



## Introducción



Cuando era niño, a principios de los ochenta, no era raro que hablara con cosas metidas en la boca: comida, tubos del dentista, globos que salían volando, cualquier cosa. Y no me importaba que no hubiera nadie a mi alrededor, yo hablaba de todos modos. Fue este hábito el que despertó en mí la fascinación por la tabla periódica. Ocurrió la primera vez que me encontré a solas con un termómetro debajo de la lengua. Durante mis primeros años en el colegio enfermé de faringitis algo así como una docena de veces. Durante días y días me dolía al tragar. Desde luego no me importaba quedarme en casa sin ir a la escuela, ni medicarme con helado de vainilla y salsa de chocolate. Pero, además, estar enfermo me ofrecía una nueva oportunidad para romper alguno de aquellos antiguos termómetros de mercurio. Tumbado con aquella varilla de vidrio debajo de la lengua, respondía en voz alta a una pregunta imaginada, y el termómetro se me escurría de la boca, se hacía añicos contra el suelo y el mercurio líquido del bulbo se dispersaba en bolitas diminutas. Un minuto más tarde mi madre se agachaba, a pesar de su artritis, y se dedicaba a acorrallar las bolitas con la ayuda de un palillo que usaba como si fuera un palo de hockey para ir acercando las gráciles esferas hasta que casi se tocaban. Entonces, súbitamente, con un último empujoncito, una de las esferas se tragaba a la otra. Allí donde un momento antes había dos bolitas, ahora había una única bola inmaculada y temblorosa. Este truco de magia lo repetía una y otra vez por todo el suelo, y de este modo aquella bola, cada vez mayor, se iba tragando a las otras hasta que quedaba reconstituida una gran bola plateada. Una vez recogidas todas las gotas de mercurio, iba a buscar una pequeña botella de plástico con una etiqueta verde que guardábamos en un estante de baratijas de la cocina, entre un osito de peluche con una caña de pescar y un tazón azul de barro, recuerdo de una reunión familiar de 1985. Tras empujar la bola hasta el interior de un sobre, vertía con sumo cuidado todo el mercurio recuperado del termómetro, que pasaba a unirse a otra bola mayor,

del tamaño de una nuez, en el interior del frasco. A veces, antes de devolver el bote a su sitio, vertía el mercurio en el interior del tapón y dejaba que mis hermanos y yo admirásemos aquel metal futurista que se movía de un lado para otro, partiéndose continuamente sólo para sanarse al instante sin dejar mella. Sentía una profunda lástima por los niños cuyas madres temían el mercurio hasta el extremo de no permitirles comer atún. Aun a pesar de su pasión por el oro, los alquimistas medievales consideraban que el mercurio era la sustancia más potente y poética del universo. De niño les habría dado la razón. Incluso habría creído, igual que creían ellos, que trascendía las prosaicas categorías de líquido o sólido, metal o agua, cielo o infierno; que albergaba espíritus de otro mundo. Más tarde descubriría que el mercurio actúa de este modo porque es un elemento. A diferencia del agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) o el dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), o de casi todas las sustancias que vemos cada día, el mercurio no puede separarse en unidades más pequeñas. De hecho, el mercurio es uno de los elementos más sectarios: sus átomos no quieren juntarse si no es con otros átomos de mercurio, y minimizan el contacto con el mundo exterior apelotonándose en una esfera. La mayoría de los líquidos que vertí de niño se comportaban de otro modo. El agua lo salpicaba todo, y lo mismo hacía el aceite, el vinagre o la gelatina del postre antes de cuajar. Pero el mercurio no dejaba ni una mancha. Cuando rompía un termómetro, mis padres siempre me avisaban de que me calzara para no clavarme en los pies algún fragmento invisible de vidrio. Pero no recuerdo ninguna advertencia sobre el mercurio derramado. Durante mucho tiempo le fui siguiendo la pista al elemento ochenta en las clases y en los libros, del mismo modo que otro le seguiría la pista a un compañero del colegio en los periódicos. Yo crecí en las Grandes Llanuras de Estados Unidos, y aprendí en las clases de historia que Lewis y Clark<sup>1</sup> habían explorado Dakota del Sur y el resto del territorio de Luisiana con la ayuda de un microscopio, brújulas, sextantes, tres termómetros de mercurio y otros instrumentos. Lo que entonces no sabía es que también llevaban seiscientos laxantes mercuriales, cada uno de los cuales era del tamaño de cuatro aspirinas. Los laxantes recibían el nombre de Píldoras Biliosas del Dr. Rush, en honor a Benjamin Rush, uno de los signatarios de la Declaración de Independencia y

---

<sup>1</sup> Meriwether Lewis y William Clark, exploradores norteamericanos que en 1804-1806 dirigieron la primera expedición que cruzó Estados Unidos desde la frontera del Mississippi a través del territorio de Luisiana hasta la desembocadura del río Columbia en el océano Pacífico.

todo un héroe de la medicina porque tuvo el coraje de permanecer en Filadelfia durante la epidemia de fiebre amarilla de 1793. Su tratamiento preferido para cualquier enfermedad era una mezcla viscosa de cloruro de mercurio que administraba por vía oral. Pese a los progresos de la medicina entre el siglo xv y el siglo xix, los doctores de aquella época seguían siendo más curanderos que médicos. Inspirados por una suerte de magia simpática, imaginaban que el hermoso y atractivo mercurio podía curar a los enfermos llevándolos a una horrenda crisis: veneno contra veneno. El doctor Rush hacía que sus pacientes ingirieran su mejunje hasta que acababan babeando; a menudo, tras semanas o meses de tratamiento continuo, les caían los dientes y el cabello. No cabe duda de que su «cura» envenenó o directamente mató a muchas personas a quienes tal vez la fiebre amarilla hubiera perdonado la vida. Aun así, tras perfeccionar su tratamiento en Filadelfia, diez años más tarde proporcionó a Meriwether y a William varias muestras de su preparado. Curiosamente, aquellas píldoras del doctor Rush tuvieron un efecto secundario que ha beneficiado a los modernos arqueólogos, quienes gracias a ellas, hoy pueden identificar los lugares de acampada que utilizaron los exploradores. Con los extraños alimentos y el agua de dudosa calidad que encontraban durante su travesía, siempre había en el grupo alguien con el estómago revuelto, y hoy se pueden encontrar depósitos de mercurio allí donde aquellas gentes cavaron letrinas en el suelo, quizá después de que una de las «atronadoras» pastillas del doctor Rush hiciera su trabajo demasiado bien. El mercurio también aparecía en las clases de ciencia. La primera vez que me presentaron la enrevesada tabla periódica, busqué el mercurio y no logré encontrarlo. Está allí, desde luego, entre el oro, que también es denso y blando, y el talio, que también es venenoso. Pero el símbolo del mercurio, Hg, está formado por dos letras que no aparecen en su nombre. Desentrañar ese misterio (viene de *hydrargyrum*, o «agua plateada», en latín) me ayudó a entender hasta qué punto habían influido en la tabla periódica la mitología y las lenguas antiguas, algo que todavía puede apreciarse en los nombres latinos de los elementos más nuevos y superpesados que ocupan la última fila. También encontré el mercurio en las clases de literatura. Hubo un tiempo en que los fabricantes de sombreros utilizaban una solución anaranjada y brillante de mercurio para separar el pelo del pellejo, y los

sombrereros que se pasaban el día removiendo las tinas humeantes, como el sombrero loco de *Alicia en el país de las maravillas*, acababan perdiendo el pelo y las luces. Al final comprendí lo venenoso que es el mercurio. Y de paso comprendí por qué las Píldoras Biliosas del Dr. Rush purgaban tan bien las tripas: el cuerpo intenta deshacerse de cualquier veneno, y por tanto del mercurio. Pero por malo que sea tragarse el mercurio, aspirar sus vapores es mucho peor, pues deshilachan los «cables» del sistema nervioso central y agujerean el cerebro igual que la enfermedad de Alzheimer en estado avanzado. Cuanto más sabía sobre los peligros que entrañaba el mercurio, más me atraía su belleza destructora, como el «¡Tigre!, ¡Tigre!, ardiente luz», de William Blake.<sup>2</sup> Con el paso de los años, mis padres reformaron la cocina y se deshicieron del estante de la taza y el oso de peluche, pero guardaron en una caja de cartón todas las fruslerías que sostenía. En una visita reciente, extraje de esa caja el frasco con la etiqueta verde y lo abrí. Al inclinarlo de un lado a otro, pude notar cómo el peso se deslizaba en círculos en su interior. Cuando miré por la boca del frasco, mis ojos se quedaron prendados de los fragmentos diminutos que salpicaban los lados del canal principal. Allí estaban, relucientes como cuentas de agua tan perfectas como sólo aparecen en las fantasías. Durante toda mi infancia asocié el mercurio vertido con la fiebre. Esta vez, consciente de la pavorosa simetría de aquellas minúsculas esferas, sentí un escalofrío. Con sólo un elemento había aprendido historia, etimología, alquimia, mitología, literatura, ciencia forense de los venenos y psicología<sup>3</sup>. Y éstas no fueron las únicas historias que recogí sobre los elementos, sobre todo después de sumergirme en mis estudios científicos en la universidad, donde topé con unos cuantos profesores a quienes les gustaba dejar a un lado la investigación para dedicar un tiempo a charlar sobre ciencia. Mientras me licenciaba en física, ansiaba escapar del laboratorio para escribir, y me sentía fatal entre los jóvenes científicos serios y talentosos de mis clases, que disfrutaban con los experimentos de prueba y error como yo nunca podría. Resistí cinco gélidos años en Minnesota y acabé graduándome con honores en física, pero a pesar de haber pasado cientos de horas

---

<sup>2</sup> Primeros versos del poema «El tigre», de William Blake (1757-1827): «Tyger! Tyger! burning bright / In the forests of the night, / What immortal hand or eye / Could frame thy fearful symmetry?» («¡Tigre! ¡Tigre! Ardiente luz / en los bosques de la noche, / ¿qué inmortal mano, qué ojo / pudo construir tu temible simetría?»). (N. del T.)

<sup>3</sup> Éste y los demás asteriscos del libro remiten al apartado «Notas». El lector que lo desee puede consultar la tabla periódica

en laboratorios, de haber memorizado miles de ecuaciones, de haber dibujado decenas de miles de diagramas de poleas y rampas sin fricción, mi verdadera educación se la debo a las historias que me contaban los profesores. Historias sobre Gandhi y Godzilla y un eugenista que utilizó germanio para robar un premio Nobel. Sobre arrojar bloques de sodio explosivo a los ríos para matar a los peces. Sobre personas que se asfixian, casi embargadas por la dicha, con gas nitrógeno en las lanzaderas espaciales. Sobre un antiguo profesor de mi campus que experimentó *en su propio pecho* con un marcapasos alimentado con plutonio, que aceleraba y frenaba situándose junto a unas grandes bobinas magnéticas y jugando con ellas. Esos relatos me interesaban, y recientemente, mientras recordaba el mercurio durante un desayuno, comprendí que había una historia divertida, extraña o espeluznante para cada elemento de la tabla periódica. Además, la tabla es uno de los grandes logros intelectuales de la humanidad. Es a un tiempo un logro científico y un libro de relatos, de modo que escribí este libro para desvelar todas esas historias, una a una, un poco como las transparencias de un libro de anatomía van explicando la misma historia a distintas profundidades. En el nivel más simple, la tabla periódica es un catálogo de todos los tipos de materia de nuestro universo, los ciento y pico personajes cuyas obstinadas personalidades dan origen a todo lo que vemos y tocamos. La forma de la tabla también nos da pistas científicas sobre las formas en que todas esas personalidades se entremezclan en sociedad. A un nivel algo más complicado, la tabla periódica codifica todo tipo de información forense acerca del origen de cada tipo de átomo y acerca de qué átomos pueden fragmentarse o mutar dando lugar a otros átomos. Estos átomos también se combinan de forma natural formando sistemas dinámicos como organismos vivos, y la tabla periódica predice cómo lo hacen. Incluso predice qué filas de nefarios elementos pueden poner trabas a la vida o destruirla. La tabla periódica es, por último, un prodigio antropológico, un artefacto humano que refleja todos los aspectos maravillosos, artísticos o detestables de los seres humanos y de nuestra interacción con el mundo físico: la historia de nuestra especie escrita en un texto conciso y elegante. Merece ser estudiada a todos estos niveles, comenzando por el más elemental y moviéndonos de manera gradual hacia los de mayor complejidad. Además de entretenernos, los relatos de la tabla periódica nos brindan un modo de

entenderla que nunca aparece en los libros de texto o los manuales de laboratorio. Comemos y respiramos la tabla periódica; la gente apuesta por ella grandes sumas, y pierde grandes cantidades de dinero; a otras personas las envenena; e incluso provoca guerras. Entre el hidrógeno de su extremo superior izquierdo y las imposibilidades sintetizadas por el hombre que acechan desde los bajos fondos, encontramos burbujas, bombas, dinero, alquimia, mala política, historia, veneno, crimen y amor. Y si me apuran, hasta ciencia.

## Parte I

### ORIENTACIÓN: FILA A FILA Y COLUMNA A COLUMNA

#### Capítulo 1

#### La geografía es destino

<sup>2</sup> He 4.003	<sup>5</sup> B 10.812	<sup>51</sup> Sb 121.760	<sup>69</sup> Tm 168.934	<sup>8</sup> O 15.999	<sup>67</sup> Ho 164.930
-----------------------------	-----------------------------	--------------------------------	--------------------------------	-----------------------------	--------------------------------

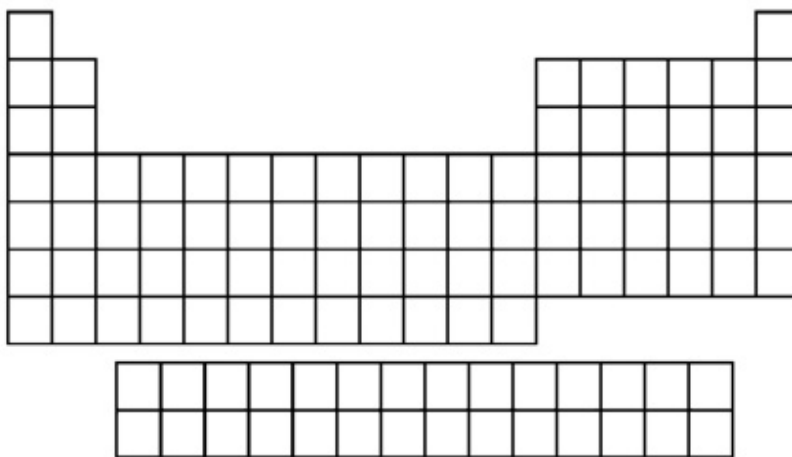
Al pensar en la tabla periódica, la mayoría de la gente recuerda una lámina colgada de la pared frontal de su clase de química, una vasta extensión de columnas y filas que acechaba por encima del hombro del profesor. Solía ser una lámina de enormes dimensiones, de metro y medio por dos metros, o algo así, un tamaño imponente pero conmensurado con su importancia para la química. Se presentaba a la clase a primeros de septiembre, y a finales de mayo todavía se usaba; era, además, la única información de ciencias que, a diferencia de los apuntes de clase o los libros de texto, los profesores nos animaban a consultar durante los exámenes. También es cierto que, al menos en parte, la frustración que, como algunos recordarán, producía la tabla periódica tal vez naciera del hecho de que, por mucho que pudiera consultarse como si fuera una enorme chuleta autorizada, maldita la ayuda que nos daba.

La tabla periódica parecía estar organizada casi con la eficacia de la ingeniería alemana para ofrecer la máxima utilidad. Pero era tal el revoltijo de largas cifras, de abreviaturas y de unas expresiones que a todas luces parecían mensajes de error de un programa informático ( $[\text{Xe}]6s^24f^15d^1$ ), que era difícil no sentir angustia. Y aunque era obvio que la tabla periódica tenía algo que ver con otras ciencias, como la biología o la física, no estaba muy claro de qué modo era así. Para muchos estudiantes, la mayor frustración probablemente se debiera a que quienes *le pillaban el truco*, podían extraer de la tabla todo tipo de información como si nada. Era la misma irritación que deben sentir las personas daltónicas cuando las



personas que no lo son encuentran sin problemas los siete y los nueve que se esconden en el interior de esos diagramas de puntos de colores festivos, una información crucial pero oculta que nunca acaba de resolverse en un mensaje coherente. Muchas personas recuerdan la tabla con una mezcla de fascinación, cariño, incapacidad y odio.

Antes de presentar la tabla periódica, los profesores deberían eliminar todos los detalles y permitir que los alumnos simplemente estudien su armazón vacío.



¿Qué aspecto tiene? Es un poco como un castillo con un muro desigual, como si los reales albañiles no hubiesen acabado de levantar el lado izquierdo, y dos torres altas de defensa en los extremos. Cuenta con dieciocho columnas irregulares y siete filas horizontales, además de una «pista de aterrizaje» formada por dos filas adicionales que aparecen separadas de la base. El castillo está construido con «ladrillos», y la primera cosa que no es evidente es que los ladrillos no son intercambiables. Cada ladrillo es un *elemento*, o tipo de sustancia (por el momento, la tabla contiene 112 elementos, y unos pocos más están pendientes de entrar), y el castillo entero se derrumbaría si cualquiera de ellos dejase de estar exactamente donde está. No es una exageración: si los científicos llegasen a descubrir que de algún modo alguno de los elementos encajase en un lugar diferente, o que dos de los elementos pudieran intercambiarse, el edificio entero se vendría abajo.

Otra de las curiosidades arquitectónicas es que el castillo está hecho con materiales distintos en distintas partes. Es decir, no todos los ladrillos están hechos de la

misma sustancia, y tampoco tienen las mismas características. El 75 por ciento de los ladrillos son de metal, lo que significa que la mayoría de los elementos son sólidos fríos y grises, al menos a las temperaturas a las que estamos acostumbrados los humanos. Unas pocas columnas del lado de levante contienen gases. Sólo dos elementos, el mercurio y el bromo, son líquidos a temperatura ambiente. En medio de los metales y los gases, más o menos por donde caería Kentucky en un mapa de Estados Unidos, hay algunos elementos difíciles de definir cuya naturaleza amorfa les confiere propiedades interesantes, por ejemplo la capacidad de formar ácidos miles de millones de veces más fuertes que cualquiera de los que se encuentran en un almacén de suministros químicos. En suma, si cada ladrillo estuviera hecho de la sustancia que representa, el castillo de los elementos sería una quimera con añadidos y alas de épocas incongruentes o, si se prefiere un juicio más indulgente, un edificio de Daniel Libeskind, con materiales que uno creería incompatibles, pero que se encuentran combinados de tal manera que el conjunto resulta elegante.

La razón de que nos entretengamos con el plano de las paredes del castillo es que las coordenadas de un elemento determinan prácticamente todo lo que tiene de interesante para la ciencia. Para cada elemento, su geografía es su destino. De hecho, ahora que ya nos hemos hecho una idea del aspecto general de la tabla, podemos pasar a una metáfora más útil: la tabla periódica como mapa. Para esbozarla un poco mejor, voy a dibujar este mapa de levante a poniente, recreándome en unos pocos elementos, algunos muy conocidos, otros más extraños.

Para empezar, en la columna dieciocho, en el extremo derecho, hay un conjunto de elementos conocidos como gases nobles. es una palabra arcaica que suena extraña, como si más que a la química perteneciera a la ética o a la filosofía. Y, en efecto, el término «gases nobles» se remonta al lugar que fue la cuna de la filosofía occidental: la Grecia antigua. Fue allí donde, después de que sus compatriotas Leucipo y Demócrito concibieran la idea de átomo, Platón acuñó la palabra «elemento» (en griego, *stoicheia*) como término general para referirse a los distintos tipos de partículas de la materia. Platón, que abandonó Atenas por su propia seguridad tras la muerte de su mentor, Sócrates, acaecida hacia 400 a.C., y

durante años vagó sin rumbo mientras escribía filosofía, desconocía, desde luego, lo que realmente es un elemento en términos químicos. Pero de haberlo sabido, sin duda sus favoritos habrían sido los elementos del extremo derecho de la tabla, sobre todo el helio.

En *El banquete*, su diálogo sobre el amor y el erotismo, Platón afirma que todo ser ansía encontrar su complemento, su otra mitad. Aplicado a las personas, lo que esto implica es pasión y sexo y todos los infortunios que les acompañan. Asimismo, en todos sus diálogos Platón insiste en que lo abstracto e inmutable es intrínsecamente más noble que todo lo que anda por ahí interactuando con la burda materia. Se explica así que adorase la geometría, con sus círculos y cubos idealizados, objetos que sólo la razón percibe. Para los objetos no matemáticos, Platón desarrolló la teoría de las «formas», según la cual todos los objetos son sombras de un tipo ideal. Todos los árboles, por ejemplo, son copias imperfectas de un árbol ideal, a cuya perfecta «arbolez» aspiran. Lo mismo podría decirse de los peces y el pez ideal, e incluso de las copas y la «copa arquetípica». Para Platón, estas formas no eran sólo teóricas sino que realmente existían, aunque flotasen en un reino «celestial» apartado de la percepción directa de los humanos. Así que se habría quedado tan sorprendido como cualquiera cuando los científicos, al descubrir el helio, comenzaron a desvelar formas ideales alojadas en la propia Tierra.

En 1911, un científico germano-holandés estaba enfriando mercurio con helio líquido cuando descubrió que por debajo de  $-269\text{ }^{\circ}\text{C}$  el sistema perdía toda la resistencia a la electricidad, convirtiéndose en un conductor ideal, algo así como si al enfriar un iPod hasta varios cientos de grados bajo cero, descubriéramos que la batería se mantiene entonces totalmente cargada por muy alta que escuchemos la música, o por mucho tiempo que la escuchemos, para siempre, con la condición de que el helio mantenga frío el circuito. Un equipo ruso-canadiense consiguió hacer un truco aún más sonado en 1937 utilizando helio puro. Al enfriarlo a  $-271\text{ }^{\circ}\text{C}$ , el helio se convertía en un superfluido, con una viscosidad de exactamente cero y resistencia cero al flujo, o sea, la fluidez perfecta. El helio superfluido desafía la gravedad, fluye hacia arriba por las paredes. Por aquel entonces, estos descubrimientos resultaban muy sorprendentes. Los científicos siempre aproximaban la realidad, suponiendo que la fricción era cero para simplificar los

cálculos. Ni siquiera Platón pensaba que alguien fuera a descubrir de verdad una de sus formas ideales.

El helio también es el mejor ejemplo de «la cualidad esencial de los elementos», de las sustancias que no pueden descomponerse o alterarse por los medios químicos habituales. Hubieron de pasar 2.200 años, desde la Grecia de 400 a.C. a 1800 d.C., para que los científicos llegasen a entender qué son realmente los elementos, porque la mayoría de ellos cambia continuamente. Resultaba difícil averiguar qué era lo que hacía del carbono *carbón*, puesto que aparecía en miles de compuestos, todos ellos con distintas propiedades. En la actualidad diríamos que el dióxido de carbono, por ejemplo, no es un elemento porque una molécula de esta sustancia se divide en átomos de carbono y oxígeno. Pero el carbono y el oxígeno *sí* son elementos porque no pueden dividirse sin destruirlos. Volviendo al tema de *El banquete* y la teoría platónica del deseo erótico de la otra mitad, encontramos que prácticamente todos los elementos buscan otros átomos con los cuales formar enlaces, y que estos enlaces enmascaran su naturaleza. Incluso los elementos más «puros», como las moléculas de oxígeno en el aire (O<sub>2</sub>), siempre aparecen en la naturaleza en forma de compuestos. No obstante, los científicos podrían haber averiguado qué son los elementos mucho antes si hubieran conocido el helio, pues éste nunca reacciona con otra sustancia, nunca es otra cosa más que un elemento puro.<sup>ii</sup>

Hay una buena razón para que el helio actúe de este modo. Todos los átomos contienen unas partículas negativas llamadas electrones, que residen en distintos niveles de energía, dentro del átomo. Los niveles están ordenados como si fueran esferas concéntricas, y cada una de ellas requiere cierto número de electrones para llenarse a satisfacción. En el nivel más interior, ese número es dos. En otros niveles, suele ser ocho. Los elementos tienen por lo general el mismo número de electrones negativos y de unas partículas positivas llamadas protones, de modo que son eléctricamente neutros. No obstante, los átomos son libres de intercambiar electrones con otros átomos, y cuando pierden o ganan electrones se convierten en átomos cargados que reciben el nombre de iones.

Lo que importa saber es que, en la medida que pueden, los átomos llenan sus niveles más interiores, de menor energía, con sus propios electrones, y luego

ceden, comparten o roban electrones para conseguir el número ideal en el nivel más exterior. Algunos elementos comparten o intercambian electrones de una forma diplomática, pero otros actúan con muy mala idea. Hete aquí la mitad de la química en una frase: los átomos que no tienen suficientes electrones en el nivel más exterior lucharán por tenerlos, los canjearán, suplicarán, harán y desharán alianzas, harán lo que sea para conseguir el número ideal.

