMN en el ETH (Eidgenössische Technische Hochschule, el Instituto Federal de Tecnología de Suiza) a una manzana de distancia, cómo distinguimos la señal de radio extremadamente débil que procede de la muestra y la transformamos en la bonita señal que esperamos de «conocer» cómo funciona el método, y cómo el transformador analógico a digital hace que la señal sea procesable por un ordenador, por mencionar unos pocos ejemplos, son para muchos no más que cuestiones técnicas.

También yo voy a caer en la trampa, pero antes debo decir que a veces encuentro que hacer siquiera que estas máquinas funcionen,

y producirlas en gran número en las fábricas, es tan sorprendente como la ciencia que subyace en ellas. Estoy de acuerdo en que para muchas personas conocer los principios que hay tras estas tecnologías es más importante. Es obvio para cualquiera que las grandes carcavas que rodean estas máquinas no están vacías sino llenas de «electrónica», y es más importante entender que «nuclear» en resonancia magnética nuclear no implica ningún tipo de radiación «radiactiva» ni ionizante. Sin embargo, para el químico que trabaja detrás de los controles de un espectrómetro IRM una comprensión de la ingeniería eléctrica puede ser más importante que conocer los detalles de la mecánica cuántica basada en álgebra de operadores y ecuaciones de Bloch, aunque dentro de la comunidad científica tiene más prestigio esto último.

Entonces, ¿qué sucede realmente dentro de una máquina IRM? En algún momento durante los años treinta del siglo pasado los físicos descubrieron que los núcleos de algunos isótopos, por ejemplo el isótopo ^1H normal del hidrógeno y el muy raro isótopo ^{13}C del carbono, se comportaban como minúsculos imanes. Se propusieron medir la intensidad de estos imanes (su «momento magnético») utilizando grandes electroimanes, pero puesto que solo hay un número fijo de isótopos, pronto se habían catalogado todos los momentos nucleares magnéticos, y a finales de los años cuarenta este era un capítulo cerrado, o eso pensaban.

Entonces alguien se dio cuenta de que el campo magnético alrededor de los núcleos no es exactamente el campo magnético

generado por los electroimanes utilizados en las medidas. Está ligeramente alterado por los electrones que rodean al núcleo, que tienen sus propios momentos magnéticos minúsculos asociados con su espín. Puesto que algunos de ellos están implicados en el enlace químico, o quizá han sido cedidos a otro átomo para formar un ión, esto modulará el campo magnético. El resultado es que la energía necesaria para cambiar los pequeños imanes nucleares de apuntar en la dirección del campo externo (igual que la aguja de la brújula apunta en la dirección del campo magnético de la Tierra) a apuntar en sentido contrario cambiará ligeramente. Este cambio solo afecta a la quinta cifra decimal en las ondas de radiofrecuencia que enviamos al material (o el paciente), y que suministran la energía necesaria. Sin embargo, es suficiente —siempre que los ingenieros hayan hecho su trabajo correctamente— para hacer que la señal de una molécula de hidrógeno unida a un átomo de oxígeno sea diferente de la de un átomo de hidrógeno ligado a un átomo de carbono en una proteína.

Los niveles energéticos, tales como los de un núcleo de hidrógeno con solo dos opciones disponibles —que nosotros llamamos «espín arriba» o «espín abajo», por una analogía no muy buena con el mundo de los objetos sólidos—, son centrales para la mecánica cuántica.^{lvii} Olvidemos cosas como el principio de incertidumbre de Heisenberg y la famosa oposición de Einstein («Dios no juega a los dados») a ciertas partes de la teoría; sin la cuantización de los niveles energéticos no habríamos sido capaces de observar el tumor

cerebral de Elizabeth Taylor, o cualquier otra cosa. Los colores verde, azul y rojo son también un efecto de la mecánica cuántica. El mundo sería un lugar gris si los niveles energéticos de átomos y moléculas no estuvieran cuantizados, tomando valores discretos en lugar de formar una banda continua de energía, porque esta estructura nos permite ver colores característicos y no solo matices de gris.

Los químicos utilizan la RMN para verificar la síntesis de los ingredientes activos del Tamiflu o de la aspirina disolviendo el compuesto en un solvente y comprobando que todas las señales apropiadas están presentes en el caso de los isótopos ^1H y ^{13}C . Así es como trabajan los especialistas en síntesis orgánica y química médica cuando analizan nuevas moléculas prometedoras aisladas de la naturaleza, modificaciones sintéticas de estas y compuestos sintéticos completamente nuevos.

Para observar un tumor cerebral necesitamos aplicar la técnica de una manera ligeramente diferente. Para una cierta intensidad del campo magnético, las moléculas de agua presentes en todas partes de nuestro cuerpo necesitarán una cierta energía, un pulso de radio, para ser impulsadas al siguiente nivel cuántico. Esto se llama «energía de resonancia», y lo que detectamos realmente es la señal de radio devuelta cuando los núcleos vuelven a caer al campamento base. Cuanto más fuerte es la señal, más moléculas de agua hay presentes.

El truco que se aplica en la máquina IRM consiste en tener un campo magnético diferente^{lviii} para cada parte del cuerpo. Imaginemos que dividimos el cuerpo en minúsculos cubos, con un campo magnético diferente en cada cubo. Entonces cada cubo nos devolverá una señal de radio específica, y la intensidad de dicha señal nos mostrará cuánta agua contiene ese cubo concreto. Sin embargo, ahora viene el giro real del método: todos los órganos, o los tumores, tienen concentraciones de agua ligeramente diferentes, de modo que la imagen que podemos construir (a condición de que podamos seguir el curso de la intensidad del campo magnético en cada cubo) mostrará las actividades internas del cuerpo.

Esto parece muy alejado de las regiones sureñas de la tabla periódica, donde encontramos el elemento gadolinio, poco conocido fuera del área de los químicos inorgánicos y, como es el caso, de los especialistas en IRM. Podría haber varios lugares donde podría aparecer un elemento exótico en un aparato tan complicado: en los dispositivos semiconductores, en los imanes, en los receptores de radio y en los convertidores analógico a digital. Pero lo que resulta sorprendente es que este metal bastante tóxico hace su aparición como un agente de contraste: un compuesto que hará las imágenes de nuestro interior, especialmente del cerebro, mucho más claras y más fáciles de interpretar para los médicos.

Si usted ha tenido la mala suerte de sufrir graves problemas con su tubo digestivo, quizá le hayan hecho una radiografía normal, preludiada por una comida de bario: un preparado del muy

insoluble sulfato de bario. Estos átomos de bario absorberán los fotones de rayos X y con ello impedirán que incidan en la película fotográfica, o en nuestros días en una pantalla (brevemente discutida en el capítulo 7), y con ello dar imágenes más claras en blanco y negro de los intestinos. Cabría esperar que los iones gadolinio absorbieran las radio-ondas, pero aunque la función es la misma —dar un mejor contraste entre los órganos donde el agente está presente y los tejidos que los rodean— bario y gadolinio trabajan de forma completamente diferente.

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

FIGURA 44. La parte sureña de la tabla periódica: el reino de los lantanoides.

Podemos imaginar los espines nucleares, los pequeños imanes nucleares, como cochecitos de cuerda de juguete. El estado fundamental del cochecito es como un aparato sin cuerda aparcado en la caja de juguetes. El estado excitado, como nos gusta llamar al estado de alta energía, es el cochecito con cuerda pero aún no liberado. Cuando se suelta la llave, el muelle se libera y el juguete se pone en marcha haciendo ruido. Cuantos más coches hay, mayor es el ruido, y este es el ruido que registramos: esto corresponde a la señal de radio IRM. Hacer esto solo una vez dará una señal muy débil, de modo que necesitamos volver a dar cuerda a los

cochecitos, soltarlos de nuevo y sumar todas las señales, y seguir repitiendo esto hasta obtener una imagen razonable.

Esto no parece muy complicado, pero el problema es que tenemos que esperar mucho tiempo hasta que el cochecito se para con el muelle completamente relajado para que podamos darle cuerda de nuevo. Aquí es donde entra el gadolinio, en forma de iones Gd^{3+} . Los iones que conocimos en la escuela tenían normalmente sus electrones en pares. El ubicuo ión sodio +1 tenía diez electrones apareados, el ión cloro negativo tiene nueve pares de electrones (y con ello 18 electrones en total). Por el contrario, el ión Gd^{3+} tiene siete electrones no apareados en su capa electrónica más exterior (y otros 54 en pares más próximos al núcleo), que es casi un récord. Puesto que un electrón no apareado se comporta como un imán minúsculo, de la misma forma que el núcleo 1H , es fácil imaginar que esto afectará de algún modo a las moléculas de agua.

A condición de que las moléculas de agua se acerquen lo suficiente al ión Gd^{3+} , el efecto sobre los núcleos 1H excitados es espectacular: el momento magnético del electrón no apareado hace que el núcleo H descienda con más rapidez del estado excitado, lo que corresponde a dar cuerda a los cochecitos y liberar el muelle sin resistencia, lo que hace mucho ruido en muy poco tiempo. Ahora podemos lanzar casi inmediatamente al paciente otro pulso de radio, lo que da cuerda a los núcleos 1H en el agua, y recoger datos de nuevo muy rápidamente. El resultado son imágenes muy

mejoradas, una reducción del tiempo que pasa el paciente en la máquina IRM, y muchos más pacientes «explorados» en un día.

¿Qué pasa con la toxicidad de los iones de gadolinio?, ¿no debería preocuparnos? Lo cierto es que nos preocupa, aunque quizá menos a los químicos que a los médicos. Los doctores «reales» suelen ser muy reacios a inyectar en sus pacientes iones metálicos que no tienen un papel positivo conocido en la bioquímica humana, quizá debido a la primera incursión de la profesión médica en esta región; por ejemplo, el extendido y básicamente perjudicial uso de varios preparados de mercurio (Hg) contra la sífilis. Sin embargo, si echamos una mirada a las cantidades de diversas sales metálicas que se necesitan para matar una rata (en promedio, conocido como valor LD50) resulta que se necesita casi el doble de nitrato de gadolinio que de nitrato potásico (capítulo 16), más de cinco gramos por kilo de rata (eso puede parecer una rata muy grande, pero es la unidad que utilizamos para las medidas).^{181, 182}

Esto no significa que no haya motivos de preocupación. Algunos agentes de contraste con gadolinio no son recomendados para personas con problema renales,¹⁸³ pero esto puede deberse más a las grandes moléculas orgánicas envolventes que engullen al ión de gadolinio. Estas moléculas, que se parecen mucho a un calamar en

¹⁸¹ Material Safety Data Sheet, Potassium Nitrate (Fisher Scientific, Hampton, 2008).

¹⁸² Material Safety Data Sheet, Gadolinium(III) Nitrate Hexahydrate, 99,9 %. (Fisher Scientific, Hampton, 2008).

¹⁸³ Information on Gadolinium-based Contrast Agents. (U.S. Food and Drug Administration, Washington DC, 2010). <http://www.fda.gov/Drugs/DrugSafety/PostmarketDrugSafetyInformationforPatientsandProviders/ucm142882.htm>, consultado el 2 de abril de 2013.

el proceso de consumir su presa, se denominan aglutinantes de muchos dientes, o mejor (puesto que a los químicos les gusta hablar en griego) ligandos polidentados, siendo un ligando una simple molécula unida a un ión metálico. Ellos cumplen tanto el objetivo de acompañar al ión metálico y sacarlo del cuerpo a través de la orina como guiar el ión gadolinio a órganos específicos que necesitan un realce en la imagen.

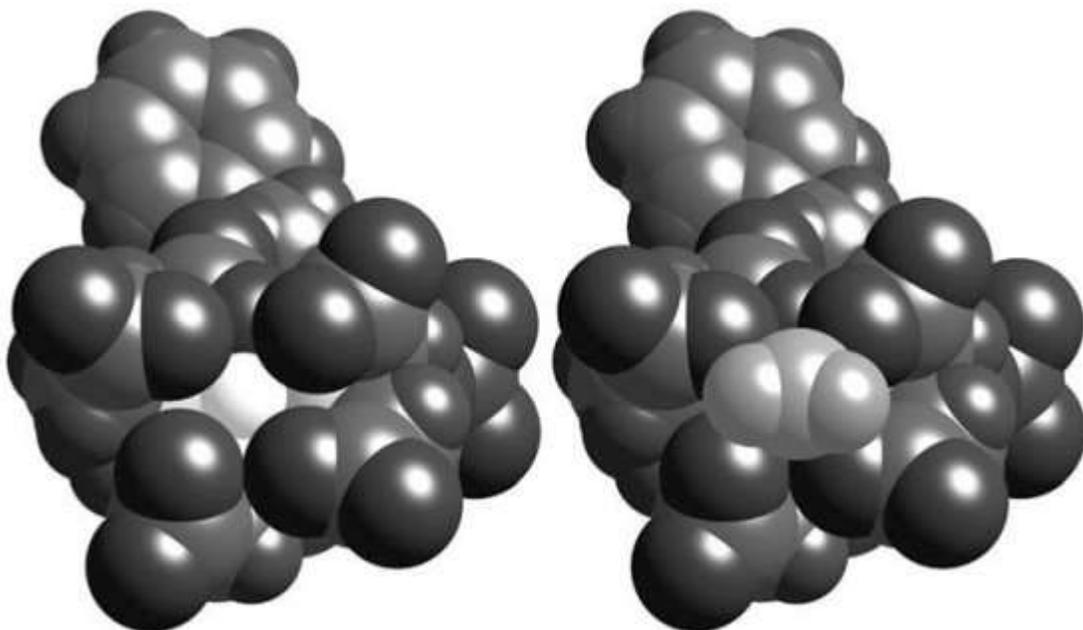


FIGURA 45. En agentes de contraste con gadolinio tales como este, el ión metálico en el centro está casi completamente rodeado por una gran molécula orgánica, izquierda, lo que deja un pequeño hueco para que una molécula de agua (gris claro) de los fluidos corporales entre en íntimo contacto y lo «relaje» (esto es, descienda del estado excitado), como en la figura de la derecha.

Estas moléculas suelen tener una pequeña abertura (ilustrada en la Figura 45), lo que deja lugar para que una molécula de agua de los fluidos corporales entre en contacto con el ión gadolinio y rápidamente se suelte la cuerda, o como decimos, se relaje, y quede listo para el siguiente pulso de radio.

En muy raros casos, y con algunos agentes de contraste, hay problemas, pero en general se trata de un procedimiento muy seguro. Las moléculas orgánicas se ligan al ión de gadolinio utilizando un principio conocido como el efecto quelato, otra palabra derivada directamente del griego^{lix} que significa «garra». Estos ligandos polidentados son del mismo tipo que los antídotos empleados en casos de envenenamiento por metales. Al parecer, los guionistas de televisión tienen una imaginación ilimitada cuando se trata de hacer que los pacientes de ficción inhalen, beban, coman o se inyecten diversos iones metálicos no demasiado buenos para uno, y luego, cuando el doctor ha resuelto el enigma médico del episodio, él prescribe en tono triunfal que el paciente siga terapia de quelación. Esta terapia significa la ingesta de ligandos polidentados «vacíos», que en su camino a través de los órganos pondrán ávidamente sus garras (o dientes) en cualquiera de los iones metálicos más pesados que encuentren y los llevarán fuera del cuerpo.

Unos sesenta millones de exploraciones IRM se realizan cada año en el mundo, muchas de ellas del cerebro, utilizando agentes de contraste. Yo no he tenido acceso a los archivos personales de

Elizabeth Taylor o de Marie Fredriksson pero, tal como entiendo el estado del arte de los procedimientos médicos, lo normal es que en ambos casos se utilizaran agentes con uno u otro de los muchos compuestos de gadolinio desarrollados con este fin.¹⁸⁴ El tumor de Taylor era benigno, y ella vivió otros catorce años, pues murió en 2011 a los setenta y nueve años de edad, pero, tal como yo lo entiendo, la cirugía cerebral que siguió a la exploración IRM de Fredriksson salvó realmente su vida.

Algunos de ustedes quizá reconozcan los elementos de la serie de los lantanoides (o lantánidos, los químicos tienen problemas en ponerse de acuerdo en este término, aunque el primero es el nombre aprobado por la IUPAC) donde encontramos el gadolinio como una de las tierras raras. Este término sugiere que pronto podemos encontrarnos con problemas para fabricar estos compuestos, pero «raro» en este caso debería entenderse mejor como «excepcional», pues incluso los menos abundantes de estos elementos, el lutecio y el tulio, son casi doscientas veces más abundantes que el oro. La crisis de las tierras raras en 2010-2011, incluida una breve congelación de las exportaciones chinas, tuvo más que ver con el cierre de las minas y la renuencia a invertir en prospección y en nuevas minas en el resto del mundo, ya que sí

¹⁸⁴ Brain Tumor: Diagnosis (American Society of Clinical Oncology). <http://www.cancer.net/patient/Cancer+Types/Brain+Tumor?sectionTitle=Diagnosis>, consultado el 11 de diciembre de 2012.

encontramos estos elementos en todo el globo, y no solo en China.^{185, 186}

Puesto que la minería ha existido desde Blancanieves y los siete enanitos, o incluso antes, la damos por sentada, asociándola con la dinamita, las perforaciones y hombres valientes provistos de cascos con lámparas. Aunque esto es cierto, y no me gustaría subestimar el pesado y con frecuencia peligroso trabajo de los mineros en todo el mundo, la tecnología más compleja se encontrará a ras de tierra. Una mina no solo puede describirse como un agujero en el terreno con una planta química encima, sino que para cada elemento que necesitamos extraer, y dependiendo de la composición química exacta de los compuestos que sacamos del interior de la Tierra, la planta debe tener un diseño específico. A esto se suman los complejos problemas medioambientales y legislativos casi siempre asociados con la apertura de una nueva mina. Por eso, la producción de tierras raras no puede empezar de golpe. Por ejemplo, aunque ya en 2009 se iniciaron serias prospecciones exploratorias en una ya existente pero cerrada mina próxima a la dormida ciudad sueca de Gränna, famosa por sus botes de caramelos de menta,^{lx} no será hasta al menos 2016 cuando la mina esté en plena actividad y

¹⁸⁵ A. Wiggin, «The Truth Venid China's Rare Earths Embargo», Forbes, 20 de octubre de 2010.

¹⁸⁶ E. Hemore, «China's Stranglehold on Rare Herat Metales "No Threat to US Security"», The Guardian, 31 de octubre de 2010.

produzca, entre otras tierras raras y circonio, de cien a ciento sesenta toneladas de concentrado de gadolinio al año.¹⁸⁷

¹⁸⁷ Tasman's PEA Study of Norra Karr Heavy Rare Earth and Zirconium Project Demonstrates Robust Economics and Long Mine Life. News Release, 21 de marzo (Tasman Metals Ltd, Vancouver, 2012).

Capítulo 21

Sobre la sopa de guisantes, [...] los peligros del café por la mañana y el test de Mr. Marsh

Capítulo 21, en el que se absuelve a un asesino y, como resultado, se lleva a muchos otros ante la justicia. También aprendemos sobre reducciones y oxidaciones, y un grupo camaleónico de elementos conocidos como los metaloides.

Se supone que el viernes 13 es el día aciago, pero para el ex rey Eric XIV de Suecia debió de serlo un martes, puesto que los martes son días de sopa de guisantes, al menos en Suecia y Finlandia. Quizá sea solo un mito persistente que el trióxido de arsénico (As_2O_3), que probablemente le mató, fue puesto en su sopa de guisantes por orden de su hermanastro Juan III. Bueno, quizá sea un mito la sopa de guisantes, no que su hermano Juan fuera el instigador. Él ya había mantenido a su esquizofrénico¹⁸⁸ hermano mayor Eric prisionero durante nueve años, y se han conservado varios documentos incriminatorios.¹⁸⁹

Eric murió en 1577, y su destino es un reflejo del de María Estuardo, quien fue sentenciada a una ejecución más convencional por su prima Isabel I^{xi} diez años más tarde. Resulta curioso que Eric, con cierta arrogancia hay que decir, había tratado de negociar matrimonios con estas dos damas distinguidas, y solo fue unos

¹⁸⁸ L. Sjöstrand, «Erik XIV: sinnessjukdom ett resultat av arv och dåligt samvete?», *Läkartidningen* 103, 3647 (2006).