El helio, el elemento dos, tiene el número exacto de electrones que necesita para llenar su único nivel. Esta configuración «cerrada» le proporciona al helio una enorme independencia, pues no necesita interaccionar con otros átomos ni compartir o robar electrones para quedar satisfecho. El helio encuentra su complemento erótico en sí mismo. Más aún, esta misma configuración se extiende a toda la columna dieciocho por debajo del helio: los gases neón, argón, criptón, xenón y radón. Todos estos elementos tienen niveles cerrados, con el número completo de electrones, de manera que ninguno de ellos reacciona con nada en condiciones normales. Ésta es la razón de que, pese a la febril actividad dedicada a identificar y etiquetar elementos que se produjo a lo largo del siglo xviii, cuando se desarrolló la propia tabla periódica, antes de 1895 nadie había conseguido aislar ni un solo gas de la columna dieciocho. A Platón le hubiera seducido este desapego de la experiencia cotidiana, tan parecido a sus esferas y triángulos ideales. Y ése es el sentido que, con la calificación de «gases nobles», intentaban evocar los científicos que descubrieron el helio y su parentela aquí en la Tierra. Dicho a la manera platónica: «Quien adore lo perfecto e inmutable y desdeñe lo corruptible e innoble preferirá a los gases nobles muy por encima del resto de los elementos. Pues aquéllos nunca varían, nunca vacilan, nunca consienten los caprichos de otros elementos, a diferencia del vulgo que ofrece precios de ganga en los mercados. Son incorruptibles e ideales».

Sin embargo, el sosiego de los gases nobles es una rareza. Tan sólo una columna a la izquierda se encuentran los gases más energéticos y reactivos de la tabla periódica, los halógenos. Y si imaginamos que la tabla se curva sobre sí misma como un mapa en la proyección Mercator, de tal manera que el este se toque con el oeste y la columna dieciocho con la primera columna, en el extremo más occidental aparecen elementos todavía más violentos, los metales alcalinos. Los pacíficos

gases nobles no son sino una zona desmilitarizada rodeada de vecinos inestables.

Aunque los metales alcalinos son metales normales en ciertos aspectos, en lugar de oxidarse y corroerse pueden reaccionar de forma violenta y espontánea con el aire o el agua. También forman una alianza basada en intereses mutuos con los gases halógenos. Éstos poseen siete electrones en su capa más exterior, uno menos del octeto que necesitan, mientras que los metales alcalinos tienen un electrón en la capa exterior y un octeto completo en el nivel inferior. Así que resulta natural que estos últimos cedan su electrón solitario a los primeros y que los iones positivo y negativo resultantes formen un fuerte enlace.

Este tipo de vínculo se produce continuamente, y ésta es la razón de que los electrones sean la parte más importante de los átomos. Como nubes que giran en torno a un núcleo compacto, los electrones ocupan prácticamente todo el espacio del átomo. Eso es así pese a que los componentes del núcleo, los protones y los neutrones, son mucho más grandes que un electrón. Si ampliásemos un átomo hasta el tamaño de un estadio de deportes, el núcleo rico en protones sería como una pelota de tenis en medio del campo. Los electrones serían como cabezas de alfiler que pasarían volando, pero a tal velocidad, y golpeándonos tantas veces por segundo, que nos resultaría imposible entrar en el estadio: los percibiríamos como una pared sólida. Es por eso por lo que cuando los átomos colisionan, el núcleo sepultado en su interior no dice ni mu: sólo importan los electrones.<sup>iii</sup>

Pero hay una pequeña salvedad: no debemos sentir demasiado apego por la imagen de los electrones como diminutas bolitas que giran alrededor de un núcleo sólido. O, si recurrimos a la metáfora más común, no conviene pensar demasiado en los electrones como planetas en órbita alrededor de un núcleo o sol. La analogía de los planetas es útil, pero como todas las analogías, es fácil llevarla demasiado lejos, como algunos científicos renombrados han descubierto muy a disgusto.

Los enlaces entre iones explican que las combinaciones de halógenos y metales alcalinos, como el cloruro de sodio (la sal de mesa), sean tan comunes. De modo parecido, los elementos de las columnas que tienen dos electrones de más, como el calcio, y los de las columnas que necesitan dos electrones, como el oxígeno, también suelen establecer alianzas. Es la forma más fácil de satisfacer mutuamente sus necesidades. Además, los elementos de columnas no recíprocas también pueden

aliarse según el mismo principio. Dos iones de sodio ( $\text{Na}^+$ ) se juntan con uno de oxígeno ( $\text{O}^{2-}$ ) para formar óxido de sodio,  $\text{Na}_2\text{O}$ . El cloruro de calcio,  $\text{CaCl}_2$ , se forma por la misma razón. Por regla general, podemos decir de un vistazo qué elementos se combinan si nos fijamos en los números de sus columnas y calculamos sus cargas. Esta pauta se deriva de la agradable simetría que presenta la tabla entre sus extremos izquierdo y derecho.

Por desgracia, no toda la tabla periódica es tan limpia y ordenada. Pero los elementos que se salen de la norma son lugares interesantes que merece la pena visitar.

\*\*\*

Hay un viejo chiste sobre un ayudante de laboratorio que una mañana irrumpe en el despacho de un científico, histérico de alegría a pesar de haber pasado toda la noche en vela trabajando. El ayudante, que sostiene un frasco tapado que sisea a causa de la efervescencia del líquido verde que contiene, exclama que ha descubierto un disolvente universal. Su jefe, ilusionado, examina la botella y le pregunta: «Pero ¿qué es un disolvente universal?». Inquieto, el ayudante le responde: «¡Un ácido que disuelve todas las sustancias!».

Tras pensar en lo que acaba de oír, pues ese ácido no sólo sería un milagro universal, sino que los haría multimillonarios, el científico le replica: «Entonces, ¿cómo consigues guardarlo en un frasco de vidrio?».

Es un buen remate para el chiste, y no cuesta nada imaginar a Gilbert Lewis esbozando una sonrisa, quizá triste. Los electrones están en la raíz de la tabla periódica, y nadie hizo más que Lewis por dilucidar el comportamiento de los electrones y la formación de enlaces entre átomos. Sus investigaciones sobre los electrones revistieron una especial importancia para entender los ácidos y las bases, así que Lewis hubiera advertido al instante lo absurdo de la afirmación del ayudante de laboratorio. A un nivel más personal, el remate del chiste le habría recordado lo veleidosa que puede ser la gloria científica.

Lewis fue un trotamundos. Creció en Nebraska, pero fue a la universidad y realizó estudios de doctorado en Massachusetts alrededor de 1900. Luego estudió en

Alemania con el químico Walther Nernst. Tan miserable le resultó la vida con este tutor, a veces por razones legítimas y a veces por meras apreciaciones, que Lewis regresó a Massachusetts a los pocos meses para ocupar una posición académica. También aquí fue infeliz, así que huyó hacia las recién conquistadas Filipinas para trabajar para el gobierno de Estados Unidos, llevándose consigo un solo libro, la *Química teórica* de Nernst, para dedicarse varios años a identificar y publicar de manera obsesiva artículos sobre cualquier error sin importancia que en él descubriese.<sup>iv</sup>

Con el tiempo, Lewis comenzó a añorarse y se procuró una plaza en la Universidad de California en Berkeley, donde, a lo largo de cuarenta años, convirtió al departamento de química en el mejor del mundo. Esto puede parecer un final feliz, pero no lo es. Lo más singular de Lewis es que probablemente fuera el mejor científico que nunca llegó a conseguir el premio Nobel, y lo sabía. Nadie recibió más nominaciones, pero su descarnada ambición y su historial de disputas en todo el mundo le impidieron conseguir los votos suficientes. Pronto comenzó a dimitir (o se vio forzado a dimitir) de posiciones de prestigio a modo de protesta, y se convirtió en un hombre huraño y solitario.

Aparte de los motivos personales, Lewis nunca consiguió el premio Nobel porque su trabajo era más amplio que profundo. No descubrió nada sorprendente, nada que realmente despierte el asombro. Al contrario, se pasó la vida refinando nuestro conocimiento sobre cómo se comportan los electrones de un átomo en distintas situaciones, sobre todo en las moléculas conocidas como ácidos y bases. En términos generales, cuando los átomos intercambian electrones rompiendo o estableciendo enlaces, los químicos dicen que «reaccionan». Las reacciones ácido-base son un ejemplo claro y a menudo violento de esos intercambios, y el trabajo de Lewis sobre los ácidos y las bases contribuyó mucho a nuestro conocimiento de lo que significa intercambiar electrones a un nivel submicroscópico.

Antes de 1890, los científicos juzgaban los ácidos y las bases probándolos o tocándolos con un dedo, que desde luego no son los métodos más seguros ni los más fiables. Al cabo de unas décadas, los científicos se dieron cuenta de que los ácidos eran, en esencia, donadores de protones. Muchos ácidos contienen hidrógeno, un elemento simple formado por un electrón alrededor de un protón (lo



único que encontramos en el núcleo del hidrógeno). Cuando un ácido, por ejemplo el ácido clorhídrico (HCl), se mezcla con agua, se divide en  $H^+$  y  $Cl^-$ . Cuando se despoja al hidrógeno de su electrón negativo, queda un protón desnudo,  $H^+$ , que se mueve a su aire. Los ácidos débiles como el vinagre dejan unos pocos protones en solución, mientras que los ácidos fuertes como el sulfúrico dejan la solución abarrotada de protones.

Lewis llegó a la conclusión de que esta definición de ácido limitaba demasiado a los científicos, pues algunas sustancias actúan como ácidos sin que intervenga para nada el hidrógeno. Así que modificó el paradigma. En lugar de decir que el  $H^+$  se separa, puso el énfasis en el hecho de que el  $Cl^-$  se escapa con el electrón. En lugar de un donador de protones, el ácido es un ladrón de electrones. En cambio, las bases como la lejía o la sosa cáustica, que son lo opuesto de los ácidos, pueden calificarse de donadores de electrones. Además de ser más generales, estas definiciones hacen hincapié en el comportamiento de los electrones, y eso encaja mejor con la química que representa la tabla periódica, que se basa también en los electrones.

Aunque Lewis estableció su teoría durante las décadas de 1920 y 1930, los científicos todavía utilizan sus ideas para hacer los ácidos más fuertes que puedan existir. La fuerza de un ácido se mide con la escala del pH, en la que los números más bajos corresponden a los ácidos más fuertes. En el año 2005 un químico de Nueva Zelanda inventó un ácido basado en el boro que denominó carborano, con un pH de -18. Para ponerlo en perspectiva, el agua tiene pH 7 y el HCl concentrado de nuestro estómago tiene pH 1. Pero de acuerdo con el inusual método de cálculo de la escala del pH, bajar una unidad (por ejemplo, de 4 a 3) significa multiplicar por diez la fuerza de un ácido. Así que pasar del ácido del estómago, de pH 1, al ácido basado en boro, de pH -18, implica que este último es diez trillones de veces más fuerte. Esta cifra corresponde de manera aproximada al número de átomos que, apilados, llegarían a la Luna.

Peores aún son algunos ácidos basados en el antimonio, el elemento que probablemente cuente con la historia más llamativa de toda la tabla periódica.<sup>v</sup> Nabucodonosor, el rey que mandó construir los Jardines Colgantes de Babilonia en el siglo vi a.C., utilizó una ponzoñosa mezcla de antimonio y plomo para pintar de

amarillo los muros de su palacio. Al poco tiempo, y quizá no por casualidad, enloqueció hasta tal punto que dormía al raso en los prados y se alimentaba de hierba igual que los bueyes. Más o menos por la misma época, las mujeres egipcias se aplicaban una forma distinta de antimonio en unas mascarillas que usaban tanto para decorarse la cara como para adquirir poderes bruñeriles para echar el mal de ojo a sus enemigas. Más tarde, los monjes medievales, por no hablar de Isaac Newton, se obsesionaron con las propiedades sexuales del antimonio y decidieron que este medio metal, medio aislante, pero ni una cosa ni la otra, era hermafrodita. Las píldoras de antimonio también se hicieron célebres como laxantes. A diferencia de las modernas píldoras, éstas no se disolvían en los intestinos, y se consideraban tan valiosas que la gente las buscaba entre los excrementos para volver a usarlas. Algunas familias afortunadas llegaron a pasar los laxantes de padres a hijos. Quizá por esta razón, el antimonio se usó mucho como medicina, aunque en realidad es tóxico. Es probable que Mozart muriera por tomarlo en exceso para combatir una fiebre pertinaz.

Pero los científicos lograron al fin dominar el antimonio. Hacia los años setenta del siglo xx, se dieron cuenta de que su capacidad para acaparar a su alrededor elementos ávidos de electrones lo hacía perfecto para construir ácidos a medida. Los resultados fueron tan sorprendentes como los superfluidos de helio. Mezclando pentafluoruro de antimonio,  $\text{SbF}_5$ , con ácido fluorhídrico,  $\text{HF}$ , se obtiene una sustancia con un pH de -31. Este superácido es 100 billones de trillones de veces más fuerte que el ácido del estómago y atraviesa el cristal tan fácilmente como el agua el papel. No es posible sostener una botella de este ácido porque, después de acabar con el vidrio, disolvería las manos. En respuesta al profesor del chiste, se guarda en contenedores especiales con un revestimiento de teflón.

A decir verdad, afirmar que la mezcla de antimonio es el ácido más fuerte del mundo tiene un poco de trampa. Por sí solos,  $\text{SbF}_5$  (un ladrón de electrones) y  $\text{HF}$  (un dador de protones) son bastante malos, pero sólo alcanzan el nivel de superácido cuando se multiplica su potencia al mezclarlos. Sólo son los más fuertes en condiciones especiales. En realidad, el ácido que por sí solo es el más fuerte de todos sigue siendo el carborano, un compuesto de boro ( $\text{HCB}_{11}\text{Cl}_{11}$ ). Para remate, este ácido de boro tiene la gracia de ser a un mismo tiempo el ácido más fuerte del

mundo y el *más suave*. Para entender cómo se come eso, hay que recordar que los ácidos se dividen en una parte negativa y una positiva. En el caso del carborano, se obtiene  $H^+$  y una compleja estructura en forma de jaula formada por todo lo demás ( $CB_{11}Cl_{11}^-$ ). En la mayoría de los ácidos, la parte corrosiva y cáustica que quema la piel es la negativa. Pero la estructura que forma el boro en este compuesto es una de las moléculas más estables jamás inventadas. En ella, los átomos de boro comparten electrones con tal generosidad que la estructura es prácticamente como el helio, así que no anda por ahí arrancándoles los electrones a otros átomos, que suele ser la causa de las carnicerías que hacen los ácidos.

Entonces, ¿para qué sirve el carborano, aparte de disolver botellas de vidrio o hacer agujeros en cajas fuertes? Puede aumentar el octanaje de la gasolina, y también hacer más digeribles las vitaminas. Pero lo más importante es su uso como «guardería» química. Muchas de las reacciones químicas en las que intervienen protones no se producen mediante un rápido y limpio intercambio, sino que requieren varios pasos, en los que los protones cambian de mano en cuestión de billonésimas de segundo, tan rápido que los científicos se quedan sin saber qué es lo que realmente ocurre. Pero el carborano, al ser tan estable y tan poco reactivo, inunda la solución con protones e inmoviliza las moléculas en los pasos intermedios cruciales. El carborano guarda las formas intermedias sobre un blando y seguro cojín. En cambio, los superácidos de antimonio no sirven para este propósito, pues destrozan las moléculas que más interesan a los científicos. A Lewis le hubiera gustado ver ésta y otras aplicaciones de su trabajo con los electrones y los ácidos; tal vez eso lo hubiera animado en los oscuros años postreros de su vida. Pese a haber trabajado para el gobierno durante la primera guerra mundial y haber realizado valiosas aportaciones a la química hasta pasados sus sesenta años, no lo tomaron en consideración para el proyecto Manhattan de la segunda guerra mundial. Eso lo disgustó, pues muchos de los químicos que él había atraído a Berkeley desempeñaron papeles importantes en la construcción de la primera bomba atómica y se convirtieron en héroes nacionales. Él, en cambio, pasó la guerra ocupado en sus cosas, hundido en la nostalgia y escribiendo una melancólica novela barata sobre un soldado. Murió solo en su laboratorio en 1946.

El consenso general es que, después de fumar veintitantos cigarrillos al día durante

más de cuarenta años, Lewis murió de un ataque al corazón. Pero resulta difícil obviar el hecho de que la tarde en que falleció su laboratorio olía a almendras amargas, un olor que delata al cianuro. Lewis utilizaba cianuro en sus investigaciones, así que existe la posibilidad de que vertiera un bote de este producto tras sufrir un paro cardíaco. Por otro lado, aquel mismo día, pese a su inicial reticencia, Lewis había almorzado con un químico rival y más carismático que había recibido el premio Nobel y había actuado de asesor especial en el proyecto Manhattan. Por la mente de algunas personas siempre ha rondado la idea de que el colega galardonado acabó de trastornar a Lewis. De ser así, su facilidad para la química habría resultado ser tan oportuna como desafortunada.

Además de los metales reactivos en la costa oeste, y halógenos y gases nobles por toda la costa este, la tabla periódica contiene unas «grandes llanuras» que se extienden por su parte central, desde la columna tres a la doce, donde habitan los metales de transición. A decir verdad, los metales de transición tienen una química que exaspera, y se hace difícil decir algo general sobre ellos, si no es que conviene andarse con cuidado. Los átomos más pesados de los metales de transición tienen más flexibilidad que otros átomos en la forma de almacenar sus electrones. Al igual que otros átomos, poseen distintos niveles de energía (que se designan uno, dos, tres, etc.), dispuestos de manera que los niveles de menor energía quedan sepultados bajo los niveles de mayor energía. También luchan con otros átomos para conseguir llenar con ocho electrones el nivel de energía más externo. Lo que resulta más complicado es saber qué constituye ese nivel exterior.

A medida que nos desplazamos por la horizontal de un lado a otro de la tabla periódica, cada elemento posee un electrón más que su vecino de la izquierda. El sodio, el elemento once, normalmente tiene once electrones; el magnesio, el elemento doce, tiene doce electrones; y así sucesivamente. A medida que los elementos aumentan de tamaño, no sólo ordenan sus electrones en niveles de energía, sino que los almacenan en cubiertas de distintos tamaños, que reciben el nombre de capas. Pero como los átomos son unos conformistas desprovistos de imaginación, llenan las capas y los niveles de energía en el mismo orden en toda la tabla. Los elementos de las columnas situadas a la izquierda de la tabla ponen el primer electrón en una capa *s*. Esta capa es esférica, pequeña, y en ella sólo caben

dos electrones, lo que explica las dos columnas más altas de la izquierda. Tras situar estos dos primeros electrones, los átomos buscan algo un poco más espacioso. Si saltamos de una torre a otra de la tabla, encontraremos que los elementos de las columnas del lado derecho comienzan a empaquetar los nuevos electrones uno a uno en una capa  $p$ , que se asemeja un poco a un pulmón contrahecho. Las capas  $p$  pueden alojar seis electrones, y de ahí que a la derecha de la tabla encontremos tres columnas más altas. Es importante observar que a lo largo de cada una de las filas de la parte superior, los dos electrones de la capa  $s$  más los seis de la capa  $p$  dan un total de ocho electrones, el número que la mayoría de los átomos intentan tener en corteza más exterior. A excepción de los gases nobles, que se bastan por sí mismos, los electrones de la capa exterior de todos estos elementos están disponibles para saltar a otros átomos o reaccionar con ellos. Estos elementos se comportan de una manera lógica: si se añade un nuevo electrón, el comportamiento del átomo debe cambiar, puesto que ahora dispone de más electrones para participar en reacciones.

Ahora viene la parte más frustrante. Los metales de transición aparecen en las columnas tres a doce de las filas cuatro a siete, y comienzan a colocar electrones en las llamadas capas  $d$ , que pueden alojar diez electrones. (Las capas  $d$  se parecen más o menos a globos maltrechos con forma de animales.) A juzgar por lo que cada uno de los elementos previos ha hecho con sus capas, uno esperaría que los metales de transición pusieran cada uno de los electrones de la capa  $d$  en la capa más externa y que esos electrones estuvieran disponibles para intervenir en reacciones. Pero no ocurre así, sino que los metales de transición prefieren esconder sus electrones adicionales debajo de otras capas. La decisión de los metales de transición de violar la convención enterrando sus electrones de la capa  $p$  puede parecer una torpeza, además de ir contra el sentido común. A Platón no le hubiera gustado. Pero así funciona la naturaleza, y no hay nada que podamos hacer al respecto.

Entender este proceso tiene sus ventajas. Normalmente, a medida que nos desplazamos en sentido horizontal por la tabla, la adición de un electrón a cada metal de transición debería alterar sus propiedades, tal como pasa con los elementos de otras partes de la tabla. Pero como los metales esconden sus

electrones de la capa  $d$  en el equivalente del falso fondo de un cajón, esos electrones quedan protegidos. Cuando otros átomos intentan reaccionar con los metales, no consiguen alcanzar esos electrones, y la consecuencia es que muchos metales de una misma fila dejan expuesto el mismo número de electrones. Por este motivo, se comportan químicamente de manera muy parecida. Y por eso, desde un punto de vista científico, muchos metales parecen indistinguibles y actúan de forma indistinguible. Son masas frías y grises porque sus electrones externos no les dejan otra opción que conformarse. (Pero, claro, para acabar de confundir las cosas, en algunas ocasiones los electrones sepultados se levantan y reaccionan. Eso es lo que provoca las ligeras diferencias entre los metales. Y también es la razón de que su química sea tan exasperante.)

Los electrones de la capa  $f$  son igual de desordenados. Las capas  $f$  comienzan a aparecer en la primera de las dos filas sueltas de metales que se sitúan bajo la tabla periódica, un grupo que recibe el nombre de lantánidos. (También se llaman tierras raras, y tal como indican sus números atómicos, del cincuenta y siete al setenta y uno, en realidad pertenecen a la sexta fila. Fueron relegados a la base para que la tabla fuera más compacta y manejable.) Los lantánidos esconden sus nuevos electrones aún más profundamente que los metales de transición, a menudo dos niveles de energía por debajo. Esto significa que se parecen entre sí incluso más que los metales de transición y que cuesta mucho distinguirlos. Desplazarse por esta fila es como conducir de Nebraska a Dakota del Sur y no darse cuenta de que se ha cruzado la frontera entre dos estados.

Es imposible encontrar en la naturaleza una muestra pura de un lantánido, pues sus hermanos siempre la contaminan. En un caso célebre, un químico de New Hampshire intentó aislar el tulio, el elemento sesenta y nueve. Comenzó con enormes platos de un mineral rico en tulio, que trató repetidamente con sustancias químicas y con calor, un proceso que purificaba el tulio en una pequeña fracción de cada vez. La disolución llevaba tanto tiempo que al principio sólo podía hacer uno o dos ciclos al día. No obstante, repitió este tedioso proceso mil quinientas veces, a mano, reduciendo cientos de kilos de mineral a unos pocos gramos antes de quedar satisfecho con su pureza. Aun entonces quedaba algo de contaminación por otros lantánidos cuyos electrones estaban tan profundamente sepultados que no había

manera química de agarrarlos para sacarlos de allí.

El comportamiento de los electrones es lo que subyace a la tabla periódica. Pero para entender de verdad los elementos, no podemos ignorar la parte que constituye más del 99 por ciento de su masa: el núcleo. Y si los electrones obedecen las leyes del mayor de los científicos que nunca ganó el premio Nobel, el núcleo obedece los dictados del que probablemente sea el más inverosímil de los galardonados con el Nobel, una mujer cuya carrera fue incluso más nómada que la de Lewis.

María Goeppert nació en Alemania en 1906. Aunque su padre era la sexta generación de catedráticos, María tuvo problemas para convencer a un programa de doctorado de que la admitiera, de modo que anduvo saltando de una universidad a otra, tomando clases donde podía. Por fin logró finalizar su doctorado en la Universidad de Hannover, donde defendió su tesis frente a profesores que no conocía. Como era de esperar, sin recomendaciones ni contactos ninguna universidad estaba dispuesta a contratarla después de graduarse. Sólo logró entrar en la ciencia de forma indirecta, a través de su marido, Joseph Mayer, un profesor de química estadounidense que realizaba una estancia en Alemania. Regresó con él a Baltimore en 1930, y quien ahora se hacía llamar Goeppert-Mayer comenzó a trabajar con Mayer y a acompañarlo a congresos. Por desgracia, Mayer perdió su trabajo varias veces durante la Gran Depresión, y la familia tuvo que pasar por universidades de Nueva York y luego Chicago.

La mayoría de las universidades toleraban que Goeppert- Mayer se acercara por allí a charlar sobre ciencia. Algunas incluso tuvieron el detalle de darle trabajo, aunque rehusaron pagarle, y le asignaban temas típicamente «femeninos», como el origen de los colores. Tras la Gran Depresión, cientos de sus colegas fueron convocados para trabajar en el proyecto Manhattan, que tal vez haya sido el más vitalizador intercambio de ideas científicas de toda la historia. Goeppert-Mayer recibió una invitación para participar, pero en aspectos periféricos, en un inútil proyecto secundario dirigido a separar uranio con destellos de luz. Seguro que, en privado, se sintió frustrada, pero ansiaba hacer ciencia lo bastante como para continuar trabajando en esas condiciones. Tras la segunda guerra mundial, la Universidad de Chicago por fin la tomó lo bastante en serio como para convertirla en profesora de física. Le dieron su propio despacho, pero el departamento seguía sin pagarle por su

trabajo.