¹⁸⁹ L. Ericson, *Johan III: en biografi*. (Historiska Media, Lund, 2004.)

pocos días antes de su partida para conocer a Isabel en persona cuando su padre Gustavo Wassa murió en 1560, lo que le distrajo con otros asuntos durante un tiempo.¹⁹⁰

En 1577 no había una buena manera de analizar el arsénico y probar el asesinato por envenenamiento, pero en 1829 la situación era diferente. Cuando John Bodle fue juzgado por haber asesinado a su abuelo, el octogenario George Bodle, en su granja en Plumstead cerca de Woolwich, la acusación pudo llamar a un testigo experto, James Marsh, inventor y (entre otras cosas) ayudante de Michael Faraday. Gracias a la previsión de la policía local, que ya tenía sospechas y había conservado el último café que George Bodle había bebido y los contenidos de su estómago, Marsh pudo analizar ambas cosas en busca de arsénico.¹⁹¹ Lo hizo añadiendo sulfuro de hidrógeno (H_2S), un gas maloliente, inflamable y venenoso que solía atormentar a los estudiantes en los laboratorios de química cuando yo era joven.

Por peligroso que pueda ser, basta tomar precauciones elementales para hacer seguro el manejo del H_2S incluso por estudiantes de primer curso, y se utilizaba de la misma manera que lo hizo Marsh, para cazar iones metálicos. El arsénico(III) —su estado de oxidación en el As_2O_3 — es grande y blando, situado como está bien abajo en la tabla periódica, y, puesto que los blandos se juntan, el H_2S liberará sus iones S^{2-} que rápidamente se combinarán con As^{3+} para dar el

¹⁹⁰ I. Anderson, «Erik XIV», en *Svenskt biografiskt lexikon*. (Riksarkivet, Estocolmo, 1953), vol. Band 14, p. 282.

¹⁹¹ T. Yeatts, *Forensics: Solving the Crime*. (Oliver Press, Inc, Minneapolis, 2001.)

sulfuro amarillo y muy insoluble, As_2S_3 . Sucede lo mismo con otros iones metálicos, especialmente los más grandes y más blandos, que a menudo forman fases sólidas coloreadas e insolubles que llamamos «precipitados» cuando aparecen en una disolución que previamente era clara. Algunos son rojo brillante, otros negros, otros blancos y otros amarillos. Así, añadir H_2S es un simple test visual para probar la presencia de varios iones metálicos.

Parecía que este era un caso claro, pues Bodle Jr. había estado dos veces en la farmacia local para comprar arsénico, normalmente disponible como veneno para ratas, y la criada había testificado sobre su disposición inusual para ayudar a traer agua para el café de su abuelo esa mañana concreta. Sin embargo, el problema para la acusación era que el As_2S_3 había envejecido en espera del juicio y había perdido su color amarillo brillante. Como consecuencia el jurado no aceptó la prueba técnica, y un asesino salió libre y probablemente heredó la importante granja de su abuelo.¹⁹²

James Marsh quedó muy frustrado y se propuso inventar un test mejor que se basaba en una curiosa propiedad del arsénico: su carácter metálico. El arsénico está situado por debajo del nitrógeno y el fósforo: el primero es un gas en su estado puro natural, y el segundo forma moléculas P_4 características. Pero conforme bajamos hacia esta región de la tabla periódica conocida como «elementos del grupo principal» aumenta la tendencia a ser metálico. El carbono no es un metal, pero el plomo, por ejemplo, sí lo es. El arsénico es un

¹⁹² J. Emsley, «Whatever Happened to Arsenic?», *New Scientist* 19, 10 (1985).

denominado metaloide, o semimetal, típico, e igual que el estaño puede darse en varias formas alotrópicas o cristalinas (véase el capítulo 17), de las que la más estable a temperatura ambiente es el arsénico gris que tiene una apariencia metálica. La clave del nuevo test que ideó Marsh, que fue perfeccionado durante el siglo XIX, está en que produce una superficie brillante y reflectante en el interior de un tubo de ensayo, fácil de conservar, lo que lo hace más característico y más sensible que la mera confianza en un polvo amarillo.¹⁹³

El test de Marsh tiene varios pasos más, pero no es un procedimiento difícil de seguir. Agatha Christie, como se mencionó antes, lo aprendió cuando era una estudiante de farmacia durante la primera guerra mundial, y ese hombre polifacético, Mervyn Bunter, el criado de lord Peter Wimsey, hace lo mismo en la novela de 1930 de Dorothy Sayers, *Strong Poison*.¹⁹⁴ Más sorprendente es quizá que aparece en la obra de la famosa autora de literatura infantil Astrid Lindgren. Antes de dedicarse a la literatura fue secretaria de un tal «Revolver-Harry» Söderman, un singular policía con un doctorado que utilizó su posición para entrenar en secreto a una importante fuerza armada de «policías» noruegos en un balneario sueco durante la ocupación alemana de Noruega. También fue uno de los fundadores de la moderna ciencia forense y

¹⁹³ S. H. Webster, «The Development of the Marsh Test for Arsenic», *Journal of Chemical Education* 24, 487-490 (1947).

¹⁹⁴ D. Sayers, *Strong Poison*. (Victor Gollancz, Londres, 1930.) [Hay traducción en castellano: *Veneno mortal*, Lumen, Barcelona, 2006.]

de Interpol. Sin duda Lindgren aprendió uno o dos trucos de él durante la segunda guerra mundial.¹⁹⁵

Pocos años después de escribir Pipi Calzaslargas y, con el tiempo, entrar en la historia de la literatura infantil, publicó una serie de tres novelas de crímenes para niños mayores y adolescentes, que al parecer desencadenó algo parecido a una «fiebre CSI» en Suecia en los años cincuenta. En una de ellas, un quinceañero utilizaba su conocimiento de la química para realizar el test de Marsh en una tableta de chocolate. Su nombre era Kalle Blomkvist, un nombre que también aparece en la trilogía Millenium^{lxii} de Stieg Larsson, y Mikael Blomkvist es interpretado por nada menos que Daniel Craig en la película de 2011 Los hombres que no amaban a las mujeres.^{196, 197}

De hecho, el procedimiento de Marsh es tan simple que lo voy a dar en detalle: es la única receta que usted encontrará en este libro.

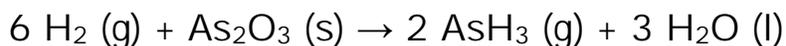
Se hace pasar gas hidrógeno (H_2) a través de la muestra. En este compuesto el hidrógeno tiene grado de oxidación cero, pero está deseando ceder sus dos electrones (uno por cada H) y convertirse en H^+ , ya sea como un ión o en un compuesto. El arsénico en As_2O_3 tiene estado de oxidación +III y tomará tres electrones de tres moléculas de hidrógeno y luego se combinará con el H^+ resultante para dar otro gas, arsano (AsH_3),^{lxiii} y agua. Como diría un químico

¹⁹⁵ K.-A. Sempler, «Revolver-Harry och Kalle Blomqvist», Ny Teknik, 29 de septiembre de 2001.

¹⁹⁶ A. Lindgren, Second trilogy title: Mästerdetektiven Blomkvist lever farligt. (Traducción inglesa: Bill Bergson Lives Dangerously, Raben & Sjögren, Estocolmo, 1951 [ed. inglesa 1954].)

¹⁹⁷ S. Larsson, First trilogy title: Män som hatar kvinnor. (Traducción inglesa: The Girl with the Dragon Tattoo, Norstedts, Estocolmo, 2005.) [Hay traducción en castellano: Los hombres que no amaban a las mujeres, Destino, Barcelona, 2008.]

el As^{3+} es reducido; es decir, el estado de oxidación baja (de +III a -III), y el hidrógeno es oxidado (de 0 a +1). Esta es la reacción redox:



El gas se libera ahora de la muestra y puede pasar a un tubo de ensayo con el gas H_2 sobrante. Cuando se calienta con una llama la parte superior del tubo, el gas arsano se descompondrá para dar arsénico metálico y gas hidrógeno de nuevo:



Una advertencia: a Agatha Christie le estalló una cafetera mientras ensayaba el test;^[117 más atrás] como vimos en el capítulo 3 el gas hidrógeno puede ser explosivo.

El metal está inicialmente presente como un gas, pero rápidamente incide en la superficie de vidrio más fría y se condensa, igual que el vapor de agua, formando un bonito «espejo» metálico en el interior del tubo.

El enorme interés en esta reacción, que atrajo la atención de pesos pesados de la química del siglo XIX tales como Jöns Jacob Berzelius en Suecia y Justus Liebig en Alemania, no solo era debido a su potencial para atrapar criminales. El arsénico era un problema por dos razones. Normalmente estaba disponible para cualquiera como un veneno para ratas y por ello podía aparecer por accidente en casi

cualquier lugar (cuando las ratas morían); y, lo que es más importante, la gran atracción entre los dos iones blandos As^{3+} y S^{2-} significaba que el hierro, a menudo obtenido a partir de minerales que contienen sulfuros, tendría con frecuencia bajos niveles de arsénico presentes. Mediante varios procesos estos átomos de arsénico se transferirían a otras sustancias químicas, en especial ácido sulfúrico que entonces, como ahora, era la base misma sobre la que estaban hechos muchos compuestos. Así pues, un test de arsénico fiable era importante en muchas áreas, como lo sigue siendo hoy.

Hace tan solo unos pocos años se destapó un enorme problema con el arsénico en Bangladesh. No era un problema debido a contaminación industrial sino a que nuevos pozos de agua fresca para reemplazar la insalubre agua superficial afloraban agua con un alto contenido de arsénico debido a la composición química de los minerales que se encontraban en el subsuelo.^{198, 199}

Juan III, que envenenó a su hermano con arsénico de la forma más maquiavélica, no tuvo ni mucho menos el mismo éxito que su homóloga inglesa Isabel I. Su hijo Segismundo, ya elegido rey de la muy católica República Polaca, le sucedió en 1592. El tío de Segismundo, Carlos, un protestante y hermano menor de Eric y Juan, le desplazó del trono en 1599. Solo entonces pudo Suecia escapar realmente de estas transiciones de poder medievales.

¹⁹⁸ B. K. Mandal, K. T. Suzuki, «Arsenic Round the World: A Review», *Talanta* 58, 201 (2002).