Pese a ello, animada por su nuevo cargo, en 1948 comenzó a investigar sobre el núcleo, el cerne y esencia del átomo. En el interior del núcleo, el número de protones positivos, es decir el número atómico, determina la identidad del átomo. Dicho de otro modo, un átomo no puede ganar o perder protones sin convertirse en otro elemento. Los átomos tampoco suelen perder neutrones, pero los átomos de un elemento pueden tener distinto número de estas partículas, constituyendo variaciones que reciben el nombre de isótopos. Por ejemplo, los isótopos plomo-204 y plomo-206 tienen idéntico número atómico (82) pero difieren en el número de neutrones (122 y 124). El número atómico más el número de neutrones corresponde al peso atómico. Hicieron falta muchos años para que los científicos entendieran la relación entre el número atómico y el peso atómico, pero cuando lo hicieron, la ciencia de la tabla periódica ganó mucho en claridad.

Goeppert-Mayer sabía todo esto, desde luego, así que se dedicó a un misterio aún más difícil de entender, un problema de una sencillez engañosa. El elemento más simple del universo, el hidrógeno, es también el más abundante. El segundo elemento más simple, el helio, es el segundo más abundante. En un universo ordenado con elegancia, el tercer elemento, el litio, debería ser el tercer elemento más abundante, y así sucesivamente. Pero nuestro universo no está tan ordenado. El tercer elemento más común es el oxígeno, el elemento ocho. Pero ¿por qué? Los científicos podían responder que el oxígeno tiene un núcleo muy estable, así que no se descompone, no se «desintegra». Pero eso sólo suscita una nueva pregunta: ¿por qué ciertos elementos como el oxígeno tienen núcleos tan estables?

A diferencia de la mayoría de sus contemporáneos, Goeppert-Mayer vio en esto un paralelo con la increíble estabilidad de los gases nobles. Propuso que en el núcleo los protones y los neutrones se sitúan en capas igual que los electrones en la corteza, y que, del mismo modo, completar las capas del núcleo confiere estabilidad. Para un lego, esto parece razonable, un bonita analogía. Pero un premio Nobel no se gana con conjeturas, sobre todo si el galardón recae en una profesora sin sueldo. Para colmo, esta idea contrariaba a los científicos nucleares, pues los procesos químicos y los nucleares son independientes. No hay razón alguna para que los formales y hogareños neutrones y protones se comporten como los



pequeños y caprichosos electrones, dispuestos a abandonar su casa por la de unos vecinos atractivos. Y lo cierto es que, por lo general, no se comportan así.

Pese a todo ello, Goeppert-Mayer le siguió la pista a su intuición, y conectando una serie de experimentos independientes, demostró que los núcleos tienen capas y que forman lo que ella denominó núcleos mágicos. Por complejas razones matemáticas, los núcleos mágicos no aparecen siguiendo una periodicidad como las propiedades de los elementos. La magia se produce en los números atómicos dos, ocho, veinte, veintiocho, cincuenta, ochenta y dos, y otros superiores. Las investigaciones de Goeppert-Mayer demostraron que, para esos números, los protones y los neutrones se ordenan en esferas muy simétricas de gran estabilidad. En el oxígeno, además, coinciden ocho protones con ocho neutrones, lo que lo hace doblemente mágico y, por tanto, eternamente estable, y explica su evidente sobreabundancia. Este modelo también explica de un solo golpe por qué los elementos como el calcio (veinte) tienen una abundancia desproporcionada y, no por casualidad, nuestros cuerpos emplean estos minerales tan fáciles de obtener.

En la teoría de Goeppert-Mayer reverbera la idea de Platón de que las formas bellas se acercan a la perfección, y su modelo de núcleos mágicos, con forma de orbe, se convirtió en la forma ideal respecto a la cual se juzgan todos los núcleos. A la inversa, los elementos situados muy lejos entre dos números mágicos son menos abundantes porque forman unos feos núcleos oblongos. Los científicos han descubierto incluso formas de holmio (el elemento sesenta y siete) hambrientas de neutrones que dan lugar a un núcleo deformado y tambaleante en forma de pelota de fútbol americano. Como puede deducirse del modelo de Goeppert-Mayer (o imaginarse al ver un balón suelto en un juego de fútbol americano), los ovoides del holmio no son muy estables. Además, a diferencia de los átomos con capas de electrones no equilibradas, los átomos con núcleos distorsionados no pueden robar neutrones o protones de otros átomos para equilibrarse. Así que los átomos con núcleos contrahechos, como esa forma de holmio, casi nunca se constituyen y, si lo hacen, enseguida se desintegran.

El modelo de las capas del núcleo es un ejemplo de física brillante. Por eso Goeppert-Mayer, con su precario estatus entre los científicos, debió quedar consternada al descubrir que su modelo había sido desarrollado también por otros

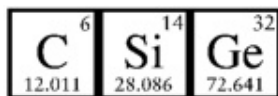
físicos en su propia patria. Corría el riesgo de perder el crédito por todo su trabajo. Sin embargo, ambos lados habían llegado a la misma idea de manera independiente, y cuando los alemanes tuvieron la cortesía de reconocer su trabajo y la invitaron a colaborar con ellos, la carrera de Goeppert-Mayer por fin despegó. Recibió los honores que le correspondían, y ella y su marido se mudaron una última vez, en 1959, a San Diego, donde comenzó un nuevo trabajo, esta vez remunerado, en el recién estrenado campus que allí tiene la Universidad de California. Aun así, nunca pudo sacudirse del todo el estigma de ser una aficionada. Cuando la Academia Sueca anunció en 1963 que le concedían el mayor honor de su profesión, un periódico de su ciudad celebró su gran día con el titular: «Madre de San Diego gana el premio Nobel».

Pero supongo que todo es cuestión de perspectiva. Si los periódicos hubieran publicado un titular igual de degradante sobre Gilbert Lewis por el mismo motivo, éste seguro que se hubiera entusiasmado.

Al leer la tabla periódica en sentido horizontal, línea a línea, se aprende mucho sobre los elementos, pero eso sólo es una parte de la historia, y ni siquiera la mejor. Los elementos de la misma columna, los vecinos latitudinales, están relacionados de una manera mucho más íntima que los vecinos longitudinales. La gente está acostumbrada a leer de izquierda a derecha (o de derecha a izquierda) en casi todos los lenguajes humanos, pero leer la tabla periódica de arriba abajo, columna a columna, como en algunas formas de japonés, pone de manifiesto mucho más significado. Se revela así un subtexto rico en relaciones entre los elementos, que incluye algunas rivalidades y antagonismos inesperados. La tabla periódica tiene su propia gramática, y al leerla entre líneas se descubren muchas historias nuevas.

## Capítulo 2

### Casi gemelos y ovejas negras: La genealogía de los elementos



Si Shakespeare lo intentó con «honorificabilitudinitatibus», que, según a quién se pregunte, significa «el estado de plenitud de honores», o es un anagrama que proclama que fue Francis Bacon, y no el Bardo, quien realmente escribió las obras de Shakespeare.<sup>vi</sup> Pero esta palabra, de apenas veintisiete letras, no se acerca siquiera a merecer el título de palabra más larga de la lengua inglesa.

Claro que pretender determinar cuál es la palabra más larga es como vadear un río revuelto. Es muy fácil perder pie, pues el lenguaje es fluido y constantemente cambia de dirección. Además, qué es una palabra inglesa es algo que depende del contexto. La palabra de Shakespeare, pronunciada por un personaje cómico en *Trabajos de amor perdidos*, obviamente procede del latín, y quizá las palabras extranjeras, aunque formen parte de una frase en inglés, no deberían contar. Y si incluimos las palabras que no hacen más que apilar prefijos y sufijos («antidisestablishmentarianism» tiene veintiocho letras) o palabras sin sentido («supercalifragilisticexpialidocious», treinta y cuatro letras), los escritores pueden confundir al lector hasta marearlo.

Pero si adoptamos una definición sensata, como la palabra más larga que aparece en algún documento en lengua inglesa cuyo propósito no sea el de establecer el récord de la palabra más larga, entonces la que buscamos apareció en 1964 en una suerte de diccionario de referencia para los químicos. La palabra en cuestión describe una importante proteína perteneciente a lo que los historiadores suelen considerar el primer virus jamás descubierto, el virus del mosaico del tabaco, descrito en 1892. Será mejor tomar una buena bocanada de aire.

*acetylseryltyrosylserylisoleucylthreonylserylprolylserylglutaminyphenylalanylvalylphenylalanylleucylserylserylvalyltryptophylalanylasparylprolylisoleucylglutamylleucylleucylasparaginyvalylcysteinythreonylserylserylleucylglycylasparaginyglutaminyphenylalanylglutaminylthreonylglutaminyglutaminylalanylarginylthreonylthreonylglutaminyvalylglutaminyglutaminyphenylalanylserylglutaminyvalyltryptophyllysylprolylphenylalanylprolylglutaminylserylthreonylvalylarginylphenylalanylprolylglucylaspartylvalyltyrosyllsylvallyltyrosylarginyltyrosylasparaginyalaanylvalylleucylaspartylprolylleucylisoleucylthreonylalanylleucylleucylglycylthreonylphenylalanylasparylthreonylarginylasparaginylarginylisoleucylisoleucylglutamylvalylglutamylasparaginyglutaminyglutaminylserylprolylthreonylthreonylalanylglutamylthreonylleucylaspartylalanylthreonylarginylarginylvalylaspartylaspartylalanylthreonylvalylalanylisoleucylarginylserylalanylasparaginylisoleucylasparaginylleucylvalylasparaginyglutamylleucylvalylarginylglycylthreonyllycylleucyltyrosylasparaginyglutaminylasparaginythreonylphenylalanylglutamylserylmethionylserylglycylleucylvalyltryptophylthreonylserylalanylprolylalanyls erine*

Esta anaconda ocupa la friolera de 1.185 letras.<sup>vii</sup>

Como la mayoría de los lectores seguramente no han pasado de echar un vistazo por toda la retahíla de «acetyl... seri- ne», vale la pena que repasemos la fórmula. Enseguida se ve algo raro en la distribución de las letras. La letra más común del inglés, la *e*, aparece 65 veces; la rara letra *y*, en cambio, aparece 183 veces. Una letra, */* comprende el 22 por ciento de toda la palabra (aparece 255 veces). Y la *y* y la */* no aparecen al azar sino a menudo una al lado de la otra: 166 pares, cada siete letras más o menos. Eso no es ninguna coincidencia. Esta larga palabra describe una proteína, y las proteínas están construidas a partir del sexto (y más versátil)

elemento de la tabla periódica, el carbono.

El carbono forma el esqueleto de los aminoácidos, que se unen como cuentas de un collar para formar las proteínas. (La proteína del virus del mosaico del tabaco está formada por 159 aminoácidos.) Como el número de aminoácidos que hay que contar suele ser muy elevado, los bioquímicos los designan con una simple regla lingüística. Cortan el «ine» (*ina*, en castellano) de los aminoácidos como «serine» (serina) o «isoleucine» (iso- leucina) y lo convierten en *y/* (*il* en castellano), siguiendo una métrica regular: «seryl» o «isoleucyl» (seril o isoleucil). Puestas en orden, la unión de estas palabras acabadas en *y/* describe de forma precisa la forma de una proteína. Del mismo modo que cualquier persona puede leer la palabra compuesta «rabicorto» y comprender de inmediato su significado, los bioquímicos de las décadas de 1950 y principios de la de 1960 dieron a las moléculas nombres oficiales como «acetyl... serine» (o, en castellano, acetil... serina) para poder reconstruir la molécula completa a partir de su nombre. El sistema era preciso, pero agotador. Históricamente, esta tendencia a amalgamar palabras refleja la fuerte influencia que sobre la química ejercía Alemania y su idioma obsesionado por las palabras compuestas.

Pero ¿por qué se unen los aminoácidos? La causa hay que buscarla en el lugar que ocupa el carbono en la tabla periódica y en su necesidad de completar su nivel de energía más externo con ocho electrones, una regla general que recibe el nombre de regla del octeto. A lo largo del gradiente de agresividad con que átomos y moléculas se buscan, los aminoácidos se inclinan hacia el extremo más civilizado. Cada aminoácido contiene átomos de oxígeno en uno de sus extremos, un átomo de nitrógeno en el otro, y, en medio, un tronco formado por dos átomos de carbono. (También tienen hidrógeno y una rama que parte del tronco principal y puede ser veinte moléculas distintas, algo que ahora no debe preocuparnos.) Tanto el carbono como el nitrógeno y el oxígeno quieren tener ocho electrones en su nivel exterior, pero eso resulta más fácil para uno de estos elementos que para los otros. El oxígeno, en tanto que elemento ocho, tiene en total ocho electrones. Dos se sitúan en el nivel de menor energía, que es el que se llena primero. Eso deja seis electrones en el nivel exterior, de modo que el oxígeno siempre anda buscando un par de electrones más. Dos electrones no son tan difíciles de encontrar, así que el

agresivo oxígeno puede dictar sus condiciones y mangonear a otros átomos. Pero la misma aritmética nos dice que al pobre carbono, el elemento seis, le quedan cuatro electrones después de llenar su primer nivel de energía, y por tanto necesita cuatro electrones más para completar los ocho. Eso ya no es tan fácil, y de ahí que el carbono sea tan poco exigente a la hora de formar enlaces. Se pega a lo que sea.

La promiscuidad es la gran virtud del carbono. A diferencia del oxígeno, el carbono tiene que formar enlaces con otros átomos en todas las direcciones que pueda. De hecho, el carbono comparte sus electrones con hasta cuatro átomos al mismo tiempo. Eso le permite construir cadenas complejas, incluso redes tridimensionales de moléculas. Y como comparte y no puede robar electrones, los enlaces que forma son firmes y estables. El nitrógeno también tiene que formar múltiples enlaces para ser feliz, aunque no llega a los extremos del carbono. Las proteínas como la anaconda descrita más arriba simplemente le sacan partido a estos hechos elementales. Un átomo de carbono del tronco de un aminoácido comparte un electrón con un átomo de nitrógeno del extremo contrario de otro aminoácido; las proteínas se forman cuando estos átomos de carbono y nitrógeno que pueden conectarse, se unen uno tras otro como cuentas de collar casi sin fin, como las letras de una larguísima palabra.

En la actualidad, los científicos pueden determinar la secuencia de moléculas mucho más largas que la «acetil... serina». El récord actual se sitúa en una gigantesca proteína cuyo nombre, si se escribiera entero, utilizaría 189.819 letras. Pero durante la década de 1960 los científicos comenzaron a disponer de una serie de herramientas de secuenciación y enseguida se dieron cuenta de que acabarían teniendo nombres tan largos como este libro (y cuya corrección de errores sería una auténtica pesadilla). Así que abandonaron el intratable sistema germánico y volvieron a usar títulos más cortos, aunque menos imponentes, incluso para propósitos oficiales. Por ejemplo, aquella molécula de 189.819 letras hoy se conoce simplemente como titina.<sup>viii</sup> Así que no parece fácil que nadie en un medio impreso llegue a superar en longitud, o siquiera lo intente, el nombre completo de la proteína del virus del mosaico del tabaco.

Eso no quita que los aspirantes a lexicógrafos sigan pasando revista a la bioquímica. La medicina ha sido siempre un campo fértil para vocablos de longitud ridícula, y la

palabra no técnica más larga que recoge el *Oxford English Dictionary* resulta que está emparentada con el primo más cercano del carbono, un elemento que a menudo se ha mentado como alternativa a la vida basada en el carbono en otras galaxias. Me refiero al elemento catorce, el silicio.

En una genealogía, los padres, que se sitúan en la raíz del árbol familiar, engendran hijos que se parecen a ellos; del mismo modo, el carbono tiene más en común con el elemento que tiene debajo, el silicio, que con sus dos vecinos horizontales, el boro y el nitrógeno. Ya conocemos la razón. El carbono es el elemento seis y el silicio es el elemento catorce, y esa diferencia de ocho (otro octeto) no es una coincidencia. En el silicio, el primer nivel energético lo ocupan dos electrones, y ocho el segundo. Eso lo deja con cuatro electrones más, así que tiene el mismo problema que el carbono. Pero estar en esa situación también le confiere algo de la flexibilidad que tiene el carbono. Y como la flexibilidad del carbono está directamente relacionada con su capacidad para formar las moléculas de la vida, la capacidad que tiene el silicio para imitar al carbono lo ha convertido en el sueño de varias generaciones de aficionados a la ciencia ficción interesados en formas de vida alternativas, alienígenas; unas formas de vida que seguirían unas reglas distintas de las que rigen la vida en la Tierra. La genealogía, no obstante, no impone un destino: los hijos nunca son exactamente iguales a sus padres. Del mismo modo, el carbono y el silicio son parientes muy cercanos, pero eso no quita que sean elementos distintos que forman compuestos distintos. Por desgracia para los fanáticos de la ciencia ficción, el silicio no puede hacer los prodigios de los que es capaz el carbono. Curiosamente, podemos entender mejor las limitaciones del silicio si analizamos otra palabra récord, una palabra que alcanza una longitud ridícula por la misma razón que el nombre de 1.185 letras de aquella proteína basada en el carbono. Lo cierto es que aquella proteína tiene un nombre que no deja de ser una fórmula, interesante como curiosidad, del mismo modo que lo es el cálculo de pi con millones de decimales. En cambio, la palabra inglesa no técnica más larga que aparece en el *Oxford English Dictionary* es «pneumonoultramicroscopicsilicovolcanoconiosis», una enfermedad que tiene «silico» en el centro. Los logólogos (aficionados a las palabras) se refieren a esta palabra simplemente como «p45», pero hay algunas dudas médicas sobre si p45 es una verdadera enfermedad, ya que no es más que

una variante de una afección pulmonar incurable llamada neumoconiosis. P16 se parece a la neumonía, y es una de las enfermedades causadas por la inhalación de asbestos. La inhalación de dióxido de silicio, el principal componente de la arena y el vidrio, también puede causar neumoconiosis. Los obreros de la construcción que pasan el día puliendo con chorros de arena, y los trabajadores de las líneas de ensamblado de las fábricas de aislamientos que inhalan polvo de vidrio con frecuencia acaban contrayendo p16 a causa de la sílice. Pero como el dióxido de silicio (sílice,  $\text{SiO}_2$ ) es el mineral más común de la corteza de la Tierra, hay otro grupo de personas susceptible: el de la gente que vive cerca de un volcán. Los volcanes más potentes pulverizan la sílice en fragmentos diminutos y expulsan a la atmósfera megatoneladas de este material. Estos fragmentos pueden acabar alojados en los alvéolos pulmonares. Como nuestros pulmones están acostumbrados al dióxido de carbono, no encuentran nada raro en absorber a su primo, el  $\text{SiO}_2$ , que puede ser mortal. Muchos dinosaurios murieron de este modo cuando un asteroide o un cometa del tamaño de una ciudad chocó con la Tierra hace 65 millones de años.

Ahora que ya sabemos todo esto, analizar los prefijos y sufijos de p45 debería ser mucho más fácil. La enfermedad pulmonar causada por la inhalación de finas partículas de sílice cuando una persona se aleja resollando de una erupción recibe, como es natural, el nombre de «pneumono-ultra-microscopic-silico-volcano-coniosis». Pero antes de usar esta palabra en una conversación, conviene saber que muchos puristas del lenguaje la detestan. P45 es una palabra que inventó cierto individuo para ganar un concurso de rompecabezas en 1935, y mucha gente todavía dice con despecho que no es más que una «palabra trofeo». Incluso los augustos editores del *Oxford English Dictionary* la desdeñan definiéndola como «una palabra fabricada» de la que sólo «se afirma que significa» lo que significa. Este desdén se debe a que p45 tan sólo expande una palabra «real». P45 es fruto de una manipulación, como la vida artificial, en lugar de surgir de forma orgánica en el seno del lenguaje cotidiano.

Si exploramos el silicio un poco más a fondo, podemos intentar responder a la proposición de que puede existir vida basada en este elemento. Aunque en la ciencia ficción esta idea sea tan manida y exagerada como las pistolas de rayos, la



vida de silicio es una propuesta interesante porque amplía el ámbito de nuestra noción carbonocéntrica del potencial de la vida. Los entusiastas del silicio gustan de señalar que existen diversos animales en la Tierra que utilizan el silicio en sus cuerpos, como los erizos de mar, en sus espinas, y los protozoos radiolarios (unos organismos unicelulares) que construyen un exoesqueleto con silicio. Los avances en computación e inteligencia artificial también hacen pensar que el silicio podría formar «cerebros» tan complejos como cualquiera de los basados en el carbono. En teoría, no hay ninguna razón para que no podamos reemplazar cada neurona del cerebro por un transistor de silicio.

Pero p45 nos da algunas lecciones de química práctica que rompen las esperanzas de que haya vida de silicio. Es obvio que las formas de vida basadas en el silicio necesitarían transportar este elemento hacia o desde su cuerpo para reparar tejidos o lo que sea, del mismo modo que los organismos de la Tierra mueven carbono por sus cuerpos. En la Tierra, los organismos situados en la base de la cadena trófica (en muchos sentidos, las formas de vida más importantes) pueden hacerlo directamente con el dióxido de carbono, que es un gas. También el silicio forma casi siempre en la naturaleza enlaces con el oxígeno, sobre todo en forma de  $\text{SiO}_2$ . Pero a diferencia del dióxido de carbono, el dióxido de silicio (incluso en el fino polvo volcánico) es un sólido, no un gas, a cualquier temperatura siquiera remotamente apropiada para la vida. (¡No se transforma en gas hasta los 2.230 °C!) Al nivel de la respiración celular, respirar sólidos no funciona, porque los sólidos tienden a mantenerse unidos. No fluyen, y es difícil hacerlos llegar a las moléculas individuales, que es algo que las células tienen que hacer. Hasta la más rudimentaria vida de silicio, el equivalente del verdín de las charcas, tendría problemas para respirar, y las formas de vida de mayor tamaño, con varias capas de células, lo pasarían mucho peor. Sin una manera de intercambiar gases con el medio, las «plantas» de la vida de silicio se morirían de inanición y el equivalente de las animales se sofocaría en sus productos de desecho, igual que nuestros pulmones basados en el carbono se asfixian por culpa de p45.

Pero ¿no podrían esos microbios de silicio expeler o captar sílice de alguna otra manera? Es posible, pero la sílice no se disuelve en el agua, que por lo que sabemos es el líquido más abundante del universo. Así que esos organismos tendrían que

renunciar a las ventajas evolutivas de la sangre o de cualquier otro líquido para transportar nutrientes y productos de desecho. Los organismos de silicio tendrían que usar sólidos, que no se mezclan fácilmente, así que resulta difícil imaginar que unas formas de vida basadas en el silicio puedan hacer demasiadas cosas.

Además, como el silicio empaqueta más electrones que el carbono, es más voluminoso, como el carbono con unos kilos de más. A veces eso no importa. El silicio podría ser un sustituto adecuado del carbono en el equivalente marciano de las grasas o las proteínas. Pero el carbono también se contorsiona en unas moléculas en forma de anillos que llamamos azúcares. Los anillos son estados de alta tensión, lo que significa que almacenan una gran cantidad de energía, y el silicio sencillamente no es lo bastante flexible como para doblarse hasta el punto de formar anillos. Un problema relacionado con éste es que los átomos de silicio no pueden meter sus electrones en espacios estrechos para formar enlaces dobles, que aparecen prácticamente en todas las moléculas bioquímicas complejas. (Cuando dos átomos comparten dos electrones, se dice que el enlace es simple. Cuando comparten cuatro electrones, el enlace es doble.) Así que las formas de vida basadas en el silicio tendrían cientos de opciones menos para almacenar energía química y fabricar hormonas químicas. En suma, sólo una bioquímica radical podría sustentar una vida de silicio que crezca, reaccione, se reproduzca y ataque. (Los erizos de mar y los radiolarios utilizan el silicio sólo como sostén estructural, no para respirar o almacenar energía.) Y el hecho de que en la Tierra hayan evolucionado formas de vida basadas en el carbono a pesar de que el carbono es muchísimo menos abundante que el silicio constituye casi una prueba en sí mismo.<sup>ix</sup>

No soy tan necio como para predecir que la biología del silicio sea imposible, pero a no ser que esas criaturas defequen arena y vivan en planetas con volcanes que continuamente escupen sílice ultramicroscópico, lo más probable es que este elemento no esté a la altura de la tarea de construir la vida.

Por suerte, el silicio se ha asegurado la inmortalidad de otro modo. Igual que los virus, unas entidades casi vivas, el silicio se las ha ingeniado para hacerse un nicho evolutivo y sobrevivir a base de depredar parasíticamente sobre el elemento que tiene debajo.

Hay más lecciones genealógicas en la columna de la tabla periódica que aloja al

carbono y al silicio. Debajo de este último encontramos el germanio. Un elemento por debajo del germanio encontramos, inesperadamente, el estaño. Un espacio más abajo está el plomo. Así pues, bajando por la tabla periódica pasamos del carbono, el elemento responsable de la vida, al silicio y el germanio, los elementos responsables de la moderna electrónica, al estaño, el metal gris y poco lustroso con el que se hacen las latas de maíz, y por último al plomo, un elemento más o menos hostil a la vida. Cada paso es pequeño, pero nos recuerda que si bien cada elemento se parece al que tiene debajo, por el camino se van acumulando mutaciones.

Otra lección es que todas las familias tienen una oveja negra, alguien a quien el resto de la línea ya ha dado por perdida. En la columna catorce, ese elemento miserable y sin suerte es el germanio. Podemos utilizar silicio en ordenadores, microchips, coches y calculadoras. Los semiconductores de silicio han enviado hombres a la Luna e impulsan internet. Pero si las cosas hubieran ido de otro modo hace unos sesenta años, tal vez hoy estaríamos hablando de Germanium Valley en el norte de California.

La moderna industria de los semiconductores comenzó en 1945 en los laboratorios Bell, en Nueva Jersey, a pocos kilómetros del lugar donde Thomas Alva Edison instalara su factoría de inventos unos setenta años antes. William Shockley, un físico e ingeniero eléctrico, estaba intentando construir un pequeño amplificador de silicio que reemplazara los tubos de vacío de las grandes computadoras centrales. Los ingenieros detestaban los tubos de vacío porque aquella especie de bombillas alargadas eran frágiles, difíciles de manipular, y tendían a sobrecalentarse. Pero por mucho que los despreciaran, los necesitaban porque no disponían de nada más que pudiera realizar su doble labor: los tubos amplificaban las señales electrónicas, de manera que las débiles no murieran, y actuaban como puertas de un solo sentido para la electricidad, de manera que los electrones no pudieran fluir hacia atrás en los circuitos. (Si los tubos de las aguas negras pudieran fluir en los dos sentidos, no es difícil imaginar los problemas que eso generaría.) Shockley se dispuso a hacerles a los tubos de vacío lo que Edison le había hecho a las velas, y sabía que la respuesta estaba en los elementos semiconductores. El problema era conseguir el equilibrio que deseaban los ingenieros, dejando pasar los electrones suficientes para

que funcionara el circuito (la parte de «conductor»), pero no tantos que ya no fuera posible controlar los electrones (la parte del «semi»). Shockley era más un visionario que un ingeniero, y su amplificador de silicio nunca llegó a funcionar. Frustrado tras dos años infructuosos, delegó la tarea en dos científicos subordinados, John Bardeen y Walter Brattain.

Bardeen y Brattain, a decir de un biógrafo, «se entendían tanto como puedan entenderse dos hombres... Era como si Bardeen fuera el cerebro de este organismo conjunto y Brattain las manos».<sup>x</sup> Esta simbiosis dio sus frutos, pues Bardeen, para quien podría haberse acuñado el calificativo de «cerebritito», era, sin embargo, muy poco hábil con las manos. El organismo conjunto no tardó en determinar que el silicio era demasiado quebradizo y difícil de purificar como para usarlo como amplificador. Además, sabían que el germanio, cuyos electrones más externos se sitúan en un nivel de energía más elevado que los del silicio, y por consiguiente están menos unidos al átomo, conduce mejor la electricidad. Fue con el germanio con lo que Bardeen y Brattain construyeron en diciembre de 1947 el primer amplificador de estado sólido (en oposición a los de vacío) del mundo. Lo llamaron transistor.

Esto habría entusiasmado a Shockley, de no ser porque esas navidades estaba en París, y se le hacía más difícil decir que había contribuido a la invención (por no mencionar el hecho de que él había utilizado el elemento equivocado). No obstante, Shockley se dedicó a restarle crédito al trabajo de Bardeen y Brattain. Shockley no era una mala persona, pero cuando creía tener la razón era despiadado, y en lo referente al transistor, estaba convencido de que merecía la mayor parte del crédito. (Esta despiadada convicción afloró de nuevo durante los últimos años de su vida, después de que abandonara la física del estado sólido para dedicarse a la «ciencia» de la eugenesia, la mejora genética de los seres humanos. Creía entonces en una casta brahmán de inteligencia, y comenzó a donar a un «banco de esperma de genios»<sup>xi</sup> y a defender la idea de que se pagase a los pobres y las minorías para que fuesen esterilizados y dejasen de diluir el cociente intelectual colectivo de la humanidad.)

Tras regresar a toda prisa de París, Shockley se metió en la foto del transistor, a menudo literalmente. En las imágenes publicitarias de los Laboratorios Bell que

muestran a los tres hombres supuestamente trabajando, Shockley siempre se sitúa entre Bardeen y Brattain, seccionando así el organismo conjunto, y pone sus manos sobre el equipo, para así forzar a los otros dos a mirar por encima de sus hombros, como si fueran simples ayudantes. Esas imágenes se convirtieron en la nueva realidad y la comunidad científica otorgó el crédito a los tres hombres. Además, cual mezquino señor feudal, Shockley desterró a su principal rival intelectual, Bardeen, a otro laboratorio, sin relación con el suyo, para dedicarse a desarrollar una segunda generación de los transistores de germanio, más dirigida a la comercialización. No resulta sorprendente que Bardeen no tardara en dejar los Laboratorios Bell para aceptar un puesto académico en Illinois. De hecho, su enojo fue tal que abandonó la investigación sobre los semiconductores.

Tampoco al germanio le fueron muy bien las cosas. Hacia 1954, la industria del transistor había despegado. La potencia de procesamiento de las computadoras había aumentado en varios órdenes de magnitud, y habían aparecido nuevas líneas de productos, como las radios de bolsillo. Pero durante ese proceso de expansión, los ingenieros no dejaron de intentar seducir al silicio. En parte lo hacían porque el germanio era más temperamental. Una consecuencia de su gran capacidad para conducir la electricidad era que generaba mucho calor, algo indeseado porque hacía que los transistores dejaran de funcionar a altas temperaturas. Más importante aún era el hecho de que el silicio, el principal componente de la arena, era casi tan barato como el polvo. Los científicos todavía eran fieles al germanio, pero se pasaban muchísimo tiempo fantaseando con el silicio.

De pronto, en una feria profesional sobre semiconductores celebrada ese mismo año, un desenvuelto ingeniero de Texas se levantó tras una conferencia pesimista acerca de la inviabilidad de los transistores de silicio y anunció que él llevaba uno en el bolsillo. ¿Les apetece una demostración? Este tal P. T. Barnum, cuyo nombre real era Gordon Teal, conectó entonces un tocadiscos de germanio a unos altavoces externos y, con un golpe de efecto medieval, hizo descender las entrañas del reproductor en un recipiente con aceite hirviendo. Como era de esperar, el sonido se ahogó y murió. Tras recuperar las entrañas, Teal extrajo el transistor de germanio y volvió a conectar el reproductor con su transistor de silicio. Una vez más, sumergió el aparato en el aceite. La banda siguió sonando. Para cuando la

estampida de vendedores llegó a las cabinas de teléfonos de la parte trasera del centro de convenciones, el germanio ya había caído en desgracia.

Por suerte para Bardeen, su parte de la historia acabó felizmente, aunque de una forma torpe. Sus investigaciones sobre el germanio resultaron ser tan importantes que él, Brattain y, ¡ay!, Shockley recibieron el premio Nobel de Física en 1956. Bardeen oyó la noticia en su propia radio (para entonces, probablemente con transistores de silicio) mientras freía su desayuno una mañana. Aturullado, acabó con los huevos fritos de su familia por los suelos. No fue la última torpeza que cometió relacionada con su premio Nobel. Algunos días antes de la ceremonia del premio en Suecia, cogió su pajarita y chaleco blanco formal y, con una torpeza más propia de cualquiera de sus estudiantes, los lavó junto a ropa de color, dejándolos teñidos de verde. Y el día de la ceremonia, él y Brattain sintieron tal ansiedad ante su encuentro con el rey Gustavo I de Suecia que tomaron quinina para calmar el estómago. No debió ayudarles que Gustavo recriminara a Bardeen por haber hecho que sus hijos se quedasen en clase en Harvard (Bardeen temía que no pudieran hacer un examen) en lugar de acompañarlo a Suecia. Ante esta reprimenda, Bardeen bromeó tímidamente que, ja, ja, los traería consigo la próxima vez que ganase un premio Nobel.

Torpezas aparte, la ceremonia marcó un punto álgido, aunque breve, para los semiconductores. La Academia Sueca de las Ciencias, que concede los premios Nobel de Química y de Física, solía galardonar antes a la investigación pura que a la ingeniería, así que el premio concedido al transistor fue un raro reconocimiento de la ciencia aplicada. No obstante, para 1958 la industria del transistor hubo de enfrentarse a una nueva crisis. Con Bardeen fuera del campo de juego, la puerta quedaba abierta a otro héroe.

Aunque probablemente tuviera que agacharse (medía dos metros), Jack Kilby no tardó en franquear esa puerta. Hijo de Kansas, de habla pausada y piel curtida, Kilby había pasado una década en los arrabales de la tecnología (en Milwaukee) antes de conseguir, en 1958, un trabajo en Texas Instruments (TI). Aunque se había formado como ingeniero eléctrico, Kilby fue contratado para resolver un problema de los equipos informáticos conocido como la tiranía de los números. En esencia, aunque los transistores de silicio eran baratos y funcionaban bien, los

circuitos de computación avanzados enseguida necesitaban un gran número de ellos. En consecuencia, las compañías como TI tenían que utilizar grandes naves llenas de técnicos mal pagados, sobre todo mujeres, que se pasaban el día encorvadas sobre unos microscopios soldando trozos de silicio, irritadas y acaloradas dentro de sus trajes de protección. Además de ser caro, este proceso era muy poco eficiente. En todos los circuitos era casi inevitable que se rompiera o aflojara alguno de aquellos frágiles alambres y el circuito entero dejara de funcionar. Pero los ingenieros no podían evitar utilizar tantos transistores; ésa era la tiranía de los números.

Kilby llegó a TI en un junio abrasador. Como era un nuevo empleado, no tenía derecho a vacaciones, así que en julio, cuando miles de trabajadores se marcharon a disfrutar de las suyas, él se quedó solo en su banco de trabajo. El alivio del silencio lo convenció de que emplear a miles de personas para conectar transistores era una estupidez, y la ausencia de supervisores le dio el tiempo libre que necesitaba para perseguir una nueva idea que él llamaba circuito integrado. Los transistores de silicio no eran las únicas partes de un circuito que había que conectar a mano. Las resistencias de carbono y los condensadores de porcelana también tenían que enlazarse con alambres de cobre. Kilby desechó este sistema formado por elementos separados, y en su lugar grabó todo (las resistencias, los transistores y los condensadores) en un bloque firme de semiconductor. Fue una idea fantástica, la diferencia estructural y artística entre esculpir una estatua a partir de un bloque único de mármol o esculpir cada extremidad por separado para luego intentar componer la figura con alambres. Como no se fiaba de la pureza del silicio para fabricar las resistencias y los condensadores, decidió utilizar germanio en su prototipo.

Este circuito integrado acabaría por liberar a los ingenieros de la tiranía de la conexión a mano. Como todas las piezas se hacían en el mismo bloque, no había necesidad de soldarlas. De hecho, pronto nadie hubiera siquiera podido hacerlo, pues el circuito integrado también permitió a los ingenieros automatizar el proceso de grabación y fabricar conjuntos microscópicos de transistores, los primeros microchips de verdad. Kilby nunca recibió todo el crédito por su innovación (uno de los protegidos de Shockley solicitó una patente rival, y ligeramente más detallada,

unos pocos meses más tarde, y le arrancaron la patente a la compañía de Kilby), pero los fanáticos de los ordenadores todavía rinden tributo a Kilby por su idea original. En una industria que mide los ciclos de producción en meses, los chips todavía se fabrican con su diseño básico de hace cincuenta años. En el año 2000, Kilby fue galardonado tardíamente con el premio Nobel por su circuito integrado.<sup>xii</sup>

Tristemente, nada pudo resucitar la reputación del germanio. El circuito original de Kilby, fabricado con este elemento, todavía se guarda en la Smithsonian Institution, pero en la pugna del cruel mercado, el germanio salió derrotado. El silicio era mucho más barato y fácil de conseguir. Sir Isaac Newton dijo, en lo que hoy es una cita célebre, que había conseguido todo porque se había alzado sobre los hombros de gigantes, los científicos sobre cuyos descubrimientos había construido los suyos. Lo mismo podría decirse del silicio. Después de que el germanio hiciera todo el trabajo duro, el silicio se convirtió en un icono, y el germanio quedó desterrado en la oscuridad de la tabla periódica.

Lo cierto es que ése es un destino común en la tabla periódica. La mayoría de los elementos son anónimos sin merecerlo. Incluso los nombres de los científicos que descubrieron muchos de ellos y que hace mucho tiempo los ordenaron en las primeras tablas periódicas, han quedado relegados al olvido. No obstante, igual que ha pasado con el silicio, unos pocos nombres han alcanzado fama universal, y no siempre por buenos motivos. Todos los científicos que trabajaron en las primeras tablas periódicas reconocieron la semejanza entre ciertos elementos. Las «tríadas» de elementos, como la tan actual formada por el carbono, el silicio y el germanio, constituyeron las primeras pistas de la existencia de un sistema periódico. Pero algunos científicos demostraron tener una mayor facilidad para reconocer las sutilezas de rasgos que corren por las familias de la tabla periódica como en las humanas los hoyuelos o las narices torcidas. Pronto el conocimiento sobre cómo seguir y predecir esas semejanzas permitió a un científico, Dmitri Mendeléev, instalarse en la historia como padre de la tabla periódica.



### Capítulo 3

#### Las Galápagos de la tabla periódica

33	31	58	39	70	68	65
As	Ga	Ce	Y	Yb	Er	Tb
74,922	69,723	140,116	88,906	173,043	167,259	158,925

Podría decirse que la historia de la tabla periódica es la historia de los muchos personajes que le dieron la forma que hoy tiene. El primero tenía uno de esos nombres de los libros de historia, como Dr. Guillotin, o Charles Ponzi o Jules Léotard, o Étienne de Silhouette, que nos hacen sonreír sólo con pensar que alguien pudiera responder a ellos. Este pionero de la tabla periódica merece una especial alabanza, pues el mechero que lleva su nombre ha hecho posibles más novatadas que ningún otro equipo de laboratorio. Lamentablemente, el químico alemán Robert Bunsen no inventó «su» mechero, tan sólo mejoró su diseño y lo popularizó a mediados del siglo xix. Pero incluso sin el mechero Bunsen, logró provocar bastante peligro y destrucción a lo largo de su vida.

La primera pasión de Bunsen fue el arsénico. Aunque el elemento treinta y tres tiene mala reputación desde la antigüedad (los magnicidas romanos solían untarlo en higos), pocos científicos respetuosos con la ley sabían demasiado sobre el arsénico antes de que Bunsen comenzara a meterlo en tubos de ensayo. Trabajó sobre todo con cacodilo, una sustancia química de arsénico cuyo nombre proviene de la palabra griega que significa «hediondo». Los cacodilos huelen tan mal, que Bunsen decía que le hacían alucinar, «produciendo un instantáneo cosquilleo en manos y pies, incluso mareo e insensibilidad». Su lengua quedó «cubierta por una capa negruzca». Quizá por interés personal, no tardó en desarrollar lo que todavía es el mejor antídoto contra el envenenamiento por arsénico, el óxido de hierro hidratado, una sustancia química relacionada con la herrumbre que atrapa el arsénico en la sangre y lo arrastra consigo. Con todo, no pudo protegerse de todos los peligros. En un descuido, la explosión de un matraz de vidrio que contenía arsénico a poco estuvo de arrancarle el ojo derecho, y lo dejó medio ciego para los

sesenta años de vida que le quedaban.

Tras el accidente, Bunsen dejó el arsénico a un lado y se abandonó a su pasión por los explosivos naturales. A Bunsen le gustaba todo lo que saliera despedido desde el suelo, así que durante varios años se dedicó a investigar los géiser y los volcanes, para lo cual recogía en persona los vapores y líquidos en ebullición. También improvisó en su laboratorio un falso Old Faithful<sup>4</sup> y descubrió cómo se acumula en los géiseres la presión hasta que ésta se libera en forma de un surtidor. Bunsen volvió a dedicarse a la química en la Universidad de Heidelberg en la década de 1850, y pronto se ganó la inmortalidad científica al inventar el espectroscopio, que utiliza la luz para estudiar los elementos. Cuando se calienta, cada elemento de la tabla periódica produce unas bandas estrechas y bien definidas de luz de colores específicos. El hidrógeno, por ejemplo, emite siempre una banda roja, una verde amarillento, una pequeña azul y una añil. Si se calienta una sustancia desconocida y se observa que emite esas líneas específicas, puede apostarse lo que sea a que contiene hidrógeno. Éste fue un importante descubrimiento, pues por primera vez permitía investigar el interior de compuestos exóticos sin necesidad de fundirlos con calor o desintegrarlos con ácidos.

Para construir el primer espectroscopio, Bunsen y uno de sus estudiantes montaron un prisma en el interior de una caja de cigarros, para así evitar que entrara la luz no deseada, y para mirar en el interior, como en un diorama, incrustaron en la caja dos oculares que le quitaron a un telescopio. Lo único que en ese momento limitaba la espectroscopia era conseguir llamas lo bastante caloríficas como para excitar los elementos. Así que Bunsen inventó, cómo no, el mechero que habría de convertirlo en un héroe para cualquiera que lo haya usado alguna vez para fundir una regla o prender fuego a un lápiz. Partió del primitivo mechero de gas de un técnico del lugar y le añadió una válvula para ajustar la entrada de oxígeno. (Seguro que el lector habrá jugado con una llave en la base del mechero Bunsen, la que regula la válvula.) Gracias a esta modificación, la llama del quemador pasó de ser una llama anaranjada e ineficiente a ser la llama azul y sibilante de los buenos quemadores de la actualidad.

El trabajo de Bunsen ayudó a que la tabla periódica se desarrollase más rápido.

---

<sup>4</sup> Un célebre géiser del parque nacional de Yellowstone. (*N. del T.*)

Aunque se oponía a clasificar los elementos de acuerdo con su espectro, otros científicos no ponían tantos reparos, de modo que el espectroscopio comenzó de inmediato a identificar nuevos elementos. Lo que es igual de importante, ayudó a determinar el carácter espurio de otros descubrimientos, al descubrir a viejos elementos ocultos bajo el disfraz de sustancias desconocidas. La identificación fiable llevó muy lejos a los químicos en su objetivo último de entender la materia a un nivel muy básico. Aun así, además de descubrir nuevos elementos, los científicos necesitaban organizarlos en algún tipo de árbol de familia. Y así llegamos a la otra gran contribución de Bunsen a la tabla: su ayuda para levantar una dinastía intelectual científica en Heidelberg, donde formó a varias de las personas que hicieron las primeras investigaciones sobre la tabla periódica. La lista incluye a nuestro segundo personaje, Dmitri Mendeléev, el hombre aclamado como creador de la primera tabla periódica.

A decir verdad, igual que pasa con Bunsen y el mechero, Mendeléev no ideó él solo la primera tabla periódica. Otras seis personas la inventaron de forma independiente, y todas ellas se basaron en las mismas «afinidades químicas» en las que ya había reparado una generación de químicos anterior. Mendeléev comenzó con una idea imprecisa de cómo agrupar los elementos en pequeños conjuntos sinónimos, y luego transformó esos amagos de tabla periódica en una ley científica, de modo parecido a como Homero transformó unos mitos griegos inconexos en la *Odisea*. La ciencia necesita héroes tanto como cualquier otro campo, y Mendeléev se convirtió en el protagonista de la historia de la tabla periódica por varias razones. La primera, porque tuvo una biografía infernal. Nacido en Siberia, el menor de catorce niños, Mendeléev perdió a su padre en 1847, cuando el chico sólo contaba trece años. Con un coraje inusual para su tiempo, su madre se hizo cargo de una fábrica de vidrio local para echar adelante a su familia, dirigiendo a los hombres que allí trabajaban como artesanos. Más tarde, la fábrica fue destruida en un incendio. Depositando sus esperanzas en su espabilado hijo, lo llevó a lomos de su caballo, atravesando casi dos mil kilómetros de estepa y los empinados y nevados montes Urales, hasta llegar a una universidad de élite en Moscú... que rechazó a Mendeléev porque no era de la región. Mamá Mendeléev no se amilanó; de nuevo a lomos del caballo, cabalgó más de seiscientos kilómetros más hasta llegar al alma máter del

difunto padre de Dmitri en San Petersburgo. Justo después de verlo matriculado, la madre murió.

Mendeléev descolló como estudiante. Tras graduarse, estudió en París y Heidelberg, donde el eminente Bunsen lo supervisó durante un breve periodo (no se entendían, en parte porque Mendeléev era temperamental, y en parte porque el laboratorio de Bunsen era ruidoso y maloliente). Mendeléev regresó a San Petersburgo como profesor en la década de 1869, y allí comenzó a pensar en la naturaleza de los elementos, una investigación que culminó con su célebre tabla periódica de 1869. Había muchos otros científicos que también trabajaban en el problema de cómo organizar los elementos, y algunos incluso lo resolvieron, aunque fuera a trompicones, con el mismo enfoque de Mendeléev.

En Inglaterra, un químico de treinta y tantos años llamado John Newlands presentó su tabla provisional en una sociedad de química en 1865. Pero un disparate retórico lo condenó al fracaso. Por aquel entonces, nadie sabía nada de los gases nobles (del helio al radón), así que la fila superior de su tabla periódica sólo contenía siete unidades. Newlands comparó caprichosamente las siete columnas con el do-re-mi-fa-sol-la-si de la escala musical. Para su desgracia, la Sociedad de Química de Londres no era una audiencia dada a los caprichos, y ridiculizaron la química melódica de Newlands.

El rival más serio de Mendeléev fue Julius Lothar Meyer, un químico alemán de rebelde barba blanca y pelo engominado. Meyer también había trabajado con Bunsen en Heidelberg y poseía unas sólidas credenciales profesionales. Entre otras cosas, había descubierto que los glóbulos rojos transportan oxígeno uniéndolo a la hemoglobina. Meyer publicó su tabla prácticamente al mismo tiempo que Mendeléev, y ambos compartieron un prestigioso premio pre-Nobel denominado Medalla Davy en 1882 por el codescubrimiento de la «ley periódica». (Se trataba de un galardón inglés, pero Newlands quedó excluido hasta 1887, cuando ganó su propia Medalla Davy.) Mientras Meyer siguió haciendo trabajos importantes que aumentaron su reputación (ayudó a popularizar diversas teorías radicales que resultaron ser correctas), Mendeléev se volvió huraño, un bicho raro que, por increíble que parezca, se negaba a creer en la realidad de los átomos.<sup>xiii</sup> (Más tarde rechazaría también otras cosas que no podía ver, como los electrones y la

radiactividad.) Si uno comparara a estos dos hombres alrededor de 1880, juzgando cuál de los dos era el mejor químico teórico, tal vez ganara Meyer. ¿Qué fue entonces lo que, al menos a juicio de la historia,<sup>xiv</sup> separó a Mendeléev de Meyer y de los otros cuatro químicos que publicaron tablas antes que él?

En primer lugar, más que ningún otro químico, Mendeléev comprendió que ciertas características de los elementos persisten, aunque otras no lo hagan. Se dio cuenta de que un compuesto como el óxido mercúrico (un sólido de color anaranjado) no «contiene» de algún modo un gas, el oxígeno, y un metal líquido, el mercurio, como otros creían, sino dos elementos que, cuando están separados, forman un gas y un metal. Lo que se mantiene constante es el peso atómico de cada uno de los elementos, que Mendeléev consideraba su rasgo definitorio, acercándose así mucho a la perspectiva moderna.

En segundo lugar, a diferencia de otros que se habían entretenido a ordenar los elementos en filas y columnas, Mendeléev había trabajado toda su vida en laboratorios de química, lo que le había permitido adquirir un profundo conocimiento del aspecto de los elementos, de cómo olían, cómo reaccionaban, y sobre todo de los metales, que son los elementos más ambiguos y enredosos a la hora de situarlos en la tabla periódica. De este modo, pudo colocar los sesenta y dos elementos conocidos en sus filas y columnas. Mendeléev también revisó su tabla de manera obsesiva, hasta el punto que escribía los nombres de los elementos en fichas, con las que jugaba a una especie de solitario químico en su despacho. Pero lo más importante es que, si bien tanto Mendeléev como Meyer dejaron espacios en blanco en su tabla en los que no encajaba ningún elemento conocido, Mendeléev, a diferencia del remilgado de Meyer, tuvo el valor de predecir que se descubrirían nuevos elementos. «Buscad mejor, químicos y geólogos», parecía espolearlos, «y los encontraréis». Fijándose en las características de los elementos conocidos a lo largo de cada columna, Mendeléev predijo incluso las densidades y los pesos atómicos de los elementos ocultos, y cuando se demostró que algunas de sus predicciones eran correctas, la gente se quedó boquiabierta. Además, cuando los científicos descubrieron los gases nobles en la década de 1890, la tabla de Mendeléev pasó una prueba crucial, pues incorporó los gases con facilidad simplemente añadiendo una nueva columna. (Mendeléev negó al principio que

existieran los gases nobles, pero para entonces la tabla periódica ya no era sólo suya.)

Luego estaba el carácter desmesurado de Mendeléev. Igual que su contemporáneo ruso Dostoievski, que escribió su novela *El jugador* de un tirón, en sólo tres desesperadas semanas, para pagar unas deudas de juego, Mendeléev confeccionó su primera tabla periódica para cumplir con la fecha límite que le había impuesto el editor de un libro de texto. Ya había escrito el primer volumen del libro, un tomo de quinientas páginas, pero no había pasado de ocho elementos. Así que tenía que meter el resto en el volumen dos. Tras seis semanas posponiendo la tarea, en un momento de inspiración decidió que la forma más concisa de presentar la información era con una tabla. Excitado, desatendió su trabajo suplementario como consejero químico de la industria de quesos local para elaborar la tabla. Cuando el libro salió impreso, Mendeléev no sólo predijo que se descubrirían nuevos elementos que encajarían en los espacios vacíos debajo de elementos como el silicio y el boro, sino que les dio un nombre provisional. No podía dañar su reputación (la gente busca gurús en ciertos momentos de su vida) que usara un lenguaje exótico, místico, para crear esos nombres, utilizando la palabra sánscrita que significa *más allá*: eka-silicio, eka-boro, etc.