¹⁹⁹ D. Chakraborti, M. M. Rahman, K. Paul, U. K. Chowdhury, M. K. Sengupta, D. Lodh, C. R. Chanda, K. C. Saha, S. C. Mukherjee, «Arsenic Calamity in the Indian Subcontinent: What Lesson Have Benn Learned?», *Talanta* 58, 3 (2002).

Capítulo 22

Para regresar al futuro

En este capítulo se habla de un metal muy caro y de cómo utilizarlo para abaratar un medicamento costoso. También se hablará de cómo salvar el mundo y de un problema de transporte en el cerebro.

Hay diferentes maneras de ser impulsado al estrellato. En 1953 Audrey Hepburn utilizaba una Vespa en la película de William Wyler, *Vacaciones en Roma*. El inseguro viaje termina en una comisaría, y con Hepburn ganando un premio de la Academia a la mejor actriz. Un planteamiento muy diferente fue el que adoptaron Michael Douglas y sus amigos en *Tras el corazón verde* (Robert Zemeckis 1984, con Douglas también como productor), donde Douglas y Kathleen Turner son perseguidos durante casi toda la película por Danny DeVito en un Renault 4L blanco.

Estos modos de transporte modestos no eran del estilo de Michael J. Fox en la siguiente película de Zemeckis, *Regreso al futuro*. Aquí el vehículo de Fox a la fama internacional es un deportivo DeLorean impulsado por plutonio. Aunque Piaggio (los fabricantes de la Vespa utilizada por Hepburn) y Renault son grandes compañías que aún existen, la DeLorean Motor Company ya estaba en bancarrota en 1982, demasiado pronto para aprovecharse del éxito de la película que hizo una gran taquilla en todo el mundo en 1985. Pero incluso si usted pudiera encontrar un DeLorean DMC-12 de segunda mano,

el único modelo construido por la compañía, no espere que le lleve a los años cincuenta ni siquiera si lo alimenta con plutonio.

En la película, el personaje que interpreta Fox, Marty McFly, queda atrapado en una paradoja temporal y literalmente necesita salvar su propio futuro. En la vida real, seis años más tarde, cuando tenía veintinueve años, a Fox se le diagnosticó la enfermedad de Parkinson, lo que supuso el inicio de un combate muy real para volver a su propio futuro combatiendo a la enfermedad en todos los niveles.

La enfermedad de Parkinson es lo que se conoce como un trastorno neurológico degenerativo. Es crónica y de momento no hay cura, pero existen tratamientos para combatir los síntomas. Fue descrita en detalle por primera vez por el médico inglés James Parkinson, y bautizada con su nombre por el influyente Jean-Martin Charcot a quien encontramos brevemente en el capítulo 12. Los síntomas clásicos son temblores, rigidez, lentitud de movimientos y problemas de equilibrio. El problema para los doctores, y en consecuencia para sus pacientes, es que no hay ningún test químico o bioquímico sencillo para la enfermedad de Parkinson, lo que a veces hace del diagnóstico un asunto complicado.

Lo que sí sabemos, sin embargo, es que los problemas derivan de una pérdida de células nerviosas en el cerebro y una disminución en la producción de una molécula que transmite señales llamada dopamina (se muestra en la Figura 46).

Una manera intuitiva de tratar los síntomas sería sencillamente suministrar al cerebro la molécula de dopamina que falta. Sobre el papel esto parece sencillo, pero en la realidad resulta más difícil debido a dos problemas químicos que no guardan ninguna relación. El primer obstáculo es la barrera sangre-cerebro que en esencia mantiene un estricto control de las sustancias que se dejan entrar en el sistema químico del cerebro. Si inyectamos dopamina directamente en el flujo sanguíneo, rebotará en dicha barrera porque es una molécula muy amante del agua, que tiene lo que se conoce como «grupos polares»: $-NH_2$ (la funcionalidad amina) y los dos $-OH$ (los grupos alcohol). Lo que sí podemos hacer es suministrar al cerebro la molécula que él mismo utiliza para producir dopamina, porque esta función sigue intacta.

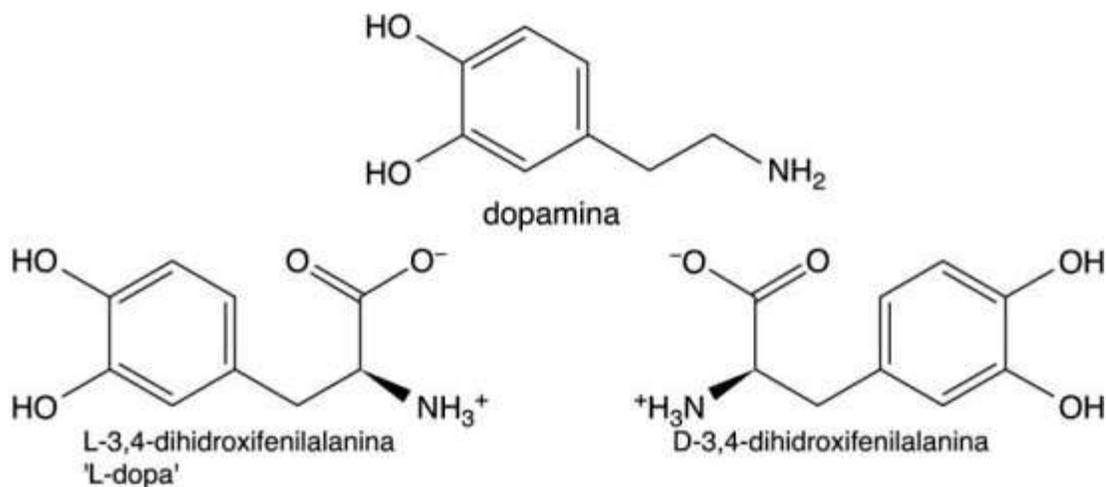


FIGURA 46. Dos moléculas del cerebro esenciales y una sin ninguna función. La D-3,4 dihidroxifenilalanina es inactiva e imagen especular de la L-dopa. Las líneas negras significan que estos enlaces apuntan hacia fuera del plano del papel.

Esta molécula se llama L-3,4-dihidroxifenilalanina, o L-dopa para abreviar.²⁰⁰ A la vista de la misma y recordando lo que acabamos de decir, parece que esta molécula tendría una probabilidad mucho menor de atravesar la barrera sangre-cerebro, pues no solo tiene los grupos alcohol sino que también tiene un extremo aminoácido cargado, y algo que está cargado será amante del agua. La manera de pasar la barrera es que la L-dopa viaje con una proteína que específicamente reconoce y oculta este extremo cargado: para evitar el agua tomará un taxi que le cruce la frontera.

El otro problema es el tráfico por la izquierda. Cuando las moléculas hacen un viaje con el taxi proteína, el tráfico es por la izquierda, y las moléculas de L-dopa encajan perfectamente en el asiento a la izquierda del conductor. Eso está bien, mientras solo tengamos L-dopa en nuestro medicamento. La L-dopa se conoce también como «levodopa», donde «levo» es lo que representa la «L» y procede del latín *laevus* para lado izquierdo, pues una solución de este compuesto rotará la luz polarizada en sentido contrario a las agujas del reloj. El problema es que cuando hacemos esta sustancia química en el laboratorio obtenemos una mezcla de L-dopa y su imagen especular D-dopa, tal como se muestra en la Figura 47.

²⁰⁰ J. Wennerberg, *Läkemedel som förändrat världen*. (Apotekarsocieteten, Estocolmo, 2012.)

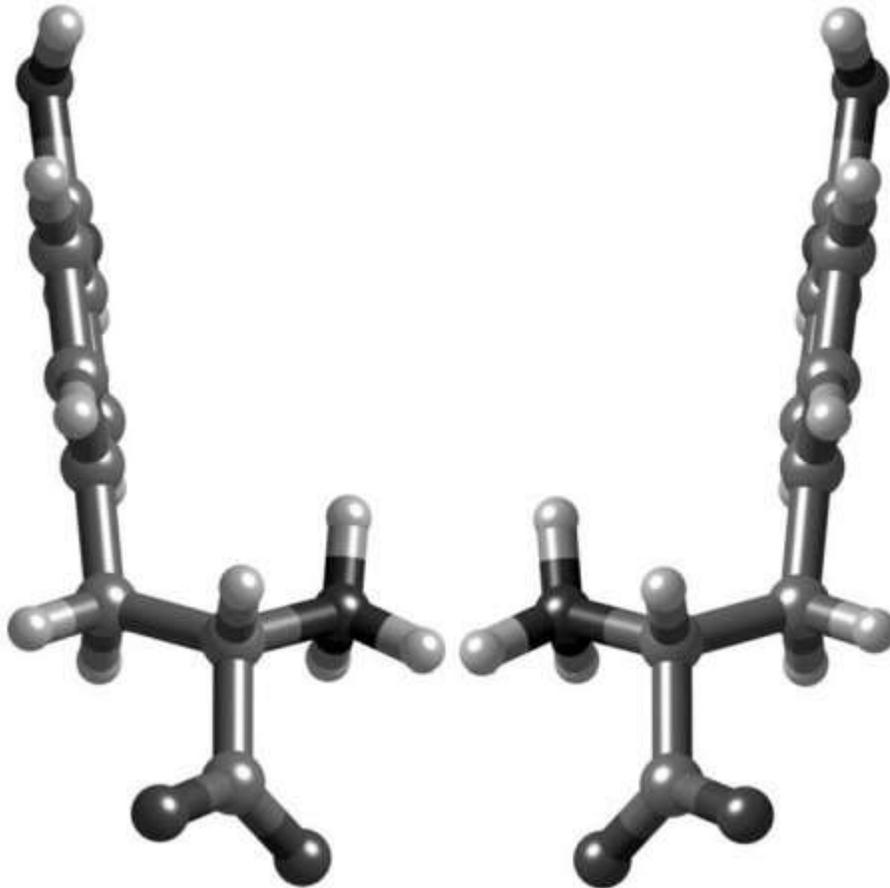


FIGURA 47. L-dopa y D-dopa, moléculas especulares de mano izquierda y derecha. Solo la zurda es buena contra la enfermedad del Parkinson.

Imagine que la gran parte plana de la molécula de L-dopa que sobresale en su lado izquierdo es una enorme escayola que envuelve su pie y su pierna izquierda, y que usted necesita un taxi que le cruce la frontera sangre-cerebro. Cuando usted se sienta en la parte delantera del taxi, normalmente hay más espacio hacia la puerta mientras que queda menos sitio hacia el asiento del conductor; por

ello, usted estará más cómodo en un automóvil con el volante a la derecha que viaje por el lado izquierdo de la carretera.