Algunos años más tarde, Mendeléev, ya famoso, se divorció de su esposa y pretendió casarse de nuevo. Aunque la conservadora iglesia local le informó de que debía esperar siete años, sobornó a un sacerdote y siguió adelante con las nupcias. Esto técnicamente lo convirtió en un bígamo, pero nadie osaba arrestarlo. Cuando un burócrata local se quejó al zar por la doble vara de medir que se aplicaba en este caso (al sacerdote lo apartaron de su ministerio) el zar le replicó remilgadamente: «Vale que Mendeléev tiene dos mujeres, pero yo sólo tengo un Mendeléev». Aunque así, la paciencia del zar tenía un límite. En 1890, Mendeléev, que se declaraba anarquista, fue expulsado de su puesto académico por simpatizar con grupos violentos de estudiantes de izquierdas.

Es fácil entender por qué historiadores y científicos se sintieron atraídos por la vida de Mendeléev. Naturalmente, nadie recordaría hoy su biografía si no hubiera construido la tabla periódica. En su conjunto, el trabajo de Mendeléev puede compararse al de Darwin sobre la evolución o el de Einstein sobre la relatividad.

Ninguno de estos hombres hizo el trabajo, pero sí la mayor parte, y lo hicieron más elegantemente que otros. Entendieron la magnitud de sus consecuencias, y respaldaron sus hallazgos con gran abundancia de datos e indicios. Y al igual que Darwin, Mendeléev se granjeó enemigos duraderos a causa de su trabajo. Dar nombre a elementos que nadie había visto era presuntuoso, y al hacerlo enfureció al heredero intelectual de Robert Bunsen, la persona que descubrió el «eka-aluminio» y sintió que, en justicia, era él y no el furibundo ruso quien merecía el mérito y el derecho a ponerle el nombre.

El descubrimiento del eka-aluminio, hoy conocido como galio, suscita la pregunta de qué es lo que realmente impulsa a la ciencia, si las teorías, que enmarcan la perspectiva que tenemos del mundo, o los experimentos, que aun siendo simples pueden echar por tierra toda una elegante teoría. Tras una disputa con el teórico Mendeléev, el experimentador que descubrió el galio obtuvo la respuesta definitiva. Paul Émile François Lecoq de Boisbaudran nació en el seno de una familia de viticultores de la región de Cognac, en Francia, en 1838. Apuesto, de cabello sinuoso y mostacho rizado, amigo de llevar corbatas a la moda, se mudó a París siendo adulto, se hizo experto en el espectroscopio de Bunsen y se convirtió en el mejor espectroscopista del mundo.

Lecoq de Boisbaudran llegó a tener tal pericia que cuando en 1875 vio unas bandas de color nunca antes vistas en un mineral, concluyó, al instante y correctamente, que había descubierto un nuevo elemento. Lo llamó galio, en honor a Galia, el nombre latino de Francia. (Algunos malpensados lo acusaron de usar una argucia para darle al nuevo elemento su propio nombre, puesto que Lecoq, «el gallo», es *gallus* en latín.) Lecoq de Boisbaudran decidió que quería sostener su trofeo, sentirlo en sus manos, así que se dedicó a obtener una muestra pura del elemento. Le llevó varios años, pero en 1878 el galo obtuvo por fin un bonito pedazo de galio puro. Aunque sólido a una temperatura ambiente moderada, el galio se funde a 30 °C, lo que quiere decir que si se sostiene sobre la palma de la mano, y dado que la temperatura del cuerpo es de unos 37 °C, se fundirá formando un charquito granuloso de pseudomercurio. Es uno de los pocos metales que, en estado líquido, pueden tocarse sin quemarse el dedo hasta el hueso. Por esta razón, el galio ha sido desde entonces un habitual de las bromas entre los aficionados a la química, sin

duda un paso por delante de las manidas bromas con el mechero Bunsen. Como el galio se moldea fácilmente y su aspecto es parecido al del aluminio, un truco bastante popular consiste en darle forma de cucharillas, servir las con el té y mirar divertidos cómo los invitados se quedan pasmados al ver que su Earl Grey se «come» sus cubiertos.<sup>xv</sup>

Lecoq de Boisbaudran publicó sus hallazgos en revistas científicas, orgulloso con toda la razón de su caprichoso metal. El galio fue el primero de los nuevos elementos descubiertos desde la tabla de Mendeléev de 1869, y cuando el teórico Mendeléev leyó el trabajo de Lecoq de Boisbaudran, intentó interponerse y reclamar el crédito por el galio, puesto que él había predicho el eka-aluminio. Lecoq de Boisbaudran respondió lacónicamente que no, que él había hecho el verdadero trabajo. Mendeléev objetó, y el francés y el ruso comenzaron a debatir la cuestión en las revistas científicas, como una novela por entregas en la que cada capítulo era narrado por un personaje distinto. No pasó mucho tiempo antes de que la discusión se tornara acre. Molesto por los pavoneos de Mendeléev, Lecoq de Boisbaudran aseveró que un desconocido francés había descubierto la tabla periódica antes que Mendeléev y que el ruso le había usurpado la idea, lo que constituía un pecado científico cuya gravedad sólo es superada por la falsificación de datos. (Mendeléev nunca fue muy dado a compartir el mérito. Meyer, en cambio, citó la tabla de Mendeléev en sus propios trabajos de la década de 1870, lo que quizá haya hecho que generaciones posteriores vieran en el de Meyer un trabajo derivado.)

Por su parte, Mendeléev examinó a fondo los datos de Lecoq de Boisbaudran sobre el galio y le comunicó al experimentador, sin justificación alguna, que debía haber medido algo mal, porque la densidad y el peso del galio diferían de sus propias predicciones. Esto denota una estupefaciente desfachatez, pero como bien dice el filósofo e historiador de la ciencia Eric Scerri, Mendeléev siempre «intentaba doblegar la naturaleza para que se ajustara a su gran esquema filosófico». La única diferencia entre Mendeléev y la charlatanería es que Mendeléev tenía razón: Lecoq de Boisbaudran enseguida se retractó de sus datos y publicó resultados que corroboraban las predicciones de Mendeléev. Según cuenta Scerri, «el mundo científico quedó pasmado al constatar que Mendeléev, un teórico, había visto las propiedades de un nuevo elemento con mayor claridad que el químico que lo había



descubierto». Un profesor de literatura me dijo una vez que lo que hace que una historia sea buena, y la construcción de la tabla periódica sin duda lo es, es que alcance un clímax «sorprendente pero inevitable». Sospecho que tras descubrir su gran esquema de la tabla periódica, Mendeléev se sintió maravillado, pero también convencido de su veracidad a causa de su elegante e ineludible simplicidad. Cómo no había de sentirse a veces embriagado por el poder que sentía.

Dejando de lado la soberbia científica, el verdadero debate se centra en la cuestión de la teoría contra el experimento. ¿Acaso la teoría había afinado los sentidos de Lecoq de Boisbaudran hasta el punto de permitirle ver algo nuevo? ¿O fue el experimento el que proporcionó la verdadera prueba, mientras que la teoría de Mendeléev simplemente se ajustó a ella? Mendeléev podía haber predicho cualquier cosa, queso en Marte si quisiera, antes de que Lecoq de Boisbaudran hallara en el galio pruebas que apoyaban su tabla. Por otro lado, el francés tuvo que retractarse de sus datos y publicar nuevos resultados que cuadraban con los que Mendeléev había predicho. Aunque Lecoq de Boisbaudran negó haber visto antes la tabla de Mendeléev, es posible que hubiera sabido de otras, o que las tablas hubieran suscitado discusiones en la comunidad científica que, de forma indirecta, hubieran puesto a los científicos en alerta ante la posibilidad de nuevos elementos. Como dijo Albert Einstein, que no era menos genio, «la teoría decide lo que observamos».

Al final, resulta imposible deslindar si es la cara o la cruz de la ciencia, si la teoría o la experimentación, lo que más ha hecho por impulsar el progreso científico. Hay que tener en cuenta que Mendeléev realizó muchas predicciones erróneas. Lo cierto es que tuvo suerte de que un buen científico como Lecoq de Boisbaudran descubriera primero el eka-aluminio. Si alguno hubiera indagado en alguno de sus errores (Mendeléev predijo que había muchos elementos antes del hidrógeno y juraba que el halo del sol contenía un elemento único llamado coronio) es posible que el ruso hubiera muerto en el olvido. Pero del mismo modo que la gente perdona a los antiguos astrólogos que elaboraban horóscopos falsos, incluso contradictorios, y se fija sólo en el único cometa brillante que predijeron con exactitud, la gente tiende a recordar sólo los triunfos de Mendeléev. Cuando se simplifica la historia, es fácil acabar concediendo a Mendeléev, o a Meyer y otros, más mérito del que merecen. Realizaron un trabajo importante al construir el armazón que más

adelante sostendría todos los elementos; pero hacia 1869 sólo se habían descubierto dos tercios de los elementos, y además durante años algunos se situaron en las filas y columnas equivocadas, incluso en las mejores tablas.

Es muchísimo el trabajo que separa a Mendeléev de un moderno libro de texto, especialmente en lo que atañe al revoltijo de elementos que hoy se han relegado a la base de la tabla, los lantánidos. Este grupo de elementos comienza con el lantano, el elemento cincuenta y siete, y el lugar que debían ocupar en la tabla mantuvo a los químicos perplejos y atormentados hasta bien entrado el siglo xx. Los electrones que los lantánidos llevan sepultados hacen que se agrupen de formas inesperadas; deshacer ese lío fue como deshacer una madeja o desenredar una hiedra. La espectroscopía también tropezó con los lantánidos, pues aunque los científicos detectaran docenas de bandas de color nuevas, no tenían ni idea de a cuántos nuevos elementos correspondían. Incluso Mendeléev, a quien no le daba miedo hacer predicciones, decidió que los lantánidos eran demasiado exasperantes para hacer conjeturas sobre ellos. En 1869, eran pocos los elementos que se conocían más allá del cerio, el segundo lantánido. Pero en lugar de forzar nuevos «ekas», Mendeléev admitió su impotencia. Tras el cerio, llenó su tabla con fila tras fila de desquiciantes espacios en blanco. Y más tarde, al ir llenando los espacios con los nuevos lantánidos, más allá del cerio, a menudo se equivocó al colocarlos, en parte porque muchos elementos «nuevos» resultaron ser combinaciones de otros ya conocidos. Es como si el cerio fuese el margen del mundo conocido para el círculo de Mendeléev, del mismo modo que Gibraltar lo fue para los antiguos marineros, y que tras el cerio se corriera el riesgo de precipitarse a un torbellino o caer por el borde de la Tierra.

El caso es que Mendeléev podría haber resuelto todas sus frustraciones de haber viajado unos pocos centenares de kilómetros al oeste de San Petersburgo. Allí, en Suecia, cerca del lugar donde se descubrió el cerio, habría encontrado una anodina mina de porcelana en una aldea con el extraño nombre de Ytterby.

Typische Elemente			K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—
			Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—
			—	? Yt = 88?	? Di = 138?	Er = 178?	—
			Ti = 48?	Zr = 90	Co = 140?	? La = 180?	Tb = 231
			V = 51	Nb = 94	—	Ta = 182	—
			Cr = 52	Mo = 96	—	W = 184	U = 240
			Mn = 55	—	—	—	—
			Fe = 56	Ru = 104	—	Os = 195?	—
			Co = 59	Rh = 104	—	Ir = 197	—
			Ni = 59	Pd = 106	—	Pt = 198?	—
			Cu = 63	Ag = 108	—	Au = 199?	—
			Zn = 65	Cd = 112	—	Hg = 200	—
			—	In = 113	—	Tl = 204	—
			—	Sn = 118	—	Pb = 207	—
			As = 75	Sb = 122	—	Bi = 208	—
			Se = 78	Te = 125?	—	—	—
			Br = 80	J = 127	—	—	—

*Una de las primeras tablas periódicas (con las filas cambiadas por las columnas) elaborada por Dmitri Mendeléev en 1869. El enorme vacío debajo del cerio (Ce) pone de manifiesto lo poco que sabían Mendeléev y sus contemporáneos sobre la enrevesada química de los metales de las tierras raras.*

En 1701, un joven fanfarrón llamado Johann Friedrich Böttger, extasiado ante la muchedumbre que había logrado congregarse con unas pocas mentiras inocentes, mostró dos monedas de plata, dispuesto a hacer con ellas un juego de magia. Balanceó lentamente sus manos, las sometió a un vudú químico, las monedas de plata «desaparecieron», y en su lugar se materializó una única pieza de oro. Nunca antes habían presenciado los lugareños una demostración de alquimia más convincente. Böttger decidió que se había creado una reputación y, para su desgracia, así fue.

Inevitablemente, los rumores sobre Böttger alcanzaron al rey de Polonia, Augusto el Fuerte, que arrestó al joven alquimista y, como en el cuento de Rumpelstiltskin, lo encerró en un castillo con el objeto de que produjera oro para el rey. Obviamente, Böttger no pudo satisfacer su demanda, y tras unos cuantos experimentos infructuosos, este joven e inocuo charlatán se dio cuenta de que su vida pendía de un hilo. Desesperado por salvar el pescuezo, Böttger le suplicó al rey que lo perdonara. Aunque había fracasado con la alquimia, le dijo, sabía hacer porcelana. En aquellos tiempos, ésta no era una afirmación mucho más creíble. Desde que Marco Polo regresara de China a finales del siglo xiii, las clases altas europeas vivían obsesionadas con la porcelana blanca china, que era lo bastante dura para no ser

rayada por una lima de uñas pero, como por un milagro, translúcida como una cáscara de huevo. Los imperios se juzgaban por sus juegos de té, y comenzaron a extenderse rumores extravagantes sobre la porcelana. Según uno de éstos, no era posible envenenarse bebiendo de una taza de porcelana. Otro decía que los chinos tenían tal abundancia de porcelana, que habían erigido con este material una torre de nueve pisos, sólo para presumir. (Este rumor resultó ser cierto.) Durante siglos, los europeos más poderosos, como los Medici de Florencia, habían patrocinado la investigación de la porcelana pero no habían pasado de producir imitaciones de tercera.

Por suerte para Böttger, el rey Augusto disponía de una persona muy capaz dedicada a la porcelana, Ehrenfried Walter von Tschirnhaus. Tschirnhaus, cuyo encargo anterior había sido tomar muestras del suelo polaco con el objeto de averiguar dónde cavar en busca de joyas para la Corona, acababa de inventar un horno especial que alcanzaba 2.600 °C. Esta temperatura le permitía fundir la porcelana para analizarla, y cuando el rey ordenó al espabilado Böttger que trabajara como ayudante de Tschirnhaus, comenzaron a obtener resultados. Entre los dos descubrieron que los ingredientes secretos de la porcelana china eran una arcilla blanca llamada caolín y una roca de feldespato que a temperaturas elevadas se funde formando un cristal. También fue crucial el descubrimiento de que, a diferencia de lo que se hacía con la loza normal, había que cocer la arcilla y el vidriado al mismo tiempo, no en dos pasos. Era esa fusión del vidriado y la arcilla a altas temperaturas lo que hacía dura y translúcida a la porcelana. Tras perfeccionar el proceso, se la mostraron, aliviados, a su señor. Augusto los congratuló con entusiasmo, seguro de que la porcelana lo convertiría de inmediato, por lo menos socialmente, en el monarca más influyente de Europa. En cuanto a Böttger, albergaba la razonable esperanza de que tras sus logros recibiera la libertad. Por desgracia, el rey lo consideraba ahora demasiado valioso para dejarlo libre, y lo encerró con mayor vigilancia.

Inevitablemente, el secreto de la porcelana se filtró, y la receta de Böttger y Tschirnhaus se extendió por Europa. Una vez clarificado el proceso químico básico, los artesanos se dedicaron a experimentar con él y a perfeccionarlo durante la siguiente mitad de siglo. Allí donde se encontraba feldespato, se iniciaba de

inmediato su extracción, incluso en la gélida Escandinavia, donde los hornos de porcelana eran muy apreciados porque alcanzaban temperaturas más altas y conservaban el calor durante más tiempo que los hornos de hierro. Para alimentar a la floreciente industria de Europa, en 1780 se abrió una mina de feldespatos a unos veinte kilómetros de Estocolmo, en la isla de Ytterby.

Ytterby, que significa «pueblo del exterior», tiene justo el aspecto que uno esperaría de un pueblecito costero de Suecia, con sus casas de tejados rojos al lado del agua, sus grandes contraventanas blancas y abundantes abetos en espaciosos jardines. La gente se desplaza por el archipiélago en ferries. Las calles llevan el nombre de minerales y elementos.<sup>xvi</sup>

La cantera de Ytterby, que se ha comido la cima de una loma situada en el extremo sudeste de la isla, suministraba buen mineral para la fabricación de porcelana y para otros fines. Lo que más intrigaba a los científicos era que, tras procesarlas, sus rocas producían pigmentos exóticos y vidriados de colores. Hoy sabemos que esos brillantes colores son pistas seguras de la presencia de lantánidos, y la mina de Ytterby era muy rica en estos elementos por varias razones geológicas. Los elementos de la Tierra estuvieron en otro tiempo mezclados de manera uniforme en la corteza, como si alguien hubiera tirado en un cazo una colección entera de especias y luego las hubiera mezclado. Pero los átomos de los metales, y especialmente los lantánidos, tienden a desplazarse en grupo, y a medida que la corteza fundida se iba revolviendo, estos átomos se iban juntando. Algunas de las bolsas de lantánidos fueron a parar cerca de Suecia (o más bien debajo de Suecia). Y como Escandinavia se encuentra cerca de una línea de falla, en un pasado remoto los movimientos de la tectónica de placas, asistidos por las fuentes hidrotermales que tanto amaba Bunsen, hicieron aflorar las rocas ricas en lantánidos desde las profundidades de la Tierra. Por fin, durante la última Edad de Hielo, los grandes glaciares escandinavos fueron erosionando la superficie de la tierra. Este último suceso geológico dejó expuestas, y por tanto fáciles de extraer, las rocas ricas en lantánidos cercanas a Ytterby.

Pero aunque Ytterby presentaba las condiciones económicas adecuadas para que la minería produjera beneficios, y la geología adecuada para que tuviera interés científico, todavía le faltaba un clima social propicio. Escandinavia apenas había

progresado desde la mentalidad vikinga de finales del siglo xvii, una época en la que incluso sus universidades participaban en la caza de brujas (y en las cazas de hechiceros, en el caso de los brujos) con una vehemencia que hubiera sonrojado a Salem. Pero en el siglo xviii, después de que Suecia conquistara la península políticamente, y la Ilustración sueca la conquistara culturalmente, los escandinavos abrazaron en masa el racionalismo. Comenzó a aparecer por la región un número elevado de grandes científicos, fuera de proporción con su reducida población. Uno de ellos fue Johan Gadolin, un químico nacido en 1760 en un linaje de académicos con mentalidad científica. (Su padre ocupó una cátedra de física y teología, y su abuelo los puestos aún más inverosímiles de profesor de física y obispo.)

Tras un periodo dedicado en su juventud a costosos viajes por Europa (incluida una visita a Inglaterra, donde trabó amistad con Josiah Wedgwood, con quien visitó las minas de arcilla de porcelana), Gadolin se estableció en Turku, en lo que hoy es Finlandia, al otro lado del mar Báltico desde Estocolmo. Allí se ganó una reputación como geoquímico. Los geólogos aficionados comenzaron a enviarle rocas extrañas procedentes de Ytterby para recabar su opinión, y así, poco a poco, a través de las publicaciones de Gadolin, el mundo científico comenzó a oír hablar de esta pequeña pero inusual cantera.

Aunque carecía de las herramientas químicas (y la teoría) que le permitieran descubrir los catorce lantánidos, Gadolin realizó progresos significativos en el aislamiento de grupos de estos elementos. Convirtió la caza de elementos en un pasatiempo, una afición, y cuando, siendo Mendeléev ya viejo, otros químicos con mejores equipos se pusieron a revisar los trabajos de Gadolin sobre las rocas de Ytterby, comenzaron a aparecer elementos nuevos como setas. Gadolin había iniciado una tendencia al dar a un supuesto elemento el nombre de yttria, así que en homenaje al origen común de todos los elementos, los químicos comenzaron a inmortalizar el nombre de Ytterby en la tabla periódica. Hay más elementos (siete) cuyo linaje se remonta a Ytterby que a cualquier otro nombre de persona, lugar o cosa. Sirvió de inspiración para iterbio, itrio, terbio y erbio. Para los otros tres elementos sin nombre, antes de quedarse sin letras («rbio» no suena bien), los químicos adoptaron holmio, en honor a Estocolmo; tulio, por el nombre mítico de Escandinavia; y, por insistencia de Lecoq de Boisbaudran, el homónimo de Gadolin,

gadolinio.

En conjunto, de los siete elementos descubiertos en Ytterby, seis resultaron ser los lantánidos que le faltaban a Mendeléev. La historia podría haber sido muy distinta: Mendeléev refinó su tabla sin cesar, y él mismo podría haber llenado la fila entera de la tabla detrás del cerio sólo con que hubiera hecho un pequeño viaje hacia el oeste, a través del golfo de Finlandia y el mar Báltico, hasta estas verdaderas Galápagos de la tabla periódica.

## Parte II

### HACER ÁTOMOS, ROMPER ÁTOMOS

#### Capítulo 4

#### De dónde vienen los átomos: «Somos polvo de estrellas»

26	10	82	77	75
Fe	Ne	Pb	Ir	Re
55.845	20.180	207.2	192.217	186.207

¿De dónde vienen los átomos? El sentido común que durante siglos predominó en la ciencia decía que de ningún sitio. Hubo muchas contiendas metafísicas alrededor de quién (o Quién) podía haber creado el cosmos y por qué, pero el consenso era que el origen de todos los elementos se situaba en el origen mismo del universo. Ni se crean ni se destruyen: los elementos simplemente son. En tiempos más recientes, teorías como la del Big Bang, de la década de 1930, incorporaron esa idea a su armazón. Dado que entonces, hace catorce mil millones de años, un minúsculo puntito contenía toda la materia del universo, todo lo que nos rodea debió salir expulsado de aquella mota diminuta. No en forma de diademas de diamantes o latas de estaño o papel de aluminio, sino como la propia materia básica. (Un científico calculó que el Big Bang tardó diez minutos en crear toda la materia conocida, y luego salió con la ocurrencia de que «los elementos se cocieron en menos tiempo del que se tarda en hacer un guiso de pato con patatas».) Es una idea de sentido común, una constante en la astrohistoria de los elementos.

Pero esa idea comenzó a resquebrajarse durante las décadas siguientes. Ya en 1939,<sup>xvii</sup> unos científicos alemanes y norteamericanos habían demostrado que el sol y otras estrellas generan calor por medio de la fusión de hidrógeno para producir helio, un proceso que libera una cantidad de energía descomunal en comparación con la pequeñez del átomo. Algunos científicos se dijeron entonces que, de acuerdo, las cantidades de hidrógeno y helio deben cambiar, pero sólo un poco, y no hay indicios de que las abundancias de otros elementos cambien en absoluto. Pero a medida que los telescopios fueron mejorando, se hicieron más observaciones



intrigantes. En teoría, el Big Bang debería haber expulsado los elementos de manera uniforme hacia todas las direcciones. Sin embargo, los datos demostraban que la mayoría de las estrellas jóvenes contenían solamente hidrógeno y helio, mientras que en las estrellas más viejas se cocían docenas de elementos. Además, algunos elementos extraordinariamente inestables, como el tecnecio, que no existe en la Tierra, sí existen en ciertas clases de «estrellas de química peculiar».<sup>xviii</sup> Algo debe forjar esos elementos día a día.

A mediados de la década de 1950, un puñado de astrónomos perspicaces comprendieron que las propias estrellas debían ser los Vulcanos celestes. Aunque no los únicos, fueron Geoffrey Burbidge, Margaret Burbidge, William Fowler y Fred Hoyle quienes más hicieron por explicar la teoría de la nucleosíntesis estelar en un famoso artículo de 1957 conocido simplemente, para los iniciados, como B<sup>2</sup>FH. De forma inaudita para un artículo académico, B<sup>2</sup>FH comienza con dos citas portentosas y contradictorias de Shakespeare sobre si las estrellas rigen el destino de la humanidad.<sup>xix</sup> Luego argumenta que, en efecto, así es. De entrada, el artículo sugiere que en el principio, el universo era un engrudo primordial de hidrógeno con una pizca de helio y litio. Con el tiempo, el hidrógeno se fue agrumando hasta formar las estrellas, y la extrema presión gravitatoria en el interior de las estrellas comenzó a fusionar el hidrógeno formando helio, el proceso que enciende todas las estrellas del firmamento. Pero por muy importante que sea en términos cosmológicos, se trata de un proceso científicamente aburrido, puesto que las estrellas no hacen más que producir helio durante miles de millones de años. Lo que sugería B<sup>2</sup>FH, y ésta es su verdadera contribución, es que sólo cuando se agota el hidrógeno comienzan a pasar cosas. Unas estrellas que llevaban un tiempo inmemorial rumiando cansinamente su pasto de hidrógeno, se transforman entonces de una forma más profunda de lo que cualquier alquimista hubiera soñado.