En el caso de las moléculas de D-dopa reales este efecto es todavía más pronunciado: ni siquiera entrarán en el automóvil; e incluso si lo hicieran, el enzima que recorta la parte de ácido carboxílico en la L-dopa y la transforma en la dopamina necesaria no reconocería la D-dopa.

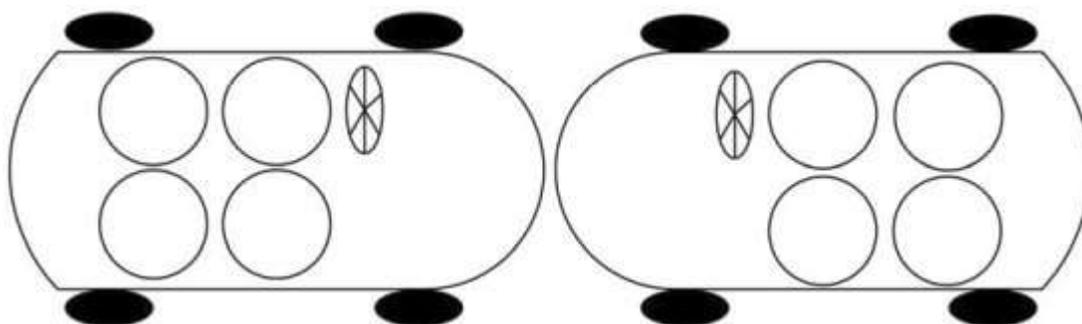


FIGURA 48. Automóviles para conducir por la izquierda y por la derecha de la carretera son también imágenes especulares; los químicos los llamarían «enantiómeros».

Por lo tanto, solo deberíamos hacer L-dopa y dársela a pacientes con enfermedad de Parkinson. Sin embargo, esto es más fácil de decir que de hacer. Estos tipos de moléculas que tienen imágenes especulares que no son idénticas, como una mano derecha y una mano izquierda, se denominan ópticamente activas (o más correctamente quirales),^{lxiv} y durante mucho tiempo solo se podían obtener a partir de fuentes biológicas. Cada vez que los químicos lo intentaban en sus laboratorios, en el fondo del matraz aparecían

tanto moléculas de mano derecha como de mano izquierda, un hecho que Dorothy Sayers y Robert Eustace utilizaron con ingenio como trama argumental en su novela *The Documents in the Case*, publicada en 1930.²⁰¹

Pero hemos recorrido un largo camino desde los años treinta y hoy día los químicos hacen de forma rutinaria en el laboratorio una u otra imagen especular (o enantiómeros, como preferimos llamarlas) de gran número de moléculas. Puede seguir siendo difícil y costoso, especialmente para producción a gran escala, y por eso mis amigos en la química orgánica se dedican a la investigación tratando de encontrar nuevos y mejores métodos de hacerlo.

Por suerte para quienes sufren la enfermedad de Parkinson, el problema de la L-dopa fue resuelto en el año 1968 por William Knowles, un químico industrial que trabajaba para Monsanto, una compañía química con base en Estados Unidos. Entonces ya estaba claro que habría una gran demanda de dicha molécula, mucho mayor que la que pudiera proporcionar cualquier fuente natural, y en 1974 comenzó la producción industrial. Habían pasado catorce años desde que por primera vez Arvid Carlsson de la Universidad de Gotemburgo sugiriera la L-dopa como tratamiento para la enfermedad de Parkinson.

No voy a entrar en detalles del trabajo de ninguno de estos dos caballeros; está descrito de forma adecuada en otros lugares, en particular en la página web de la Fundación Nobel, pues tanto

²⁰¹ D. Sayers, R. Eustace, *The Documents in the Case*. (Victor Gollancz, Londres, 1930.)

Carlsson (Medicina y Fisiología, 2000) como Knowles (Química, 2001) llegaron a ser premios Nobel por su investigación sobre la L-dopa. Sin embargo, un elemento central del proceso comercial de la L-dopa de Monsanto es la catálisis que utiliza el preciado metal rodio, y la catálisis es un concepto tan fundamental en la química moderna que merece otra mirada.

Hasta ahora nos hemos familiarizado vagamente con el concepto de un catalizador, una sustancia que hará que una reacción química se produzca de una forma mucho más rápida sin que la misma se consuma en el proceso; pero quizá no conocemos exactamente la importancia fundamental que tendrá para nosotros en el futuro. Si una reacción química no se produce de forma suficientemente rápida, ¿qué hacemos en ausencia de un catalizador adecuado? La impulsamos, muy a menudo con calor, pero si hacemos esto continuamente nos saldrá muy caro en energía. Otro problema es lo que llamados rendimiento y subproductos. Un catalizador mejor convertirá más de nuestros materiales de partida en productos útiles y dará menos residuos. E igualmente importante, habrá menos problemas para separar el material bueno de las moléculas no deseadas, una tarea que demanda mucha energía en la mayoría de los procesos químicos comerciales.

Lo que hicieron Knowles y su equipo fue diseñar una molécula que contiene rodio con un lado del pequeño ión metálico protegido con

una molécula orgánica que utiliza fósforo para unirse al rodio.²⁰² Esta molécula orgánica ya tiene «mano», y aunque la reacción se realiza sobre el átomo de rodio, esta mano determinaba cuál de las dos moléculas de dopa posibles se producía. Tras la reacción con el hidrógeno y el material de partida, una molécula de L-dopa se separará del átomo de rodio, lo que permite que el ensamblaje entero de rodio, más su molécula orgánica con fósforo añadida, vuelva a su estado de partida y el proceso está listo para empezar de nuevo.

Un catalizador solo tiene una restricción importante: no es una piedra filosofal y la catálisis no puede violar las leyes de la termodinámica. Es imposible encontrar un catalizador que convierta agua y dióxido de carbono en combustible porque, en lenguaje termodinámico, es una reacción cuesta arriba. Las únicas reacciones que podemos hacer son las que son cuesta abajo en términos de energía libre de Gibbs (que encontramos cuando discutimos los botones de Napoleón), que no es exactamente lo mismo que decir que todas las reacciones espontáneas producen calor.

²⁰² W. S. Knowles, «Nobel Lectures», en Les Prix Nobel: The Nobel Prizes 2001, T. Frängsmyr, ed. (Nobel Foundation, Estocolmo, 2002.)

cuando vuelven a despertarse el profesor ya ha entrado en derivadas parciales con símbolos tales como S , G y μ , y es muy difícil hacerse con ella. Esto es parecido a oír a alguien que explica cómo funciona el críquet, quedarse dormido mientras se está contando que el bateador tiene que golpear la bola y despertarse más tarde cuando el juego ya está en marcha.

Para mí, la termodinámica es sentido común con gafas matemáticas. De repente uno puede ver cosas de una manera mucho más nítida, explorar relaciones de otro modo ocultas y llegar a conclusiones a las que uno estaba ciego previamente. Por ejemplo, partiendo de cantidades conocidas de moléculas A y B, digamos dióxido de carbono y agua, se puede calcular cuánto C y D, digamos octano (una molécula de hidrocarburo en el petróleo) y oxígeno, se puede formar a una temperatura dada: en este caso es cero, porque para la energía libre de Gibbs el viaje es siempre cuesta arriba. Demasiado malo para nosotros; no hay tales atajos para resolver el calentamiento global.

Así que la catálisis no puede cambiar la termodinámica, pero es a las reacciones químicas lo que la ingeniería civil es a los Alpes: uno no necesita cruzar los pasos montañosos para llegar al Mediterráneo, puede atravesar el túnel del Simplón. Los catalizadores proporcionan bonitos atajos cuesta abajo que evitan lo que los químicos llaman «barreras cinéticas» o «energías de activación» (ilustradas en la Figura 50). Estas se parecen mucho a nuestras propias barreras de activación: está bien tumbarse en el

sofá, pero mejor está echarse a dormir en la cama, aunque se necesite cierto esfuerzo para llegar.

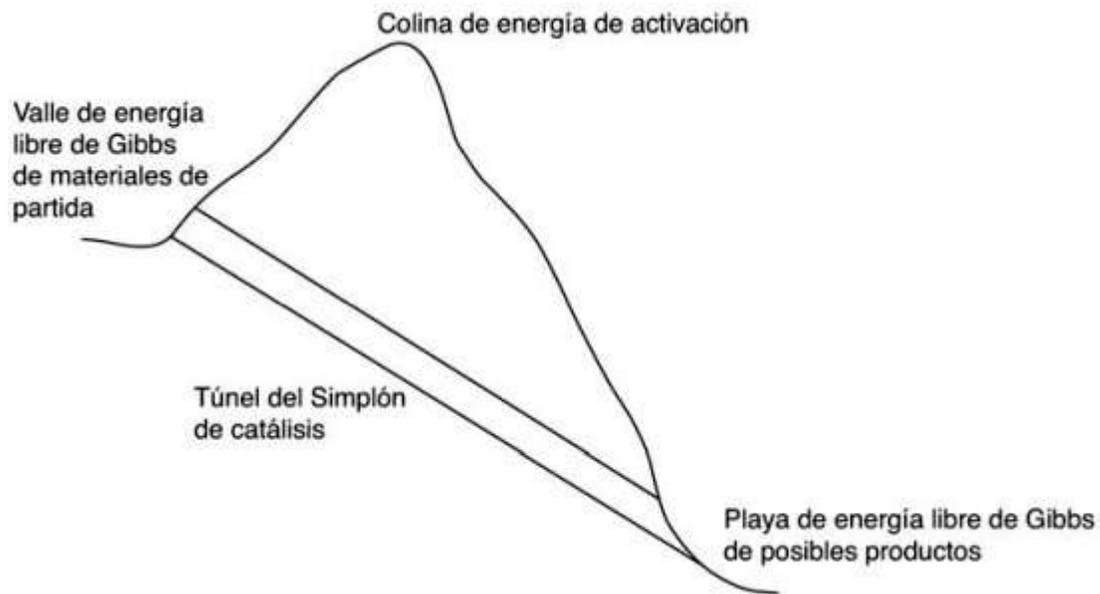


FIGURA 50. El cálculo de la energía libre de Gibbs nos dice si el camino a la playa es cuesta abajo pero no nos dice cómo llegar allí. Viajar a través del túnel de catálisis será la mejor solución.

La catálisis no es algo que solo sucede en la industria o en un convertidor catalítico en un automóvil. Sucede con cada bocanada de aire que uno toma. Moléculas orgánicas tales como carbohidratos, grasas y azúcares suministran la energía que necesitamos en nuestro cuerpo. Cuando son digeridas, la energía se convierte en formas útiles que impulsan nuestros procesos bioquímicos, y se producen dióxido de carbono y agua como residuos. El dióxido de carbono está en forma de iones bicarbonato (HCO_3^-), y estos necesitan tomar un ión H^+ y dividirse en agua y CO_2 gaseoso antes

de que podamos exhalar el dióxido de carbono a través de nuestros pulmones. Se puede observar cómo sucede esta reacción si se añade jugo de limón (siendo ácido proporcionará los iones H^+) al agua carbonatada, y aunque parezca que la reacción sucede en un instante —pues vemos que las burbujas de CO_2 se forman inmediatamente— en términos bioquímicos es demasiado lenta para permitir que funcione nuestra respiración. En nuestro cuerpo tenemos un enzima que contiene zinc, llamado «anhidrasa» que cataliza esta reacción, y es uno de los más eficaces de todos los enzimas conocidos.

En términos generales, un enzima es una proteína que funciona como un catalizador, y en el cerebro hay otro que tomará las moléculas de L-dopa y las convertirá en el neurotransmisor activo dopamina. Así es como obtienen cierto alivio quienes sufren la enfermedad de Parkinson.

La formación de la dopamina a partir de L-dopa puede ser una reacción cuesta abajo en términos de energía libre de Gibbs, pero formar las moléculas de dopamina en el cuerpo probablemente no lo es. ¿Cómo trata con esto nuestra bioquímica? ¿Es una propiedad especial de la vida? No, lo que hace el cuerpo es acoplar reacciones químicamente, algo parecido a acoplar vagones que carecen de motores propios a una locomotora para formar un tren.

En la Figura 51, el pequeño tren que se encuentra más a la derecha puede descender sin esfuerzo a la playa de productos de baja energía. Sin embargo, la energía en exceso será transformada en

calor y desaparecerá en el universo, y no hay ninguna manera en que podamos utilizar dicha energía para mover el pequeño tren de la izquierda, a menos que acoplemos químicamente estas reacciones mediante un reactivo común o un producto intermedio. Esto nos da el cable que moverá este tren desde el valle de los materiales de partida estables a la alta meseta de las moléculas deseadas.

Los químicos saben ahora mucho sobre los principios de la catálisis y cómo utilizar metales, moléculas orgánicas y enzimas para conseguir lo que necesitamos, pero también sabemos que queda mucho por hacer. Quizá el buen trabajo que está haciendo la Fundación Michael J. Fox en la Investigación del Parkinson^{lxv} 204 tendrá la ayuda de algún nuevo proceso catalítico. Quizá la solución a la enfermedad de Parkinson esté en otro lugar, en la investigación de células embrionarias o en enfoques más biológicos, antes que en fármacos con moléculas pequeñas. Hay esperanzas, siempre que podamos mantener en marcha nuestra preciada sociedad altamente tecnológica suministrando la energía suficiente.

²⁰⁴ The Michael J. Fox Foundation for Parkinson's Research. <https://www.michaeljfox.org>, consultado el 5 de noviembre de 2012.

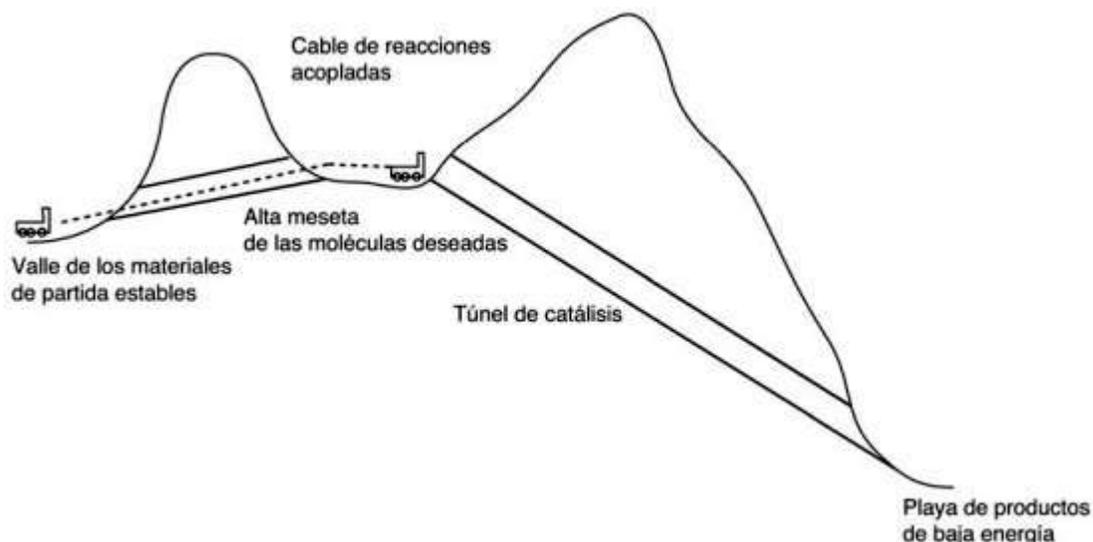


FIGURA 51. Dejando que el tren de la derecha tire del tren de la izquierda, podemos llevar el tren de la izquierda a la alta meseta de moléculas deseadas mientras el tren de la derecha desciende a la playa de productos de baja energía.

Esta cuestión de la energía global también tiene una respuesta en la catálisis. Enormes suministros ocultos de carbón no pueden salvarnos a largo plazo, ni siquiera con una eliminación eficiente del dióxido de carbono. La energía de fisión nuclear puede ser relevante a corto plazo, pero pocos la ven como una solución permanente, y la energía de fusión nuclear es la gran incógnita en la que no podemos confiar. Por el contrario, lo que sí sabemos que es posible es la reacción entre la energía de los rayos solares, en forma de fotones de alta energía, y el agua para dar hidrógeno y oxígeno, H_2 y O_2 . Es cuestión de calcular la energía libre de Gibbs del proceso:



En el caso de los fotones de la luz visible y la ultravioleta encontramos que este proceso es cuesta abajo. Podríamos disfrutar en todo el camino a la playa solo con que encontremos el catalizador correcto. La «fotosíntesis artificial» es el nombre con gancho que tenemos para esto, y ha sido una especie de Santo Grial para los físicos durante mucho tiempo. En la comedia clásica *Vive como quieras* de 1938, dirigida por el ingeniero químico Frank Capra,^{lxvi},²⁰⁵ James Stewart confiesa a Jean Arthur que lo que realmente quiere hacer es entender la fotosíntesis, en lugar de amasar dinero como el resto de su familia.

Sin embargo, Capra no nos da una solución. La escena sirve para mostrar la noble naturaleza del personaje de Stewart, Tony Kirby, para con su prometida, Alice Sycamore, pero los autores de thriller tecnológico Clive y Dirk Cussler hacen eso mismo con descaro en la novela *Arctic Drift* de 2004.,²⁰⁶ No inclinados a ahorrar los fuegos de artificio en sus tramas, ellos recurren a los barcos perdidos *Terror* y *Erebus* de la expedición de Franklin (véase el capítulo 18), y basan la solución a los problemas mundiales de energía en la catálisis del rutenio, con un magnate del gas y el petróleo —que sería un digno adversario de James Bond— como genio del mal.

La afirmación del epílogo de que «La Kitimat Photosynthesis Station convertirá con seguridad y eficiencia el dióxido de carbono en agua e

²⁰⁵ Fast Facts About Caltech History. (California Institute of Technology, Pasadena, 2009.) <http://archives.caltech.edu/about/fastfacts.html>, consultado el 8 de abril de 2013.

²⁰⁶ C. Cussler, D. Cussler, *Arctic Drift*. (Putnam, Nueva York, 2008.) [Hay traducción en castellano: *Tormenta en el Ártico*, Plaza & Janés, Barcelona, 2014.]

hidrógeno sin ningún riesgo para el ambiente» deja claro que en esta novela se ha puesto más imaginación que ciencia. ¿Dónde van los carbonos y de dónde procede el hidrógeno si se empieza con CO_2 y se acaba con H_2O y H_2 ? Sin embargo, los autores utilizan el metal de transición rutenio, a la izquierda del rodio en la tabla periódica, como catalizador. Esto no es ningún disparate, pues el rutenio es realmente un favorito para los químicos que trabajan para crear sistemas que pudieran recoger rayos solares y convertirlos en energía utilizable. No obstante, las hojas verdes no utilizan rutenio; para empezar, no habría suficiente. En su lugar, los iones de los metales magnesio, hierro, cobre y manganeso se utilizan en la maquinaria enzimática muy compleja que los científicos llaman Fotosistema I y Fotosistema II.

Menos claro es Ian McEwan, un escritor aclamado por la crítica, acerca de lo que su antihéroe Michael Beard utiliza como catalizador en la novela *Solar* de 2010.²⁰⁷ Este abominable premio Nobel de Física sin conciencia y muy poca creatividad científica, roba un invento de un colega más joven que oportunamente (para Beard) cae muerto en su salón. Al final nos quedamos en la oscuridad respecto a si el invento será realmente capaz de catalizar la reacción de fotones más agua para dar oxígeno e hidrógeno, pero algo de física correcta ha entrado en este libro. El propio McEwan nos dice: «Creo que una de las razones por las que encuentro aburridas muchas novelas es que solo tratan de las emociones; no

²⁰⁷ I. McEwan, *Solar*. (Random House, Nueva York, 2010.) [Hay traducción en castellano: *Solar*, Anagrama, Barcelona, 2011.]

tienen suficiente inteligencia muscular. Me gustan las noveles que tienen ambas cosas. Muchas novelas son también muy tímidas desde un punto de vista intelectual». ²⁰⁸

Tanto el rodio como el rutenio son metales muy caros, pero como catalizadores pueden utilizarse una y otra vez; eso es lo importante. La catálisis será importante para futuros sistemas de energía. No sabemos si lo será para curar la enfermedad de Parkinson, pero de momento la catálisis proporciona gran alivio a muchos pacientes. Por estas y muchas otras razones similares ha llegado el momento de terminar el libro, enfundarse la bata de laboratorio y ponerse a enseñar e investigar, pues nunca antes el mundo ha necesitado la química y los profesionales con formación en química tanto como los necesita hoy.