Desesperadas por mantener una temperatura elevada, las estrellas que agotan el hidrógeno comienzan a quemar y fusionar helio en sus núcleos. A veces se unen átomos de helio completos, formando elementos con un número par de protones, pero otras veces pierden protones y neutrones y forman elementos impares. No tardan en acumularse en el interior de la estrella cantidades apreciables de litio,

boro, berilio y, especialmente, carbono (pero sólo en el interior; las capas exteriores, más frías, siguen siendo básicamente hidrógeno durante toda la vida de la estrella). Por desgracia, quemar helio libera menos energía que quemar hidrógeno, así que las estrellas agotan su helio en, como mucho, unos cuantos cientos de millones de años. Al llegar a este punto, algunas estrellas pequeñas «mueren», creando masas de carbono fundido que reciben el nombre de enanas blancas. Las estrellas más masivas (ocho o más veces que el sol) siguen luchando, apretando los átomos de carbono para formar seis elementos más, hasta el magnesio, lo que les permite aguantar unos pocos centenares de millones de años. En este punto mueren algunas de estas estrellas, pero las más calientes (que alcanzan cinco mil millones de grados en su interior) queman también esos elementos a lo largo de unos pocos millones de años. B<sup>2</sup>FH le sigue la pista a todas estas reacciones de fusión y explica la receta para producir todos los elementos hasta el hierro: nada menos que la evolución de los elementos. Gracias a B<sup>2</sup>FH, en la actualidad los astrónomos pueden reunir indiscriminadamente a todos los elementos entre el litio y el hierro en el grupo de los «metales» estelares, y cuando encuentran hierro en una estrella, ya no se molestan en buscar nada más pequeño: si hay hierro, es que en ella está representado el resto de la tabla periódica hasta ese elemento.

El sentido común sugiere que los átomos de hierro podrían fusionarse también en las estrellas más grandes, formando todos los elementos hasta lo más profundo de la tabla periódica. Sin embargo, una vez más, el sentido común falla. Cuando se hacen los cálculos para saber la cantidad de energía producida por cada unión atómica, se descubre que fusionar cualquier cosa a los veintiséis protones del hierro *cuesta* energía. Eso significa que la fusión postférrica<sup>xx</sup> no beneficia en nada a una estrella sedienta de energía. El hierro es el último hálito de la vida natural de una estrella.

Entonces, ¿de dónde vienen los elementos más pesados, del veintisiete al noventa y dos, del cobalto al uranio? Irónicamente, dice B<sup>2</sup>FH, emergen ya hechos de mini-Big Bangs. Tras quemar alegremente elementos como el magnesio y el silicio, las estrellas muy masivas (doce veces el tamaño del sol) se consumen hasta quedar en un núcleo de hierro en el plazo de apenas un día terrestre. Pero antes de morir, se

produce un apocalíptico estertor. Al quedarse de repente sin la energía para, igual que un gas caliente, mantener todo su volumen, las estrellas agotadas implosionan bajo su propia e inmensa gravedad, colapsando su radio en miles de kilómetros en apenas unos segundos. En su núcleo, llegan incluso a comprimirse los protones y los electrones en neutrones hasta que apenas queda más que neutrones. Pero entonces se produce el rebote de este colapso. Ahora sí que explotan. Y si digo que explotan, es que durante un glorioso mes, una supernova se extiende a lo largo de millones de kilómetros y brilla con más intensidad que mil millones de estrellas. Además, durante una supernova colisionan con tal impulso y tantas veces por segundo un número tan inmensamente grande de partículas, que se saltan todas las barreras normales de energía y se fusionan al hierro. Muchos núcleos de hierro acaban recubiertos de neutrones, algunos de los cuales se desintegran en protones, creándose así nuevos elementos. Todas las combinaciones naturales de elementos e isótopos salen expulsadas de esta tempestad de partículas.

Sólo en nuestra galaxia, cientos de millones de supernovas han completado este ciclo de reencarnación y muerte cataclísmica. Una de estas explosiones dio origen a nuestro sistema solar. Hace unos 4.600 millones de años, el estallido sónico de una supernova atravesó una nube plana de polvo espacial de unos veinticinco mil millones de kilómetros de anchura, restos de al menos dos estrellas anteriores. Las partículas de polvo se entremezclaron con la espuma de la supernova, y esta amalgama comenzó a removerse, hinchándose y arremolinándose como la superficie de una inmensa charca bombardeada. El denso centro de la nube se encendió convirtiéndose en el sol, un resto caníbal de las estrellas que lo precedieron, y los cuerpos planetarios comenzaron a agregarse y juntarse. Los planetas más impresionantes, los gigantes gaseosos, se formaron cuando un viento estelar, una corriente eyectada por el sol, expulsó los elementos más ligeros hacia los márgenes. Entre estos gigantes, el más gaseoso es Júpiter, que por varias razones es una fantástica residencia para los elementos, que allí viven en formas nunca imaginadas en la Tierra.

Desde tiempos muy antiguos, las leyendas sobre el brillante Venus, sobre Saturno y su anillo, o sobre un Marte rebosante de marcianos han excitado la imaginación de los humanos. Los cuerpos celestes también han proporcionado los nombres de

muchos elementos. Urano fue descubierto en 1781, y fue tal el entusiasmo que provocó en la comunidad científica que en 1789 un científico bautizó al uranio en honor al planeta, aunque éste contiene prácticamente cero gramos de aquel elemento. El neptunio y el plutonio también recibieron sus nombres siguiendo esta tradición. Pero de todos los planetas, Júpiter ha sido el principal protagonista en décadas recientes. En 1994, el cometa Shoemaker-Levy 9 chocó con Júpiter en la primera colisión intergaláctica jamás presenciada por el hombre. La escena no decepcionó: veintiún fragmentos del cometa dieron en la diana, y saltaron bolas de fuego a más de 3.000 km de altura. El espectáculo también excitó al público en general, y los científicos de la NASA se las vieron y se las desearon para capear preguntas de lo más extravagante durante las sesiones en línea de preguntas y respuestas. Un hombre preguntó si el núcleo de Júpiter podría ser un diamante más grande que toda la Tierra. Otra persona quería saber qué diantres tenía que ver la gran mancha roja de Júpiter con «la física hiperdimensional de la que había oído hablar», el tipo de física que haría posibles los viajes en el tiempo. Unos pocos años después del Shoemaker-Levy, cuando la gravedad de Júpiter desvió hacia la Tierra al espectacular cometa Hale-Bopp, treinta y nueve miembros de la secta Nike de San Diego se suicidaron en la creencia de que, por algún medio divino, Júpiter lo había desviado y escondía un ovni que los trasladaría a un plano espiritual superior. Vete a saber de dónde salen las creencias extrañas. (A pesar de sus credenciales, el Fred Hoyle del grupo B<sup>2</sup>FH no creía ni en la evolución ni en el Big Bang, un término que él mismo acuñó burlescamente durante un programa de radio de la BBC para desdeñar la propia idea.) Pero la pregunta sobre el diamante del párrafo anterior tiene al menos una base en los hechos. Unos cuantos científicos consideraron seriamente (o en el fondo desearon) la posibilidad de que la inmensa masa de Júpiter pudiera producir esa piedra preciosa. Todavía hay quien conserva la esperanza de que sean posibles diamantes líquidos o sólidos del tamaño de un Cadillac. Y a quien le gusten los materiales realmente exóticos, debe saber que algunos científicos creen que el errático campo magnético de Júpiter sólo puede explicarse por la presencia de océanos de un negro y líquido «hidrógeno metálico». Aquí en la Tierra los científicos sólo han visto hidrógeno metálico durante unos nanosegundos en las condiciones más brutalmente extremas que podemos producir.

Sin embargo, muchos están convencidos de que Júpiter ha embalsado nada menos que una capa con un grosor de 40.000 kilómetros.

La razón de que los elementos lleven vidas tan extrañas dentro de Júpiter (y en menor medida también dentro de Saturno, el siguiente planeta por tamaño) es que Júpiter se ha quedado a medio camino: no es tanto un planeta como una estrella que quiso ser y no pudo. Si Júpiter hubiera acumulado diez veces más materia durante su formación, quizá hubiera subido a la categoría de enana marrón, una estrella con la masa justa para fusionar algunos átomos y emitir una luz pardusca de poca energía.<sup>xxi</sup> Nuestro sistema solar habría tenido entonces dos estrellas, un sistema binario. (Como veremos, no es una idea tan extravagante.) Sin embargo, Júpiter se enfrió por debajo del umbral de fusión, aunque conservó bastante calor, masa y presión para apretujar los átomos hasta el punto en que dejan de comportarse como los átomos que conocemos en la Tierra. En el interior de Júpiter, entran en un limbo de posibilidades entre las reacciones químicas y las nucleares en el que resultan más plausibles los diamantes del tamaño de un planeta o el hidrógeno en forma de un metal viscoso.

La meteorología de la superficie de Júpiter también juega con los elementos. Esto no debe sorprender en un planeta que puede sustentar un gigantesco ojo rojo, un huracán tres veces más ancho que la Tierra que no se ha disipado en varios siglos de furiosas tormentas. La meteorología del interior de Júpiter debe ser incluso más espectacular. Como el viento estelar sólo arrastró los elementos más ligeros hasta la distancia donde se encuentra Júpiter, éste debería tener la misma composición elemental básica que las estrellas verdaderas: 90 por ciento de hidrógeno, 10 por ciento de helio, y algunas cantidades traza predecibles de otros elementos, entre ellos el neón. No por casualidad, esos elementos abundan en su interior. Al parecer algo ha bombeado helio y neón de un lugar a otro, y los científicos enseguida se dieron cuenta de que un mapa del tiempo podía decirles qué fue.

En una estrella real, todas las miniexplosiones nucleares del núcleo compensan la constante atracción de la gravedad. En Júpiter, que no tiene ese horno nuclear, nada puede impedir que el helio y el neón, más pesados, caigan de las capas gaseosas más externas a la capa de hidrógeno metálico líquido, donde la intensa presión atmosférica hace que los átomos de gas disueltos se conviertan en líquidos,

que enseguida precipitan.

Ahora bien, todo el mundo sabe que el helio y el neón se queman produciendo colores brillantes en tubos de cristal: las luces de neón. La fricción que produce la caída desde el cielo de Júpiter habría excitado las gotas de estos elementos del mismo modo, energizándolas como pequeños meteoros. Así que si una cantidad suficiente de gotitas cayera la distancia suficiente y lo bastante rápido, alguien que flotase cerca de la capa de hidrógeno metálico del interior de Júpiter quizá (sólo quizá) podría admirar un cielo cremoso y anaranjado, y ver el más extraordinario espectáculo de luces, billones de trazos de brillante carmesí que, cual fuegos de artificio, encienden la jovial noche con aquello que los científicos llaman lluvia de neón.

La historia de los planetas rocosos de nuestro sistema solar (Mercurio, Venus, Tierra y Marte) es distinta, un drama más sutil. Cuando empezó la coalescencia del sistema solar, los gigantes de gas se formaron primero, en apenas un millón de años, mientras los elementos pesados se congregaban en un cinturón celeste más o menos centrado en la órbita de la Tierra, que permaneció estable durante varios millones de años más. Cuando por fin se formaron la Tierra y sus vecinos en forma de globos fundidos, aquellos elementos se mezclaron en su interior de una forma más o menos uniforme. Con todos los respetos por William Blake, uno podría haber agarrado un puñado de tierra y sostenido todo el universo, la tabla periódica al completo, en la palma de la mano.<sup>5</sup> Pero a medida que los elementos iban dando vueltas, se fueron arrimando a sus hermanos y primos químicos, y con el paso de miles de millones de años de viajes arriba y abajo, se formaron depósitos considerables de cada elemento. Así, el hierro, más denso, se hundió hasta el núcleo de cada planeta, donde todavía yace en nuestros días. (Para no ser menos que Júpiter, el núcleo líquido de Mercurio a veces libera una especie de copos de nieve, pero de hierro, y no de forma hexagonal como los de agua helada de nuestro planeta, sino en forma de cubos microscópicos.)<sup>xxii</sup> La Tierra podría haber acabado siendo nada más que enormes témpanos de uranio y aluminio y otros elementos, de no ser porque ocurrió algo más: el planeta se enfrió y solidificó hasta el punto que

---

<sup>5</sup> Referencia a los primeros versos del poema de William Blake (1757-1827), *Augurios de inocencia*: «To see a World in a Grain of Sand / And a Heaven in a Wild Flower, / Hold Infinity in the palm of your hand / And Eternity in an hour» (Ver un Mundo en un grano de arena / y un Cielo en una flor, / Sostener el infinito en la palma de la mano / y la eternidad en una hora). (*N. del T.*)

dejó de mezclarse. Por eso ahora tenemos los elementos en masas puntuales, aunque lo bastante dispersas para que, salvo en unos pocos casos notorios, ningún país monopolice las reservas.

Comparado con los planetas que giran alrededor de otras estrellas, los cuatro planetas rocosos de nuestro sistema tienen abundancias diferentes de cada tipo de elemento. La mayoría de los sistemas solares se formaron probablemente a partir de supernovas, así que las abundancias relativas exactas de los elementos en cada sistema dependen de la energía que haya tenido la supernova para fusionar elementos, y de lo que hubiera a su alrededor (como el polvo estelar) que pudiera haberse mezclado con la materia expulsada. En consecuencia, cada sistema solar posee una señal química característica. Como se recordará de la química de bachillerato, debajo del símbolo de cada elemento de la tabla periódica hay un número que indica su peso atómico, es decir, el número de protones sumado al de neutrones. El carbono, por ejemplo, pesa 12,011 unidades. En realidad, ese número sólo es una media. La mayoría de los átomos de carbono pesan exactamente 12 unidades, y el 0,011 se añade a la cifra para tomar en cuenta los pocos átomos de carbono que pesan 13 ó 14 unidades. En una galaxia distinta, sin embargo, el peso promedio del carbono puede desviarse ligeramente hacia arriba o hacia abajo. Además, las supernovas producen muchos elementos radiactivos que comienzan a desintegrarse de inmediato tras la explosión. Es muy improbable que dos sistemas acaben teniendo las mismas abundancias relativas de elementos radiactivos y no radiactivos si no es porque han nacido juntos.

Dada la variabilidad entre sistemas solares, y dado que su formación tuvo lugar hace una cantidad de años casi inimaginable, cualquier persona razonable puede preguntarse a santo de qué los científicos tienen la más mínima idea de cómo se formó la Tierra. En esencia, los científicos analizaron la cantidad y localización de los elementos comunes y raros de la corteza de la Tierra y dedujeron cómo pudieron haber llegado hasta donde los encontramos en la actualidad. Por ejemplo, el plomo y el uranio, dos elementos comunes, sirvieron para fijar la fecha de nacimiento del planeta mediante una serie de experimentos de una meticulosidad casi disparatada que realizó en la década de 1950 un estudiante de doctorado de Chicago.

Los elementos más pesados son radiactivos, y casi todos (sobre todo el uranio)

acaban desintegrándose en el plomo, que es estable. Como Clair Patterson se formó profesionalmente después del proyecto Manhattan, conocía la tasa precisa de desintegración del uranio. También sabía que en la Tierra existen tres tipos de plomo. Cada tipo, o isótopo, tiene un número atómico distinto: 204, 206 ó 207. Desde nuestro nacimiento a partir de la supernova ha existido siempre algo de los tres tipos, pero otra parte del plomo procede de la desintegración del uranio. La idea genial de Patterson fue que la relación entre los isótopos 206 y 207 respecto del isótopo 204 debe haber aumentado a un ritmo predecible, puesto que el uranio produce más de los dos primeros. Si lograba averiguar hasta qué punto esas relaciones eran mayores ahora que en el origen de la Tierra, podría usar la tasa de desintegración del uranio para extrapolar hacia atrás hasta el año cero.

Lo malo es que en el año cero no había nadie que apuntara las relaciones originales entre los isótopos de plomo, de manera que Patterson no sabía cuándo parar. Pero encontró una solución. No todo el polvo estelar que rodeaba a la Tierra acabó agregándose a un planeta. También se formaron los meteoritos, los asteroides y los cometas. Como éstos se formaron a partir del mismo polvo y desde entonces han estado dando vueltas por el gélido espacio, son como trozos de la Tierra primordial que se han preservado. Más aún, como el hierro se sitúa en la cima de la pirámide de la nucleosíntesis estelar, el universo contiene una cantidad desproporcionada de este elemento. Los meteoritos son hierro sólido. Pero lo mejor es que, químicamente, el hierro y el uranio no se mezclan, pero el hierro y el plomo sí, de manera que los meteoritos contienen plomo con las mismas abundancias relativas originales que tuvo la Tierra, ya que en ellos no había nada de uranio que pudiera aportar átomos de plomo. Excitado, Patterson se agenció trozos de meteoritos de Cañón Diablo, en Arizona, y se puso manos a la obra.

Pero enseguida tuvo que enfrentarse a un problema mayor e ineludible: la industrialización. Los humanos vienen utilizando el blando y maleable plomo desde tiempos antiguos para cosas como las conducciones de agua municipales. (El símbolo del plomo en la tabla periódica, Pb, procede de la misma palabra latina, *plumbum* que en inglés ha dado «plumber», fontanero). Y desde la llegada de las pinturas con plomo y los antidetonantes a base de plomo para la gasolina, a finales del siglo xix y principios del siglo xx, los niveles de plomo del ambiente fueron



aumentando del mismo modo que hoy aún aumentan los niveles de dióxido de carbono. Esta influencia tan extendida e ineludible dio al traste con los primeros intentos de Patterson de analizar meteoritos, de modo que tuvo que tomar medidas más drásticas, como la de calentar su equipo en ácido sulfúrico concentrado, para evitar que el plomo de origen antropogénico vaporizado se colara en sus prístinas rocas del espacio. Más tarde se lo explicaría así a un periodista: «Si entrase en un laboratorio superlimpio como el mío, el plomo de su cabello bastaría para contaminar todo el maldito laboratorio».

Su escrupulosidad no tardó en convertirse en una obsesión. En la página de cómics del periódico del domingo solía leer la tira de *Snoopy*, y comenzó a ver a Pig Pen, el personaje que parece andar siempre asfixiado por el humo, como una metáfora de la humanidad en la que la perpetua nube que rodea al personaje era como el plomo de nuestra atmósfera. Pero la fijación de Patterson por el plomo lo llevó a obtener dos importantes resultados. En primer lugar, cuando hubo limpiado a conciencia su laboratorio, obtuvo lo que aún hoy sigue siendo la mejor estimación de la edad de la Tierra, 4.550 millones de años. En segundo lugar, el horror que sentía por la contaminación con plomo lo convirtió en un activista, y es sobre todo a él a quien debemos que los niños del futuro nunca puedan comer desconchones de pintura con plomo y de que las gasolineras ya no se molesten con anunciar en los surtidores que su gasolina no lleva plomo. Gracias a la cruzada de Patterson, hoy es de sentido común prohibir la pintura con plomo e impedir que los coches vaporicen un plomo que respiramos y acaba en nuestro cabello.

\*\*\*

Patterson nos dio una estimación precisa del origen de la Tierra, pero con saber cuándo se formó nuestro planeta no hay bastante. Venus, Mercurio y Marte se formaron al mismo tiempo y sin embargo, salvo por algunos detalles superficiales, apenas se parecen a la Tierra. Para completar el rompecabezas con los detalles más finos de nuestra historia, los científicos tuvieron que explorar algunos de los pasillos más oscuros de la tabla periódica.

En 1977, un equipo de físicos formado por padre e hijo, Luis y Walter Álvarez,

estaba estudiando en Italia depósitos calcáreos originados más o menos en la época en que se extinguieron los dinosaurios. Las capas de caliza eran uniformes, salvo por una fina e inexplicable capa de arcilla roja que manchaba los depósitos de la época de la extinción, hace sesenta y cinco millones de años. Igual de extraño era el hecho de que la arcilla contenía niveles del elemento iridio seiscientas veces mayores de los normales. El iridio es un elemento siderófilo, le gusta el hierro,<sup>xxiii</sup> por lo que casi en su totalidad se encuentra en el núcleo de hierro fundido de la Tierra. La única fuente común de iridio son los meteoritos, asteroides y cometas ricos en hierro, y eso dio que pensar a los Álvarez.

Otros cuerpos, como la Luna, muestran cicatrices de cráteres formados durante antiguos bombardeos, y no había razón para pensar que la Tierra hubiera salido indemne. Si algo enorme, del tamaño de una gran ciudad, hubiera golpeado la Tierra hace sesenta y cinco millones de años, habría expulsado a la atmósfera y alrededor de toda la Tierra una nube de polvo como la que siempre rodea a Pig Pen, sólo que este polvo sería rico en iridio. Esta capa podría haber ocultado el sol y asfixiado las plantas, lo que ayudaría a explicar de una manera elegante el hecho de que por aquel tiempo no se extinguieran únicamente los dinosaurios, sino el 75 por ciento de todas las especies, y que murieran el 99 por ciento de todos los seres vivos. A los Álvarez les llevó algún trabajo convencer a otros científicos, pero pronto comprobaron que la capa de iridio se extendía alrededor del mundo, y descartaron la posibilidad alternativa de que los depósitos de polvo provinieran de una supernova cercana. Cuando otros geólogos (que trabajaban para una compañía petrolera) descubrieron un cráter de más de ciento sesenta kilómetros de diámetro, 20 kilómetros de profundidad y sesenta y cinco millones de años de antigüedad en la península de Yucatán, en México, la teoría del asteroide, el iridio y la extinción parecía quedar demostrada.

Pero quedaba una pequeña duda, una espinita clavada en la conciencia científica de la gente. Tal vez el asteroide había oscurecido el cielo y causado lluvia ácida y maremotos de kilómetros de altura, pero en ese caso la Tierra se habría recuperado como mucho en unas décadas. El problema era que, de acuerdo con el registro fósil, los dinosaurios se habían ido extinguiendo a lo largo de varios cientos de miles de años. Hoy muchos geólogos creen que unos gigantescos volcanes que estuvieron en

erupción en la India antes y después del impacto en Yucatán, contribuyeron a acabar con los dinosaurios. Además, en 1984 algunos paleontólogos comenzaron a ver la extinción de los dinosaurios como parte de una pauta a escala mucho mayor: cada veintiséis millones de años, aproximadamente, la Tierra ha sufrido una extinción en masa. ¿Fue sólo una casualidad que cayera un asteroide justo cuando a los dinosaurios les llegaba la hora?

Los geólogos comenzaron a descubrir otras finas capas de arcilla rica en iridio que parecían coincidir geológicamente con otras extinciones. Siguiendo el ejemplo de los Álvarez, unas pocas personas llegaron a la conclusión de que todas las grandes extinciones de la historia de la Tierra las habían causado asteroides o cometas. A Luis Álvarez, el padre de aquel equipo de padre e hijo, esta idea no acababa de convencerle, especialmente porque nadie podía explicar la parte más importante y menos plausible de la teoría: qué causaba la pauta. Justamente fue otro elemento anodino, el renio, el que hizo que Álvarez cambiara de opinión.

Tal como Richard Muller, uno de los colaboradores de Álvarez, recuerda en su libro *Nemesis*, Álvarez irrumpió un día de los años 1980 en el despacho de Muller agitando un «ridículo» y especulativo artículo sobre extinciones periódicas que supuestamente tenía que evaluar como revisor externo. Álvarez ya venía encendido, pero Muller decidió picarlo de todas formas. Ambos comenzaron a discutir como un matrimonio, los labios temblorosos. El meollo de la cuestión, tal como lo resumía Muller, era éste: «En la inmensidad del espacio, incluso la Tierra es una diana muy pequeña. Un asteroide que pase cerca del sol sólo tiene una posibilidad algo mejor que uno en mil millones de chocar con nuestro planeta. Los impactos que se producen deberían estar espaciados al azar, no ordenados en el tiempo. ¿Qué podría hacer que nos golpearan siguiendo una pauta?».

Muller defendía la *posibilidad* de que algo causase bombardeos periódicos, aunque no tenía ni idea de qué pudiera ser. Al final, harto de conjeturas, Álvarez retó a Muller, exigiéndole que le dijera qué era ese algo. En lo que más tarde describiría como un momento de improvisada genialidad alimentada por la adrenalina, a Muller se le ocurrió que tal vez el sol tenía una compañera de viaje, una estrella alrededor de la cual la Tierra describía un círculo con tal lentitud que ni lo notábamos, y cuya gravedad enviaba asteroides contra la Tierra cuando se acercaba.

Muller debió referirse a la estrella compañera, más tarde bautizada Némesis<sup>xxiv</sup> (por la diosa griega de la venganza), sólo medio en serio. Sin embargo, la idea paró en seco a Álvarez porque explicaba un detalle intrigante sobre el renio. Como se recordará, todos los sistemas solares tienen una señal característica, una relación única entre isótopos. Se habían encontrado trazas de renio mezcladas con las capas de arcilla de iridio, y el cociente entre los dos tipos de renio (uno radiactivo, el otro estable), le decía a Álvarez que cualquier supuesto asteroide apocalíptico tenía que haberse originado en nuestro sistema solar, pues ese cociente era el mismo que en la Tierra. Si Némesis realmente pasaba por aquí cada veintiséis millones de años y lanzaba contra nosotros rocas del espacio, esas rocas también tendrían el mismo cociente de renio. Lo mejor de todo es que Némesis podía explicar por qué los dinosaurios se extinguieron tan lentamente. El cráter de México podría haber sido tan sólo el mayor de los golpes de una paliza que duró muchos miles de años, tantos como Némesis anduviera por nuestra vecindad. Tal vez lo que puso fin a la famosa era de los terribles lagartos no haya sido un gran golpe sino miles o millones de golpecitos.