²⁰⁸ J. Griggs, «Ian McEwan: Mr Sunshine», New Scientist, 30 de marzo de 2010. <http://www.newscientist.com/blogs/culturelab/2010/03/ian-mcewan-mr-sunshine.html>, consultado el 12 de junio de 2013.

Agradecimientos

Mis primeros agradecimientos son para mi familia, Nina Kann, Agnes Öhrström Kann y Rebecka Öhrström Kann, quienes han tenido que aguantar este proyecto durante demasiado tiempo.

Gracias también a Latha Menton, Emma Ma y el equipo editor en Oxford University Press, Bernadette Plissart y la colonia de escritores y artistas sueco-finés-escoceses en Grez-sur-Loing en las afueras de Fontainebleau, y Peter Cottino y su equipo en la Fundación Axel Munthe Villa San Michele en Capri.

Muchas personas han leído partes seleccionadas del manuscrito y les estoy agradecido por haber corregido mis errores y por sus valiosos comentarios. No obstante, de ninguna manera son responsables de los errores y omisiones que sin duda permanecen, que son exclusivamente míos. Mis sinceros agradecimientos a Nina Kann, Claes-Rune Öhrström, Göran Svensson, Christian Ekberg, Neil Champness, Deborah Kays, Anna Börje, Jerker Mårtensson, Vratislav Langer, Per Lincoln, Per Cullhed, Birthe Sjöber, Torbjörn Granlund, Gunnar Westman, Göran Petersson, Hans Nissbrandt, Anna Said, Alireza Movahedi, Susan Bourne, Linda Kann, Jan Reedyk, Vadim Kessler, Peter Stilbs, Lars Bentell, Britt Marie Hartvig, Johanna Nganunu Macharia, Claes Niklasson, Isabelle Michaud-Soret, Marie Brigantini, Petter Djerf, Antii Laurila, Elina Laurila y Berndt Björlenius.

Por sus diversas ayudas en las investigaciones doy las gracias al finado Theodore Rockwell, Bjarne Bekker, Frank Delaney, Mary Greene, Daniel Rabinovitch, Eugenijus Butkus, Rimantas Jankauskas, Adam Zamoyski, John Williams, Yngve Axelsson, Richard Van Treuren, Wilco Keur, Anders Edling, The Lithuanian National Museum en Vilna, The Manuscript Collection en la Biblioteca de la Universidad de Upsala, Biblioteca Chalmers y Jernkontoret en Estocolmo.

Por su ayuda financiera quiero dar las gracias a la Fundación Hasselblad por una beca para una estancia en el hotel Chevillon en 2008, a la fundación Axel Munthe Villa San Michele por financiar mi estancia en Villa San Michele en Capri en 2011, y a la Real Sociedad de Química por una beca de autor internacional en 2012. Asimismo se reconoce con gratitud el generoso apoyo de la Fundación Chalmers durante 2012.

Bibliografía

Para las referencias generales a la industria química y la ingeniería química he utilizado las enciclopedias en varios volúmenes que son herramientas estándar para el ingeniero químico y contienen artículos importantes sobre todo lo que tiene que ver con la química, desde energía nuclear hasta fragancias:

- Kirk-Othmer Encyclopedia of Chemical Technology. (John Wiley & Sons, Nueva York 1999-2012).
- Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry. (Wiley-VCH Verlag GmbH & Co. Weinheim, 1999-2013.)

Para referencias generales a la química:

- F. A. Cotton, G. Wilkinson, Advanced Inorganic Chemistry. (Wiley, Nueva York, 1989.) [Hay traducción en castellano: Química inorgánica avanzada, Limusa Wiley, México, 2003.]
- N. N. Greenwood, A. Earnshaw, Chemistry of the Elements. (Pergamon Press, Oxford, 1997.)

Para la historia de la química y la industria química tengo en mi estantería:

- J. Ihde, The Development of Modern Chemistry. (Dover Publications, Nueva York, 1984.)

Otras referencias más generales:

- J. Emsley, *Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements*. (Oxford University Press, Oxford, 2003.)
- J. Emsley, *The Elements of Murder*. (Oxford University Press, Oxford, 2005.)

Para información general sobre películas y actores he utilizado básicamente:

- L. Maltin, *Leonard Maltin's 2010 Movie Guide*. (Plume, Nueva York, 2009.)
- D. Thomson, *The New Biographical Dictionary of Film*. (Knopf, Nueva York, 2003.)

ⁱ Aunque no es un ejercicio trivial, ni siquiera para los físicos, la mecánica cuántica dará la misma tabla periódica y muchas bellas explicaciones sobre el comportamiento de los elementos.

ⁱⁱ Esta es la respuesta que, tras millones de años de cálculos, da el superordenador Pensamiento Profundo a la pregunta sobre el sentido de la vida en la novela de Douglas Adams. (N. del t.)

ⁱⁱⁱ Y en mi edición de 1946 del *Laerebog i uorganisk kemi* de Niels Bjerrum aún se sienta allí, pese a que Bjerrum fue antiguo profesor de química de Niels Bohr.

^{iv} Como se ilustraba en la portada de la revista estadounidense *Popular Mechanics* en 1949.

^v Lady Ruth Williams Khama, 1923-2002.

^{vi} La película recibió dos Oscar (premios de la Academia): el de mejor actriz para Hepburn y el del mejor guión original para William Rose

^{vii} Con el sodio esta reacción genera tanto calor que a veces se inflama el hidrógeno.

^{viii} En general denotaremos los estados de oxidación con números romanos.

^{ix} Así los llamamos en el preámbulo; «capa» es el término con el que se habrá encontrado en la escuela.

^x Este es un importante proceso industrial. El neón y los demás gases nobles tienen varios usos, y el nitrógeno líquido es importante para enfriar pero hay que separarlo del oxígeno líquido, que es una sustancia muy peligrosa.

^{xi} Pero aquí están, en cualquier caso. Por cada átomo de uranio se necesitan dos átomos de calcio. Puesto que la masa atómica del uranio es 238 y la del calcio es 40, esto significa que con 80 gramos de calcio se pueden obtener 238 gramos de uranio, y 30 toneladas de calcio darán, al menos en teoría suponiendo que la reacción marcha bien, $30 \cdot 238 / 80 = 187$ toneladas de uranio.

^{xii} n es el número de moléculas, normalmente expresado como número de moles, y T es la temperatura en grados Kelvin (6×10^{23} moléculas hacen 1 mol).

^{xiii} Esto, dicho sea de paso, no es muy sostenible. Lo que realmente queremos hacer hoy es producir hidrógeno con ayuda de la luz solar, ya sea mediante algún ingenioso proceso fotocatalítico o mediante células solares y electrólisis.

^{xiv} La palabra sueca jern es el término antiguo para järn que significa 'hierro'.

^{xv} Técnicamente hablando, los aceros son aquellos materiales de hierro que contienen menos de un 2 % de carbono en peso. Aquellos con concentraciones más altas de carbono tienen nombres diferentes, por ejemplo el hierro colado.

^{xvi} Los valores reales de los radios atómicos son 0,07 nanómetros para el carbono y 0,14 nanómetros para el hierro.

^{xvii} Por supuesto, él visitó las minas Joachimsthal en Bohemia (capítulos 1 y 2), aunque en esa época solo eran conocidas por su producción de plata. Él anotó que las damas vestían de forma similar a las de su ciudad natal sueca de Hedemora.

^{xviii} «Entonces, como ahora, un tufo a clavo y especias tropicales salía desde la costa a recibir al viajero, y en la costa misma un mar lento y aceitoso de un azul maravilloso bañaba los blancos corales de la playa.» Alan Moorehead, *The White Nile*, Harper & Row, 1960 (hay traducción castellana: *El Nilo Blanco*, Plaza y Janés, Barcelona, 1961), escribiendo sobre John Hanning Speke y (sir) Richard Burton al llegar en su expedición a los Grandes Lagos en 1856.

^{xix} En las historias de Harry Potter se conoce como muggles a quienes no creen en la magia o no saben utilizarla. (N. del t.)

^{xx} Una revista de alimentación sueca publicó hace unos pocos años una receta de un pastel de manzana con la errata «20 nueces moscadas» en lugar de «20 kryddmätt» (aproximadamente media cucharadita de té). El pastel, para aquellos que inconscientemente siguieron las instrucciones, debería haber sido incomible, pero pese a todo algunas personas llegaron a probar lo suficiente para tener síntomas de jaquecas y mareos.

^{xxi} Muy bien, yo no estoy autorizado a decir esto. De hecho, no debería estar hablando de los electrones de esta manera tan frívola. Debería hablar de densidad de probabilidad de electrones y de funciones de onda. Esto se debe a que los electrones, como sucede con los animales individuales en una manada de cebras, son imposibles de distinguir unos de otros de esta manera.

^{xxii} Para hacerlo aún más complicado, esta mezcla cambiará dependiendo de la variedad y del lugar en donde se hayan cultivado las especias.

^{xxiii} Hay buenas maneras de hacer crecer cristales de azúcar a partir de una disolución acuosa. Con un poco de paciencia, puesto que se necesitan días, son buenos experimentos para hacer con niños, ¡pero entonces la recompensa es que se pueden hacer crecer cristales realmente grandes!

^{xxiv} Recientemente se han obtenido buenas imágenes de moléculas planas utilizando la microscopía de fuerzas atómicas (AFM), pero la mayoría de las moléculas, como la sacarosa, tienen una forma no plana y no pueden investigarse de esta manera. J. Svensson, «A really close look at molecules», *Kemivärlden Biotech med Kemisk Tidskrift*, marzo de 2013, 39-41.

^{xxv} La fábula en la que el gobernante complacido le pide al inventor del ajedrez que escoja su recompensa y este dice que quiere un grano de arroz por la primera casilla del tablero, dos por la segunda y doblando el número en cada casilla hasta llegar a la sesenta y cuatro.