Aquel día en el despacho de Muller, la cólera de Álvarez (un tipo temperamental) se evaporó en el momento mismo en que comprendió que los asteroides periódicos eran al menos una posibilidad. Satisfecho, dejó solo a Muller. Pero Muller no podía desembarazarse de aquella idea peregrina, y cuantas más vueltas le daba, más convencido estaba. ¿Por qué no podía existir Némesis? Comenzó a hablar con otros astrónomos y a publicar artículos sobre Némesis. Recogió indicios, acumuló impulso y escribió su libro. Durante algunos gloriosos años, a mediados de la década de 1980, parecía que aunque Júpiter no llegara a tener la masa suficiente para encenderse como una estrella, tal vez resultara que al final el sol tenía un compañero celeste.

Por desgracia, los indicios no circunstanciales a favor de Némesis nunca fueron lo bastante fuertes, y pronto se hicieron más escasos. Si la teoría original del impacto único había atraído el fuego de los críticos, la teoría de Némesis los puso a todos en línea para disparar sus balas cual casacas rojas durante la guerra de Independencia. Es improbable que, tras miles de años mirando el firmamento, a los astrónomos se les haya escapado un cuerpo celeste como Némesis, aunque estuviera en el punto

más alejado de su órbita. Sobre todo si se tiene en cuenta que la estrella más cercana conocida, Alfa Centauri, se encuentra a cuatro años luz de nosotros, mientras que Némesis habría tenido que acercarse hasta medio año luz para infligir su castigo. Todavía quedan algunos románticos recalcitrantes que no cejan en su empeño de dar con Némesis, pero cada año que pasa, la probabilidad de avistarla va disminuyendo.

Con todo, nunca puede subestimarse el poder de que la gente se ponga a pensar. Ante tres hechos comprobados (la aparente regularidad de las extinciones; el iridio, que implica impactos; y el renio, que implica proyectiles originados en nuestro sistema solar) los científicos creyeron que le estaban siguiendo la pista a algo importante, aunque Némesis no fuese el mecanismo. Así que se pusieron a buscar otros ciclos que pudieran provocar los cataclismos, y enseguida encontraron un candidato en el movimiento del sol.

Muchas personas creen que la revolución copernicana dejó al sol clavado en una posición fija en el espacio-tiempo, cuando en realidad nuestra estrella es arrastrada por las mareas de nuestra galaxia espiral, y sube y baja como en un tiovivo mientras se mueve.<sup>xxv</sup> Algunos científicos creen que este balanceo lo acerca lo bastante para ejercer atracción sobre una enorme nube de cometas y otros objetos a la deriva que rodea a nuestro sistema solar, la nube de Oort. Todos los objetos de la nube de Oort se originaron en la misma supernova que dio origen al sistema solar, y cada vez que el sol asciende hasta un pico o desciende hasta un valle cada veintitantos millones de años, podría atraer cuerpos pequeños y poco amistosos y enviarlos enfurecidos contra la Tierra. La mayoría serían desviados por la gravedad del sol (o de Júpiter, que se tragó por nosotros la bala Shoemaker-Levy), pero se colarían bastantes como para que la Tierra recibiera una buena paliza. Esta teoría está lejos de estar demostrada, pero si alguna vez se confirma, estaremos montados en un largo y mortal carrusel por el universo. Al menos podemos dar las gracias al iridio y al renio por permitirnos saber que, tal vez pronto, será mejor que nos pongamos a cubierto.

En cierto sentido, la tabla periódica es irrelevante para estudiar la astrohistoria de los elementos. Todas las estrellas no son casi nada más que hidrógeno y helio, igual que los planetas gigantes. Pero por importante que sea cosmológicamente, la

verdad es que el ciclo hidrógeno-helio no excita demasiado la imaginación. Para extraer los detalles más interesantes de la existencia, como las explosiones de las supernovas y la vida del carbonífero, necesitamos la tabla periódica. Como ha escrito el filósofo e historiador Eric Scerri: «Dejando aparte el hidrógeno y el helio, el resto de los elementos comprende apenas el 0,04 por ciento del universo. Desde esta perspectiva, el sistema periódico parece bastante insignificante. Pero el caso es que vivimos en la Tierra... donde la abundancia relativa de los elementos es bastante distinta».

Así es, aunque el astrofísico Carl Sagan lo dijera de forma más poética. Sin los hornos nucleares descritos en B<sup>2</sup>FH para forjar elementos como el carbono, el oxígeno y el nitrógeno, y sin las explosiones de supernovas para sembrar lugares hospitalarios como la Tierra, la vida podría no haberse originado nunca. Como Sagan solía decir cariñosamente, «somos polvo de estrellas».

Lamentablemente, una triste verdad de la astrohistoria es que el «polvo de estrellas» de Sagan no adornó de igual manera cada rincón de la Tierra. Pese a que, al explotar, las supernovas expulsaron elementos en todas las direcciones, y pese a los mejores esfuerzos de la Tierra fundida por mezclarlos, algunas regiones acabaron teniendo concentraciones más altas de minerales raros. A veces, como en Ytterby, en Suecia, esto ha inspirado el ingenio científico. Más a menudo, inspira la codicia y la avaricia, sobre todo cuando esos oscuros elementos resultan ser útiles para el comercio, para la guerra o, lo que es peor, para ambos.

## Capítulo 5

### Los elementos de la guerra

35	76	17	42	74	21	73	41
Br	Os	Cl	Mo	W	Sc	Ta	Nb
79.904	190.233	35.453	95.942	183.841	44.956	180.948	92.906

Igual que tantas cosas de la sociedad moderna, como la democracia, la filosofía o el teatro, la guerra química se remonta a la antigua Grecia. La ciudad-estado de Esparta, que sitió Atenas en el siglo iv a.C., decidió gasear a su tenaz rival hasta someterlo usando la tecnología química más avanzada de la época: el humo. Con los labios apretados, los espartanos se arrastraron hasta Atenas cargados con ponzoñosos haces de madera, brea y hediondo azufre, les prendieron fuego y se refugiaron afuera de las murallas de la ciudad, a la espera de que los atenienses, medio asfixiados, salieran huyendo y dejaran sus casas desprotegidas. Aunque era una innovación tan brillante como el caballo de Troya, la táctica fracasó. Atenas quedó bien ahumada, pero sobrevivió a la bomba hedionda y acabó ganando la guerra.<sup>xxvi</sup>

Aquel fracaso resultó ser un mal presagio. Durante los dos mil cuatrocientos años siguientes la guerra química progresó poco y mal, manteniéndose inferior, por ejemplo, a la simple técnica de arrojar aceite hirviendo sobre los atacantes. Hasta la primera guerra mundial, el gas tuvo poco valor estratégico. No es que los países no percibieran la amenaza.

Todos los países del mundo científicamente avanzados, salvo uno que se resistió, firmaron la Convención de La Haya de 1899 que prohibía el uso de armas químicas en la guerra. Pero el país que se resistió, Estados Unidos, lo hizo por una buena razón: prohibir unos gases que por aquel entonces eran poco más potentes que el gas pimienta parecía hipócrita cuando los países estaban dispuestos a acribillar soldados de dieciocho años con ametralladoras y a hundir buques de guerra con torpedos dejando que su tripulación se ahogara en el oscuro mar. Los otros países se burlaron del cinismo de Estados Unidos, firmaron el pacto de La Haya con ostentación, y no tardaron en romper su palabra.

En un principio, las investigaciones secretas sobre los agentes químicos se centraron en el bromo, un elemento que es como una energética granada. Como otros halógenos, el bromo tiene siete electrones en su nivel energético más exterior, pero se desespera por tener ocho. El bromo da por hecho que el fin justifica los medios y destroza a los elementos más débiles, como el carbono, para arreglar su problema electrónico. El bromo es especialmente irritante para los ojos y la nariz, y en 1910 los químicos militares ya habían desarrollado gases lacrimógenos basados en bromo tan potentes que podían dejar incapacitado a un hombre hecho y derecho, descompuesto en lágrimas abrasadoras.

No hallando razón alguna que le impidiera utilizar gases lacrimógenos contra sus propios ciudadanos (el pacto de La Haya se refería sólo a la guerra), en 1912 el gobierno francés aprehendió una banda de ladrones de bancos con la ayuda de bromoacetato de etilo. La noticia no tardó en extenderse a los vecinos de Francia, que se preocuparon con razón. Cuando estalló la guerra en agosto de 1914, los franceses enseguida comenzaron a lanzar bombas de bromo para frenar el avance de las tropas alemanas. Pero incluso Esparta había hecho mejor las cosas dos milenios atrás. Los proyectiles cayeron en una llanura ventosa, y el gas apenas tuvo efecto, disipándose antes de que los alemanes se dieran cuenta de que habían sido «atacados». Aunque más bien habría que decir que las bombas tuvieron pocos efectos *inmediatos* pues los rumores histéricos sobre el gas alcanzaron los periódicos de ambos lados del conflicto. Los alemanes avivaron las llamas para justificar su propio programa de guerra química, por ejemplo culpando de una desafortunada muerte por monóxido de carbono a unos secretos agentes asfixiantes de los franceses.

Gracias a un solo hombre, un químico calvo que gastaba mostacho y quevedos, las unidades de investigación de gases de los alemanes no tardaron en llevarle la delantera a las del resto del mundo. Fritz Haber gozaba de una de las grandes mentes para la química de toda la historia, y alrededor de 1900 se convirtió en uno de los científicos más famosos del mundo al descubrir la manera de convertir la más común de las sustancias químicas, el nitrógeno del aire, en un producto industrial. Aunque el gas nitrógeno puede sofocar a una persona desprevenida, por lo general es una sustancia benigna. De hecho, es tan benigna que resulta inútil. Lo más



importante del nitrógeno es que puede restablecer la fertilidad del suelo: es tan crucial para las plantas como la vitamina C para los humanos. (Cuando las sarracénias y los atrapamoscas capturan insectos, lo que buscan es el nitrógeno que contienen.) Pero aunque el nitrógeno comprende el 80 por ciento del aire, o cuatro de cada cinco moléculas que respiramos, es terriblemente malo para fertilizar el suelo porque casi nunca reacciona con nada y nunca acaba «fijado» en el suelo. Esa combinación de plenitud, ineptitud e importancia se convirtió en un objetivo natural para los químicos ambiciosos.

El proceso que Haber inventó para «capturar» el nitrógeno incluye muchos pasos, durante los cuales aparecen y desaparecen muchas sustancias químicas. Pero, en esencia, Haber calentaba el nitrógeno a cientos de grados, inyectaba un poco de gas hidrógeno, subía la presión hasta cientos de veces por encima de la presión normal del aire, añadía un poco de osmio, crucial como catalizador, *et voilà*, el aire común se convertía en amoníaco,  $\text{NH}_3$ , el precursor de todos los fertilizantes. Con abonos químicos baratos a su disposición, los agricultores ya no tenían que recurrir a las pilas de compostaje o al estiércol para nutrir sus suelos. Para cuando estalló la primera guerra mundial, Haber ya había salvado de la inanición malthusiana a millones de personas, y todavía podemos darle las gracias por alimentar a la mayor parte de los 6.700 millones de habitantes del planeta.<sup>xxvii</sup>

Lo que falta en este resumen es que, por mucho que dijera en algunas ocasiones, a Haber le importaban muy poco los fertilizantes. Lo que realmente buscaba era la manera de producir amoníaco barato para ayudar a Alemania a fabricar explosivos de nitrógeno, el tipo de bombas a base de fertilizantes que Timothy McVeigh utilizó para hacer un agujero en el juzgado de Oklahoma City en 1995. Es una triste verdad que a lo largo de la historia aparecen con frecuencia hombres como Fritz Haber, miserables Faustos que convierten las innovaciones científicas en eficientes dispositivos para matar. Tras el inicio de la primera guerra mundial, los líderes militares alemanes, esperanzados por romper el empate en las trincheras que estaba arruinando su economía, reclutaron a Haber para su división de gases para la guerra. Aunque podía ganar una fortuna con los contratos del gobierno basados en sus patentes del amoníaco, a Haber le faltó tiempo para abandonar sus otros proyectos. La división no tardó en ser conocida como «la oficina de Haber», e

incluso a este judío de cuarenta y seis años convertido al luteranismo porque le ayudaba en su carrera, los militares lo ascendieron a capitán, algo que lo llenó de un pueril orgullo.

Su familia no estaba tan impresionada. Su actitud patriótica *über alles* dejó helados a sus parientes y amigos, especialmente a la única persona que podría haberlo redimido, su mujer. Clara Immerwahr también rezumaba genio, convirtiéndose en la primera mujer que obtuvo un título de doctora por la prestigiosa universidad de la ciudad natal de Haber, Breslau (hoy Wroclaw). A diferencia de Marie Curie, que era coetánea suya, Immerwahr nunca llegó a florecer porque en lugar de casarse con un hombre de mente abierta como Pierre Curie, se casó con Haber. A primera vista, el matrimonio no era una mala elección para alguien con ambiciones científicas, pero por brillante que Haber fuera como químico, como ser humano dejaba bastante que desear. Immerwahr, en palabras de un historiador, «nunca se quitó el delantal», y en alguna ocasión se lamentó a una amiga de «la manera que tiene Fritz de colocarse él primero en nuestra casa y en nuestro matrimonio, de un modo que simplemente destruía a una personalidad menos despiadadamente asertiva que la suya». Apoyaba a Haber traduciendo manuscritos al inglés y proporcionándole ayuda técnica en los proyectos del nitrógeno, pero se negó a ayudarlo en sus trabajos sobre los gases de bromo.

Haber apenas si se dio cuenta. Docenas de químicos jóvenes se habían presentado voluntarios, pues Alemania había quedado por detrás de los odiados franceses en las armas químicas, y para 1915 los alemanes ya tenían una respuesta para los gases lacrimógenos de los franceses. Lo perverso del caso es que los alemanes probaron sus bombas contra el ejército inglés, que no tenía gas. Por fortuna, como había ocurrido durante el primer ataque francés, el viento dispersó el gas, y los objetivos británicos, aburridos hasta la médula en una trinchera cercana, ni se enteraron de que los atacaban.

Impertérritos, los militares alemanes decidieron dedicar aún más recursos a la guerra química. Pero había un problema: el fastidioso pacto de La Haya, que los líderes políticos no querían romper (otra vez) públicamente. La solución era interpretar el pacto de una forma ultraconcienczada pero en último término falaz. Al firmarlo, Alemania había acordado «abstenerse de utilizar proyectiles cuyo único

objeto sea la difusión de gases asfixiantes o perjudiciales». En la lectura sofisticada y legalista de los alemanes, el pacto no tenía jurisdicción sobre las bombas que llevaran metralla y gas. Hizo falta una buena dosis de habilidad ingenieril (los vaivenes del bromo líquido que, en el momento del impacto, se evaporaba formando el gas, desbarataban la trayectoria de los proyectiles), pero el complejo militar-industrial-científico de Alemania logró su objetivo, y a finales de 1915 ya tenía listo un obús de 15 centímetros lleno de bromuro de xililo, un gas cáustico lacrimógeno. Los alemanes lo llamaron *weisskreuz*, o «cruz blanca». Una vez más dejaron tranquilos a los franceses y se llevaron sus unidades móviles de gases hacia el este para bombardear al ejército ruso con dieciocho mil *weisskreuze*. Pero este intento fue, si acaso, una debacle aún mayor que la primera. La temperatura en Rusia era tan fría que el bromuro de xililo se congelaba.

Tras examinar los pobres resultados en el campo de batalla, Haber le dijo adiós al bromo y dirigió sus esfuerzos a su primo químico, el cloro. Situado encima del bromo en la tabla periódica, es incluso peor que éste cuando se inhala. El cloro es más agresivo al atacar otros elementos para obtener un electrón más, y como es más pequeño (cada átomo pesa menos de la mitad de un átomo de bromo), puede atacar las células del cuerpo con mayor agilidad. El cloro torna de color amarillo, verde y negro la piel de las víctimas, y enturbia su mirada con cataratas. Al final mueren ahogadas en el líquido que se acumula en sus pulmones. Si el gas bromo es una falange de soldados de a pie que atacan las membranas mucosas, el cloro es como un tanque de una guerra relámpago que, inmune a las defensas del cuerpo, arrasa con los senos nasales y los pulmones.

Por culpa de Haber, la bufonada de las armas químicas basadas en bromo dio paso a la despiadada fase del cloro que hoy nos recuerdan los libros de historia. Los soldados enemigos pronto hubieron de temer los gases de cloro: *grunkreuz*; el o «cruz verde», el *blaukreuz* o «cruz azul», y el terrible *gelbkreuz* o «cruz amarilla», un agente vesicante más conocido como gas mostaza. No contento con sus contribuciones científicas, Haber dirigió el primer ataque con gases de la historia que cumplió su cometido: cinco mil perplejos soldados franceses quemados y lacerados en una enlodada trinchera cerca de Ypres. En su tiempo libre, Haber también enunció una grotesca ley biológica, la regla de Haber, para cuantificar la

relación entre la concentración de gas, el tiempo de exposición y la tasa de mortalidad, cuya elaboración debió requerir una deprimente cantidad de datos.

Horrorizada ante los proyectos del gas, Clara se enfrentó a Fritz desde el principio, exigiéndole que los abandonara. Como era costumbre, Fritz no la escuchó. De hecho, aunque Fritz lloró sentidamente cuando algunos de sus colaboradores murieron durante un accidente en la rama de investigación de la oficina Haber, cuando regresó de Ypres organizó una fiesta para celebrar sus nuevas armas. Lo que es peor, Clara descubrió que sólo había vuelto a casa por una noche, de camino a dirigir más ataques en el frente oriental. Marido y mujer discutieron acaloradamente, y esa misma noche Clara salió al jardín familiar con la pistola reglamentaria de su marido y se pegó un tiro en el pecho. Aunque sin duda disgustado, Fritz no permitió que este incidente lo apartara de sus planes. Al día siguiente, en lugar de quedarse a organizar el funeral, partió como tenía previsto.

Pese a gozar de la incomparable ventaja de Haber, Alemania al final perdió la guerra que había de poner fin a todas las guerras y fue denunciada universalmente como nación canalla. La reacción internacional contra el propio Haber fue más compleja. En 1919, cuando aún no se había disipado el polvo (o el gas) de la primera guerra mundial, Haber ganó el premio Nobel de Química que había quedado vacante (los Nobel se habían suspendido durante la guerra) por su proceso para producir amoníaco a partir de nitrógeno, aunque sus fertilizantes no habían protegido de la hambruna a miles de alemanes durante la guerra. Un año más tarde, fue acusado de ser un criminal de guerra internacional por haber realizado una campaña de guerra química que había lisiado a cientos de miles de personas y aterrorizado a millones, un legado contradictorio que casi se cancela a sí mismo.

Pero las cosas fueron a peor. Humillado por las formidables reparaciones que Alemania tuvo que pagar a los Aliados, Haber dedicó seis fútiles años a intentar extraer oro de los océanos con la esperanza de poder pagar él mismo las indemnizaciones. Realizó otros proyectos a trompicones, y lo único con lo que consiguió atraer cierta atención durante aquellos años (aparte de intentar venderse a la Unión Soviética como asesor sobre la guerra con gases) fue un insecticida. Haber había inventado el Zyklon A antes de la guerra, y una compañía química alemana experimentó con su fórmula después de la guerra hasta producir un gas de

segunda generación más eficiente. Con el tiempo, un nuevo régimen con poca memoria ascendió al poder en Alemania, y los nazis no tardaron en exiliar a Haber por sus raíces judías. Murió en 1934 mientras viajaba a Inglaterra en busca de refugio. Entretanto, la investigación sobre el insecticida prosiguió. A los pocos años, los nazis se dedicaron a gasear a millones de judíos, entre ellos algunos parientes de Haber, con aquel gas de segunda generación: el Zyklon B.

Además de por ser judío, Alemania excomulgó a Haber porque ya no les interesaba. Al mismo tiempo que invertían en el uso de gases como armas químicas, los militares alemanes intentaban sacarle partido a otra parte de la tabla periódica, y al final decidieron que aporrear a los combatientes enemigos con dos metales, el molibdeno y el wolframio (o tungsteno), era mejor que escaldarlos con gases de cloro o bromo. Así que, una vez más, la guerra fijó la mirada en la química simple y básica de la tabla periódica. El wolframio habría de convertirse en el metal por excelencia de la segunda guerra mundial, pero en cierto sentido es más interesante la historia del molibdeno. Pocos saben que la batalla más remota de la primera guerra mundial no tuvo lugar en Siberia o contra Lawrence de Arabia en las arenas del Sáhara, sino en una mina de molibdeno de las Montañas Rocosas de Colorado.

Después del gas, el arma más temida de Alemania durante la guerra era la serie de morteros Gran Berta, unas armas de asedio pesadas que destruyeron el espíritu de los soldados con la misma brutalidad que las trincheras de Francia y Bélgica. Las primeras Bertas, de cuarenta y tres toneladas, tenían que transportarse en varias secciones con la ayuda de tractores hasta una plataforma de tiro, y para montarlas se necesitaba el trabajo de doscientos hombres durante seis horas. La recompensa era poder disparar obuses de 42 centímetros de calibre y casi 1.000 kilogramos de peso a una distancia de 15 kilómetros en apenas unos segundos. Pero las Bertas tenían un gran problema. Disparar un proyectil de una tonelada requería barriles enteros de pólvora, que al quemarse producía una enorme cantidad de calor que abrasaba y combaba los cañones de acero de seis metros. Tras unos pocos días de furioso tiroteo, aunque los alemanes se limitaran a unas pocas descargas por hora, la propia arma caía vencida.

Sin embargo, el famoso fabricante de armamento Krupp, nunca faltó de ideas cuando se trataba de proporcionar armas a la patria, encontró una receta para

reforzar el acero: añadirle un poco de molibdeno. Este elemento podía resistir el intenso calor porque se funde a 2.600 °C, miles de grados por encima del hierro, el principal metal del acero. Los átomos de molibdeno son más grandes que los de hierro, así que tardan más en excitarse, y tienen un 60 por ciento más de electrones, de modo que absorben más calor y forman enlaces más fuertes. Además, en los sólidos, los átomos suelen redistribuirse de forma espontánea y a menudo, desastrosa cuando cambian las temperaturas (más sobre esto en el capítulo 16), lo que a menudo da lugar a metales quebradizos que se agrietan y fallan. Cuando se añade al acero un poco de molibdeno, éste pega los átomos de hierro, impidiendo que se deslicen. (Los alemanes no fueron los primeros en darse cuenta de esto. Ya en el Japón del siglo xiv, un maestro forjador de espadas le añadía un poco de molibdeno a su acero para producir las espadas de samurái más codiciadas de toda la isla. Pero cuando murió este Vulcano japonés, se llevó a la tumba su secreto, que se perdió durante quinientos años, prueba de que una tecnología superior no siempre se disemina y a menudo se extingue.)

De vuelta a las trincheras, los alemanes no tardaron en volver a disparar energicamente a franceses y británicos con una segunda generación de cañones de acero de molibdeno. Pero Alemania no tardó en topar con un nuevo obstáculo: no tenía minas de molibdeno para las Bertas, y corría el riesgo de agotar sus reservas. De hecho, el único suministro de este elemento se hallaba en una mina de Bartlett Mountain, en Colorado, que estaba en la bancarrota y casi abandonada.

Antes de la primera guerra mundial, un individuo de la región había reclamado la explotación de Bartlett después de descubrir allí venas de un mineral que le pareció de plomo o estaño. Esos metales al menos le habrían dado unos pocos centavos por kilo, pero el molibdeno que encontró, útil para nada, le costaba más extraerlo que lo que le daba, así que le vendió los derechos de minería a un tal Otis King, un resuelto banquero de Nebraska de apenas metro sesenta y cinco. Este emprendedor adoptó una nueva técnica de extracción que nadie se había molestado en inventar anteriormente y no tardó en obtener 2.630 kilogramos de molibdeno puro, aunque casi a costa de arruinarse. Con esas casi tres toneladas había superado en un 50 por ciento la demanda mundial de molibdeno, lo que significaba que King, más que inundar el mercado, lo había asfixiado. Percatándose al menos de la novedad del

intento de King, el gobierno de Estados Unidos lo mencionó en un boletín mineralógico en 1915.

Pocos prestaron atención a la noticia, pero sí una gigantesca compañía minera internacional con base en Frankfurt, en Alemania, que tenía una división americana en Nueva York. Según una descripción de la época, Metallgesellschaft poseía fundiciones, minas, refinerías y otros «tentáculos» por todo el mundo. Cuando los directores de la compañía, que mantenían estrechos lazos con Fritz Haber, leyeron la noticia sobre King y el molibdeno, les faltó tiempo para ordenar a su principal hombre en Colorado, Max Schott, que se hiciera con Bartlett Mountain.