^{xxvi} Como ejemplo que explica la cristalografía, este compuesto no es realmente el mejor, pues es un poco más complicado que su cristal medio. Podemos considerar la composición variable como soldados en un desfile que llevan diferentes gorras, lo que crea otro tipo de orden además de los hombres hombro-con-hombro en líneas e hileras claras. El término técnico es «modulado inconmensurable», y mis amigos cristalógrafos me dicen que no hay problema para entenderlo, basta con moverse en la cuarta o la quinta dimensión del espacio.

^{xxvii} No quiero darle la impresión de que los químicos son descuidados en su práctica de poner nombres: estos se parecen más a apodos o nombres comerciales. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) no deja de elaborar términos, palabras y gramática para la

denominación inequívoca de los compuestos químicos. Este trabajo de enorme importancia permite que el comercio, el control, la legislación y las costumbres funcionen de forma adecuada en todo el mundo.

^{xxviii} Rickover era conocido como «el Padre de la Armada Nuclear», pero todos le consideran una figura controvertida. Se ha citado una frase de un antiguo jefe de Operaciones Navales de Estados Unidos: «La Armada tiene tres enemigos: la fuerza aérea, la Unión Soviética y Hyman Rickover».

^{xxix} Para demostrarlo, haga primero un té fuerte, luego disuelva (lo mejor que pueda) una pequeña cantidad de una píldora de suplemento de hierro en agua o vinagre. Añada la solución de hierro al té y observe el efecto. Para la fabricación comercial de tinta se utilizaban agallas.

^{xxx} más bien Cumberland, el distrito más pequeño que ha sido parte de Cumbria, un condado del Reino Unido desde 1974.

^{xxxi} Y para empeorar las cosas, kol es un homónimo de repollo, kål.

^{xxxii} Hay también otras formas del carbono, las famosas moléculas C₆₀, la lonsdaleíta hermana del diamante, y varias más.

^{xxxiii} Curiosamente, Napoleón III tiene otra entrada en la historia de la química como iniciador de la invención de la margarina.

^{xxxiv} Bajo el mando del legendario aviador polar noruego y coronel de las Fuerzas Aéreas del Ejército de Estados Unidos (USAAF, en sus siglas en inglés) Bernt Balchen.

^{xxxv} Nótese que esto se escribió antes del referéndum de 2014.

^{xxxvi} Nótese, por ejemplo, que los «espías de Cambridge» Maclean, Philby, Burgess y Blunt tenían títulos en lenguas modernas, economía, historia e historia del arte, respectivamente.

^{xxxvii} Hoy día se utiliza gas natural, metano por ejemplo, y otros recursos fósiles para obtener el hidrógeno que alimenta el proceso Haber-Bosch, lo que hace que la mayoría de los átomos de nitrógeno que tenemos en nuestro cuerpo sea dependiente de fuentes no renovables.

^{xxxviii} El carbono tiene un isótopo estable con masa atómica 13, pero como carbono normal de masa atómica 12, con un número par de protones y de neutrones, es un núcleo muy estable y poco reactivo que no reaccionará con neutrones y hará C-13 en gran cantidad.

^{xxxix} Para los suecos él es el «autor mundialmente famoso»; para el resto del mundo él es el dramaturgo misógino conocido sobre todo por un drama, La señorita Julia. Esta obra es continuamente representada en todo el mundo, y la obra teatral de Strindberg se considera muy influyente. Su primera novela, La habitación roja, se publicó en 1879.

^{xl} Hay una bonita fórmula que lo muestra. La energía de interacción entre un dipolo (una molécula que tiene un extremo positivo y otro negativo) y una carga es proporcional a (carga) × («intensidad» del dipolo) / (cuadrado de la distancia) o como escribiríamos: $E = k \cdot q \cdot a / r^2$. Cuanto mayor es la distancia menor es la energía y más fácil de romper será el enlace.

^{xli} Mary y William Wordsworth (mencionados de pasada en el capítulo 12) visitaron la región en 1820, y Mary escribe en su diario: «El Valais debe de ser sin duda un lugar de residencia espantoso; aguas estancadas & insalubres, & Bocios Cretinos & Personas deformadas muy frecuentes. Da pena mirar a los niños».

^{xlii} Normalmente la lista completa va así: óxidos, hidróxidos, sulfitos, sulfuros, fosfatos y carbonatos son insolubles; nitratos, acetatos y sulfatos son solubles. En el mundo real hay, por supuesto, numerosas excepciones a estas reglas.

^{xliii} También, de forma algo inesperada, se encuentran grandes depósitos bajo el agua, por ejemplo en el fondo del mar Mediterráneo, prueba de que estos mares y lagos estuvieron secos alguna vez. ¿Por qué no se disuelven? Una disolución de sal saturada es muy densa, y se acumulará en el fondo y se mezclará muy poco con la masa de agua del océano, lo que protege a la capa de sal de ser disuelta.

^{xliv} Ya no se utiliza, pero como dice un libro moderno de farmacología, la idea era probablemente: «sabe tan mal que obviamente debería hacer algún bien al paciente». Pharmacology for Health Professionals, Bronwen Bryant and Kathleen Knights, Mosby, 2006.

^{xlv} Les llamamos enlaces o interacciones intermoleculares.

^{xlvi} Los iones bromuro pueden estar aún presentes en algunos medicamentos como un contraión para mejorar la solubilidad, no es tóxico y está en la lista de tales iones comprobados de forma rutinaria cuando se ensayan formulaciones de nuevos compuestos.

^{xlvii} Para los interesados en los detalles utilizamos la ley de los gases en la forma $V = nRT/P$ con la constante de los gases $R = 0,082 \text{ dm}^3 \text{ atmósferas}/(\text{moles Kelvin})$, $T = 398 \text{ K}$, $P = 1 \text{ atmósfera}$. Con la densidad y la masa molar de la nitroglicerina de $1,6 \text{ g/cm}^3$ y 227 g/mol obtenemos 8 gramos de nitroglicerina, que dan 0,035 moles. El número total de moles de moléculas de gas resulta $29 \times 0,035/4 = 0,255$ y el volumen, $V = 0,255 \times 0,082 \times 398/1 = 8,3 \text{ dm}^3$.

^{xlviii} Es difícil hacer una estimación aproximada del botín. Se perdieron al menos dieciocho mil táleros («dólares») de plata con un valor estimado de trescientos mil a 8,5 millones de libras dependiendo del método de comparación utilizando Portalen för historisk statistik-historia i siffror, www.historicalstatistic.org, un portal sobre estadística histórica, con el foco principal en datos macroeconómicos en la Suecia de los siglos XIX y XX, Rodney Edvinsson, Universidad de Estocolmo, consultado en noviembre de 2012.

^{xlix} Si las naranjas están depositadas en un montón sin ningún cuidado tenemos un buen modelo de lo que llamamos un sólido amorfo (sin forma). El entorno inmediato de cada naranja se parecerá a la estructura muy compacta pero sin orden a largo alcance. En el caso de la estructura muy compacta ordenada podemos decir las posiciones de todas las naranjas si conocemos las coordenadas de solo una, mientras que en el caso amorfo esto no es posible.

ⁱ A menudo, pero no siempre, la reacción que ocurrirá es la que genere más calor. La fórmula real es $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, donde ΔH es el calor generado (un número negativo), T es la temperatura en grados Kelvin (siempre positiva) y ΔS es el cambio de entropía (la entropía más alta está relacionada con menos orden o mayor probabilidad). Una reacción es termodinámicamente posible cuando el cambio en G , ΔG , es un número negativo.

ⁱⁱ Un buen número de estos informes están también disponibles en Internet, entre ellos las memorias del sargento Bourgogne y las de nuestro amigo con el termómetro, el general Vionnet.

ⁱⁱⁱ Habría que señalar que puede ser muy importante, tanto por la toxicidad aguda como por la facilidad de ingesta, en qué forma o en qué tipo de molécula está presente el plomo. Por ejemplo, es más difícil que entre en su cuerpo el plomo metálico que el tetraetilo de plomo, que es un líquido.

ⁱⁱⁱⁱⁱ Estos ficheros están depositados en la Kettering University en Flint, Michigan.

^{liii} También conocido como azúcar plomo, este compuesto puede considerarse una «alternativa tradicional y completamente natural al azúcar», pero por supuesto es tan tóxico como otros compuestos de plomo.

^{liii} Aaron Ihde señala tras el informe de la Surgeon General en los años veinte: «Pese al uso del tetraetilo de plomo en casi todos los combustibles para motores y pese a la proliferación de automóviles nunca ha habido otro estudio médico de los efectos sobre la salud humana», *The Development of Modern Chemistry*, Ihde, A. J., Dover Publications, 1964, 1984, p. 710.

^{liii} «Chicago promulga una prohibición de la venta de gasolina con plomo», *New York Times*, 8 de septiembre de 1984, www.nytimes.com/1984/09/08/us/chicago-issues-a-band-on-selling-leaded-gas.html

^{liii} Donde «cuántico» significa que solo son posibles ciertos niveles energéticos específicos, como en una escala, y no cualquier energía.

^{liii} Estos campos son generados por superconductores enfriados por helio, ¡una razón para no comprar globos de helio para los niños!

^{liii} De pasada he advertido que, en estos días en que el griego clásico casi ha desaparecido del currículum de las humanidades incluso en el Reino Unido, los estudiantes y practicantes de las ciencias naturales están entre los muy pocos que manejan algún vocabulario griego clásico y reconocen que «Λ» es la letra «L» y no alguna extraña «A» griega y que «Σ» es una «S» y no una «E» complicada.

^{ix} En ciertas condiciones y formas estos caramelos se conocen como «piedras» en el Reino Unido. Curiosamente en sueco se conocen como polkagrisar, donde la última parte de la palabra significa lingote («gris»), que, entre otras cosas, es un fundido de metal susceptible de procesamiento posterior, por ejemplo el hierro en lingotes.

^{ixi} Enrique VII fue abuelo de Isabel y bisabuelo de María.

^{ixii} Probablemente tampoco es una coincidencia que las protagonistas femeninas de las dos trilogías tengan nombres parecidos, Lisander y Salander.

^{ixiii} El AsH_3 es análogo al amoníaco NH_3 , pero mucho más venenoso.

^{ixiv} De la palabra griega para mano, kheir.

^{ixv} Michael J. Fox tiene un doctorado honorario del Instituto Karolinska de Estocolmo.

^{ixvi} Se graduó en el Throop Collage of Technology, ahora el Instituto de Tecnología de California, en 1918.