Schott, que fue descrito como un hombre «con ojos tan penetrantes que hipnotizan», envió a sus hombres a reclamar la explotación de King y llevarlo a juicio, provocando gastos onerosos a una mina que ya estaba haciendo aguas. Los más beligerantes de aquellos falsos mineros amenazaron a las mujeres y los hijos de los trabajadores y destruyeron sus campamentos durante un invierno en el que las temperaturas llegaron a treinta bajo cero. Para protegerse, King contrató a un renqueante fuera de la ley que respondía al nombre de TwoGun Adams (Adams Dos Pistolas), pero los agentes alemanes lo alcanzaron de todos modos en un paso de montaña, donde lo asaltaron con cuchillos y piquetas y lo tiraron por un escarpado barranco. Sólo salvó el cuello gracias a una mancha de nieve que no podía haber estado mejor situada. Tal como lo cuenta en sus memorias la «novia marimacho» (según se describe ella misma) de uno de los mineros, los alemanes hicieron «todo tipo de salvajadas para entorpecer el trabajo de su compañía». Los corajosos trabajadores de King empezaron a llamar «Molly be damn» («maldita Molly») al impronunciable metal en cuya extracción arriesgaban la vida.

King tenía una vaga idea de lo que Molly hacía en Alemania, pero era casi el único que lo sabía en Europa o Norteamérica. No fue hasta que los británicos capturaron armas alemanas en 1917 cuando los Aliados, mediante un proceso de ingeniería inversa, es decir, fundiéndolas, descubrieron el *wundermetall*; en las Rocosas, sin embargo, la perrerías no pararon. Estados Unidos no entró en la primera guerra mundial hasta 1917, así que no tenía ninguna razón especial para vigilar la división de Metallgesellschaft en Nueva York, sobre todo si se tiene en cuenta su patriótica denominación: American Metal. A esta firma respondía la «compañía» de Max

Schott, de modo que cuando, en 1918, el gobierno comenzó a hacer preguntas, American Metal replicó que era la propietaria legal de la mina, que el acosado Otis King les había vendido por unos miserables 40.000 dólares. También admitió que, de todos modos, acababan de enviar todo el molibdeno a Alemania. Los agentes federales congelaron de inmediato las acciones de Metallgesellschaft en Estados Unidos y tomaron el control de Bartlett Mountain. Por desgracia, llegaron demasiado tarde para inutilizar las Bertas de Alemania. Aún a finales de 1918, Alemania utilizó morteros de acero de molibdeno para bombardear París desde la prodigiosa distancia de ciento veinte kilómetros.

La única justicia que se produjo fue que la compañía de Schott se fue a la bancarrota después del armisticio, en marzo de 1919, cuando los precios del molibdeno se desplomaron. King volvió a invertir en minas y acabó siendo millonario gracias a que convenció a Henry Ford de que utilizara molibdeno en los motores de sus automóviles. Pero la historia bélica de Molly había llegado a su fin. Cuando comenzó la segunda guerra mundial, el molibdeno ya había sido sustituido en la producción de acero por el elemento que se encuentra justo debajo de él en la tabla periódica, el tungsteno.

Si el molibdeno es uno de los elementos de la tabla periódica que más cuesta pronunciar, el tungsteno tiene uno de los símbolos que resultan más confusos, una gran e inexplicable W. Es la primera letra de *wolfram*, el nombre alemán de este metal, y ese «wolf» (lobo) resultó ser un presagio certero del oscuro papel que iba a desempeñar en la guerra. Los nazis alemanes querían el wolframio para fabricar maquinaria y misiles capaces de atravesar los blindajes, y su codicia por él superó incluso a la que sentían por el oro robado, que los alemanes no dudaban en pagar para conseguir aquel metal. Pero ¿quién le vendía el wolframio a los nazis? No Italia o Japón, que eran otras potencias del Eje; tampoco alguno de los países que las tropas alemanas invadieron, como Polonia o Bélgica. Fue el wolframio de Portugal, un país supuestamente neutral, el que alimentó el lobuno apetito de las *kriegswerks* alemanas.

Portugal era entonces un país difícil de entender. Le había cedido a los Aliados una base aérea de suma importancia en las Azores, un grupo de islas en medio del océano Atlántico, y como bien sabrá cualquiera que haya visto los refugiados



ansiaban escapar a Lisboa, desde donde podían volar de forma segura a Gran Bretaña o Estados Unidos. Sin embargo, Antonio Salazar, el dictador de Portugal, toleraba que en su propio gobierno hubiera simpatizantes de los nazis y proporcionaba refugio a los espías del Eje. Fue esa hipocresía la que le permitió enviar miles de toneladas de wolframio a los dos bandos de la guerra. Salazar demostró su valía como antiguo profesor de economía cuando aprovechó el monopolio casi total de wolframio que tenía su país (el 90 por ciento de las reservas de toda Europa) para obtener unos beneficios un 1.000 por ciento superiores a los que hubiera obtenido en tiempos de paz. Esto aún podría defenderse si Portugal hubiera mantenido desde antiguo relaciones comerciales con Alemania, y hubiera temido caer en la pobreza durante la guerra. Pero Salazar sólo comenzó a vender wolframio a Alemania en cantidades apreciables a partir de 1941, haciendo suya la teoría de que el estatus neutral de su país le permitía aprovecharse por un igual de ambos bandos.

El comercio de wolframio funcionaba de la siguiente manera. Tras aprender la lección con el molibdeno y reconocer la importancia estratégica del wolframio, Alemania intentó hacer acopio de wolframio antes de borrar sus fronteras con Polonia y Francia. El wolframio es uno de los metales más duros conocidos, y añadiéndolo al acero obtenían brocas y cabezales de sierra de excelente calidad. Además, incluso los misiles más modestos podían acabar con un tanque si se los dotaba de una punta con aleación con wolframio, conocidas como penetradores de energía cinética. La razón de que el wolframio fuera superior a otros aditivos del acero puede leerse directamente en la tabla periódica. Situado debajo del molibdeno, el wolframio presenta propiedades parecidas. Pero al tener aún más electrones, no se funde hasta los 3.400 °C. Además, al ser un átomo más pesado que el molibdeno, el wolframio proporciona un anclaje aún mejor para evitar que se deslicen los átomos de hierro. Si en los ataques con gas funcionaba bien el ágil cloro, en un metal lo que resulta atractivo es la dureza y solidez del wolframio.

Tan atractivo resultaba que en 1941 el despilfarrador régimen nazi ya había agotado sus reservas de wolframio, y hubo de intervenir el mismísimo Führer. Hitler ordenó a sus ministros que reunieran tanto wolframio como pudieran llevar los trenes que cruzaban la conquistada Francia. Lo inquietante del caso es que, lejos de

haber un mercado negro para este metal gris, el comercio era del todo transparente, como un historiador ha observado. El wolframio se enviaba desde Portugal a través de la España fascista, otro país «neutral», y buena parte del oro que los nazis les habían quitado a los judíos, incluido el arrancado de los dientes de los judíos gaseados, fue blanqueado en Lisboa y Suiza, otro país que tampoco tomó partido por ningún bando. (Cincuenta años después, un banco lisboeta todavía afirmaba que por aquel entonces no sabían que las cuarenta y cuatro toneladas de oro que recibieron estaban manchadas, pese a las esvásticas grabadas en muchos de los lingotes.)

Ni siquiera la fiel Gran Bretaña se quejó entonces del wolframio que estaba segando la vida de sus jóvenes. El primer ministro Winston Churchill se refirió en privado al comercio de wolframio de Portugal como una «falta menor», y por si acaso no se le acababa de entender, añadió que Salazar «tenía derecho» a venderle wolframio a los enemigos declarados de Gran Bretaña. Pero también en este caso hubo quien disintió. Todo aquel descarnado capitalismo, que beneficiaba a la Alemania socialista, provocaba indignación en el libre mercado de Estados Unidos. El gobierno de este país sencillamente no podía comprender por qué Gran Bretaña no ordenaba a Portugal, con intimidaciones si fuera necesario, que abandonase su provechosa neutralidad. Sólo tras una prolongada presión por parte de Estados Unidos accedió Churchill a dictarle algo al dictador Salazar.

Hasta entonces, Salazar (dejemos de lado la moralidad por un momento) jugó sus cartas de maravilla con el Eje y los Aliados, usando vagas promesas, pactos secretos y tácticas evasivas que mantuvieran en marcha las caravanas de wolframio. Había logrado aumentar el precio de la principal exportación de su país desde 1.100 dólares por tonelada en 1940 a 20.000 dólares en 1941, ganando 170 millones de dólares en tres años de frenética especulación. Sólo cuando se quedó sin excusas decidió Salazar decretar un embargo completo del wolframio contra los nazis, el 7 de junio de 1944, el día después del día D, y para entonces los dirigentes aliados estaban demasiado preocupados (y asqueados) para castigarlo. Creo que fue Rhett Butler, en *Lo que el viento se llevó*, quien dijo que las fortunas sólo se amasan durante la construcción o la caída de los imperios, y Salazar ciertamente suscribía esa teoría. En la llamada guerra del wolframio, quien rió el último, y con

una risa lobuna, fue el dictador portugués.

El wolframio y el molibdeno fueron sólo la avanzadilla de una verdadera revolución de los metales que habría de desarrollarse a lo largo del siglo xx. Tres de cada cuatro elementos son metales, pero con la excepción del hierro, el aluminio y unos cuantos más, antes de la segunda guerra mundial la mayoría se limitaron a ocupar su sitio en la tabla periódica. (Este libro no se hubiera podido escribir hace tan sólo cuarenta años: no había mucho que decir.) Pero desde alrededor de 1950, cada metal ha ido encontrando su nicho. El gadolinio es perfecto para producir las imágenes de resonancia magnética. El neodimio permite hacer láseres más potentes que nunca. El escandio, que hoy se utiliza en las aleaciones de aluminio con las que se fabrican bates de béisbol y cuadros de bicicletas, en la década de 1980 ayudó a la Unión Soviética a construir helicópteros ligeros, y según parece se encontraba también en la punta de los misiles ICBM soviéticos almacenados bajo tierra en el Ártico, para ayudar a las ojivas nucleares a atravesar la capas de hielo.

Pero, ¡ay!, a pesar de todos los avances tecnológicos realizados durante la revolución de los metales, algunos elementos siguieron asistiendo a los conflictos bélicos, y no en el pasado remoto sino durante la última década. Parece de justicia que dos de estos elementos recibieran su nombre de dos personajes de la mitología griega que sufrieron lo indecible. Níobe se ganó la ira de los dioses por alardear de sus siete bellas hijas y sus siete guapos hijos, y los olímpicos, que se ofendían por nada, se apresuraron a matarlos como castigo por su impertinencia. Tántalo, el padre de Níobe, mató a su propio hijo y lo sirvió en un banquete real. Como penitencia, Tántalo fue forzado a pasar la eternidad sumergido en un río hasta el cuello con una rama cargada de manzanas colgando cerca de su nariz. Pero cada vez que intentaba comer o beber, la fruta era empujada por el viento fuera de su alcance o las aguas se retiraban. Sin embargo, si lo inalcanzable o lo perdido torturaron a Tántalo y a Níobe, fue un exceso de los elementos que llevan sus nombres lo que ha diezmado el África central.

Es muy probable que todos nosotros llevemos tantalio o niobio en estos momentos en algún bolsillo. Como sus vecinos de la tabla periódica, son metales densos, resistentes al calor y a la corrosión, que aguantan bien las cargas eléctricas, y estas cualidades los hacen esenciales para los teléfonos móviles. A mediados de la década

de 1990 los diseñadores de móviles comenzaron a pedir ambos metales, pero sobre todo el tantalio, al principal proveedor, la República Democrática del Congo, que entonces se llamaba Zaire. El Congo se encuentra al lado de Ruanda, en el África central, y la mayoría de nosotros recordaremos las matanzas que se produjeron en ese país durante los años 1990. Lo que probablemente pocos recordaremos es el día de 1996 en que los hutus del gobierno derrocado entraron en Congo buscando refugio. Por aquel entonces, no parecía que aquello extendiera el conflicto ruandés más allá de unos pocos kilómetros al oeste; hoy sabemos que fue como si el viento empujara un incendio hacia el matorral seco de una década de odio racial acumulado. Con el tiempo, acabaron enfrentándose en las densas junglas nueve países y doscientas tribus étnicas, cada una con sus antiguas alianzas y sus conflictos no resueltos.

Si sólo se hubieran visto implicados los ejércitos, lo más probable es que el conflicto del Congo se hubiera extinguido sin más. Congo tiene una extensión mayor que Alaska y es tan poco denso como Brasil, pero por carretera es incluso menos accesible que cualquiera de estos dos países, así que no es un lugar ideal para una guerra prolongada. Además, sus habitantes son pobres, y no pueden permitirse el lujo de ir a luchar si no hay dinero de por medio. Aquí es donde entran el tantalio, el niobio y la tecnología móvil. No es que pueda imputarse una responsabilidad directa, desde luego. Es obvio que no fueron los teléfonos móviles quienes provocaron la guerra, sino los odios y los rencores. Pero también es evidente que la llegada de dinero perpetuó la contienda. Congo posee el 60 por ciento de las reservas mundiales de los dos metales, que aparecen mezclados en un mineral llamado coltán. Cuando el mercado de los móviles despegó (las ventas saltaron de prácticamente cero en 1991 a más de mil millones en 2001), el hambre de Occidente por el mineral se hizo tan intenso como el de Tántalo, y el precio del coltán se multiplicó por diez. Quienes lo compraban para los fabricantes de teléfonos no preguntaban de dónde provenía, ni siquiera les importaba, y los mineros congoleños no tenían ni idea del uso que se le daba a la mena, sólo sabían que los blancos la pagaban bien y que ellos podían usar el dinero para financiar sus milicias favoritas.

Curiosamente, el tantalio y el niobio resultaron ser tan ponzoñosos porque el coltán

era democrático. A diferencia de los tiempos en que unos impúdicos belgas controlaban las minas de diamantes y de oro del Congo, el coltán no lo controlaba ningún conglomerado empresarial; además, para extraerlo no hacían falta retroexcavadoras ni volquetes. Cualquiera que dispusiera de una pala y una buena espalda podía sacar unos cuantos kilos de mena de los lechos de los torrentes (se parece a un lodo denso). En unas pocas horas, un granjero podía ganar veinte veces más que su vecino en todo un año, así que a medida que los beneficios se inflaban, los hombres abandonaban sus granjas para dedicarse a la prospección. Esto trastornó la provisión de alimentos en el Congo, ya de por sí frágil, y la gente comenzó a cazar gorilas para comer su carne, hasta casi acabar con ellos, como si fueran búfalos. Pero las muertes de los gorilas no son nada comparadas con las atrocidades humanas. Cuando el dinero entra a espuestas en un país sin gobierno, no pasa nada bueno. Del país se apoderó una forma brutal de capitalismo en la que todo estaba en venta, incluidas las vidas humanas. Aparecieron por doquier «campamentos» vallados con prostitutas esclavizadas, y se ofrecieron innumerables recompensas por pasar a alguien a cuchillo. Se han divulgado historias horripilantes de vencedores orgullosos que humillaban los cuerpos de sus víctimas cubriéndose el cuerpo con sus entrañas para celebrar su victoria bailando.

Estos fuegos ardieron con especial intensidad en el Congo entre 1998 y 2001, momento en que los fabricantes de teléfonos móviles comprendieron que estaban financiando la anarquía. Es de justicia reconocer que en ese momento comenzaron a comprarle el tantalio y el niobio a Australia, aunque fuera a un precio mayor, y el Congo se enfrió un poco. Aunque oficialmente una tregua puso fin a la guerra en 2003, las aguas nunca llegaron a calmarse en la sección oriental del país, cerca de Ruanda. Y últimamente es otro elemento, el estaño, el que ha comenzado a financiar la lucha. En 2006, la Unión Europea prohibió las soldaduras de plomo en los bienes de consumo, y la mayoría de los fabricantes han sustituido este elemento por el estaño, un metal que el Congo también posee en abundancia. Joseph Conrad dijo del Congo que era «la más vil rebatiña de todas cuantas han desfigurado la historia de la conciencia humana», y hoy seguimos sin tener razones para revisar esa idea.

En total, desde mediados de la década de 1990 han muerto en el Congo más de cinco millones de personas, lo que lo convierte en la mayor pérdida de vidas desde la segunda guerra mundial. La contienda que allí se desarrolla demuestra que, pese a todos los momentos edificantes que ha inspirado la tabla periódica, también puede inspirar los instintos más crueles y miserables de la humanidad.

## Capítulo 6

### Completando la tabla... con un estallido

61	94	27
Pm	Pu	Co
145.0	(244)	58.993

Una supernova sembró en nuestro sistema solar todos los elementos naturales, que luego acabaron de mezclarse gracias a la agitación de las rocas fundidas en los jóvenes planetas. Pero esos procesos no bastan para explicar la distribución de los elementos en la Tierra. Desde la supernova, algunos tipos de elementos se extinguieron porque sus núcleos eran demasiado frágiles para sobrevivir en la naturaleza. Esta inestabilidad sorprendía a los científicos y dejaba vacíos inexplicables en la tabla periódica, vacíos que, a diferencia de lo que ocurrió en tiempos de Mendeléev, los científicos no conseguían rellenar por mucho que rebuscasen. Al final, lograron completar la tabla, pero sólo después de engendrar disciplinas enteras que les permitieron crear ellos mismos los elementos; sólo después de comprender que la fragilidad de algunos elementos escondía un peligro deslumbrante y cegador. Hacer átomos y romperlos resultaron ser procesos más íntimamente relacionados de lo que nadie hubiera imaginado.

Las raíces de esta historia se remontan a la Universidad de Manchester, en Inglaterra, justo antes de la primera guerra mundial. Manchester había conseguido atraer a varios científicos brillantes, entre ellos el director del laboratorio, Ernest Rutherford. Quizá el más prometedor de los científicos fuera Henry Moseley. Aunque hijo de un naturalista admirado por Charles Darwin, Moseley se sintió más atraído por la física. Trataba su trabajo de laboratorio como si estuviera velando a un difunto, haciendo jornadas de quince horas sin parar, sin tiempo para acabar nunca todo lo que quería hacer, subsistiendo a base de queso y ensalada. Como tantas otras personas con talento, Moseley era desabrido, arisco y estirado, y manifestaba su aversión por la «suciedad perfumada» de los extranjeros en Manchester.

Pero su talento lo excusaba todo. A pesar de la desaprobación de Rutherford, que

consideraba que era una pérdida de tiempo, Moseley se fue entusiasmando con la idea de acribillar los elementos con haces de electrones para estudiarlos. Consiguió interesar a un nieto de Darwin que era físico y, con su ayuda, en 1913 comenzó a analizar con este método todos los elementos descubiertos hasta entonces hasta el oro. Como hoy sabemos, cuando un haz de electrones golpea un átomo, expulsa algunos de los electrones del propio átomo, dejando un hueco. Si el núcleo de un átomo atrae a los electrones es porque protones y electrones poseen cargas opuestas, así que arrancar electrones del entorno de un núcleo es un acto violento. Como la naturaleza aborrece el vacío, otros electrones se apresuran a ocupar el hueco, y sus colisiones hacen que emitan rayos X de alta energía. Lo realmente interesante es que Moseley descubrió una relación matemática entre la longitud de onda de los rayos X, el número de protones alojados en el núcleo del elemento, y su número atómico (la posición que ocupa en la tabla periódica).

Desde que Mendeléev publicara su famosa tabla en 1869, ésta había sufrido algunos cambios. Mendeléev había dispuesto su primera tabla girada respecto a la actual, hasta que alguien le convenció de la lógica de rotarla noventa grados. Durante los cuarenta años siguientes, los químicos no pararon de modificar la tabla, añadiendo columnas y cambiando de lugar algunos elementos. Durante ese tiempo, se fueron acumulando anomalías que hicieron tambalear la convicción de que se entendía de verdad el significado de la tabla. La mayoría de los elementos se alinean en la tabla por orden de peso. Según este criterio, el níquel debería ir antes que el cobalto; sin embargo, para que los elementos se situaran según la lógica de la tabla, es decir, para que el cobalto estuviera encima de los elementos que se comportan como el cobalto, y el níquel encima de los que son como el níquel, los químicos tuvieron que intercambiar sus lugares. Nadie sabía por qué había que hacerlo, y no era el único caso de una anomalía molesta. Para resolver el problema, los químicos inventaron el número atómico como número de orden, lo que pone de manifiesto que en realidad nadie sabía qué era el número atómico.

Con sólo veinticinco años, Moseley resolvió este enigma traspasando la pregunta de la química a la física. Es importante comprender que por aquel entonces pocos científicos creían en el número atómico. Rutherford había propuesto la idea de un núcleo compacto y de carga positiva tan sólo un par de años antes, pero en 1913



seguía sin demostrarse su existencia y era, por tanto, una idea demasiado provisional para que los científicos la aceptaran. Las investigaciones de Moseley proporcionaron la primera confirmación. Como recordaría Niels Bohr, otro de los protegidos de Rutherford: «Hoy no podemos entenderlo, pero [el trabajo de Rutherford] no se tomaba en serio. El gran cambio se produjo gracias a Moseley». Al identificar la carga nuclear positiva con el número atómico, Moseley logró relacionar la posición que ocupa un elemento en la tabla con una característica física. Además, lo hizo con un experimento que cualquiera podía repetir. Demostró así que el orden de los elementos no era arbitrario sino que podía derivarse a partir de un conocimiento adecuado de la anatomía del núcleo. Los casos raros como el cobalto y el níquel de repente cobraron sentido, puesto que el níquel, aunque más ligero, tiene más protones y, por tanto, una mayor carga positiva, y por consiguiente tenía que situarse después del cobalto. Si Mendeléev y otros descubrieron el cubo de Rubik de los elementos, Moseley lo resolvió, y después de él nunca más ha habido que amañar ninguna explicación.

Como antes el espectroscopio, el cañón de electrones de Moseley ayudó a ordenar la tabla al poner en su sitio una confusa colección de formas radiactivas y probar el carácter espurio de algunos elementos nuevos. Moseley también identificó cuatro espacios vacíos en la tabla, los elementos cuarenta y tres, sesenta y uno, setenta y dos y setenta y cinco. (Los elementos más pesados que el oro eran demasiado escasos para obtener muestras suficientes para la experimentación en 1913. Si Moseley hubiera podido disponer de ellas, habría descubierto espacios vacíos en los números ochenta y cinco, ochenta y siete y noventa y uno.)

Lamentablemente, los químicos y los físicos no se tenían demasiado aprecio mutuo en aquella época, y algunos químicos destacados dudaron de que Moseley hubiera descubierto algo tan importante como decía. Georges Urbain, de Francia, retó a aquel joven radical presentándole una mezcla de elementos ambiguos del grupo de las tierras raras, al estilo de las que se habían encontrado en Ytterby. Urbain llevaba veinte años estudiando las tierras raras, y le había llevado varios meses de tedioso trabajo identificar los cuatro elementos de su muestra, de modo que esperaba pararle los pies a Moseley, cuando no ponerlo en evidencia. Tras su reunión inicial, Moseley regresó al cabo de tan sólo una hora con la lista completa y correcta.<sup>xxviii</sup>

Ahora resultaba trivial colocar en su sitio las tierras raras que tanto habían frustrado a Mendeléev.

Pero no fue Moseley quien habría de ponerlas en su sitio. Aunque se había convertido en uno de los pioneros de la física nuclear, igual que a Prometeo, los dioses castigaron a este joven científico que con su trabajo había arrojado luz sobre la oscuridad para las generaciones futuras. Cuando estalló la primera guerra mundial, Moseley se alistó en el ejército del rey (en contra del consejo del propio ejército) y entró en acción en la fatídica batalla de Galípoli, en 1915. Cierta día, el ejército turco acosó a las líneas británicas con falanges de ocho líneas, y la batalla degeneró en una lucha cuerpo a cuerpo con cuchillos, piedras y dientes. En medio de aquel caos salvaje, Moseley cayó víctima con sólo veinticinco años. La futilidad de esa guerra es más conocida por los poetas ingleses que también murieron en el campo de batalla. Pero un colega de Henry Moseley declaró que haberlo perdido garantizaba que aquella guerra, la que iba a poner fin a todas las guerras, sería conocida como «uno de los crímenes más odiosos e irreparables de la historia».<sup>xxix</sup>

Uno de los mejores homenajes que los científicos podían ofrecer a Moseley era descubrir todos los elementos desconocidos que había señalado. La verdad es que Moseley inspiró tanto a los buscadores de elementos, que ahora tenían una idea clara de lo que estaban buscando, que las batidas de elementos se hicieron incluso demasiado populares. Pronto se armaron disputas sobre quién había descubierto el hafnio, el protactinio y el tecnecio. Otros grupos de investigación llenaron los huecos correspondientes a los elementos ochenta y cinco y ochenta y siete a finales de la década de 1930, creándolos en el laboratorio. En 1940 sólo quedaba un elemento natural, un único trofeo, por descubrir: el elemento sesenta y uno.

Curiosamente, en todo el mundo sólo se molestaban en buscarlo unos pocos equipos científicos. Uno de éstos, el dirigido por el físico italiano Emilio Segrè, intentó crear una muestra artificial y probablemente lo logró en 1942, pero se rindieron después de unos pocos intentos por aislarlo. No fue hasta siete años más tarde cuando tres científicos de Oak Ridge National Laboratory, en Tennessee, se levantaron en un congreso científico en Filadelfia para anunciar que después de rebuscar entre una mena de uranio gastada, habían descubierto el elemento sesenta y uno. Tras varios siglos de investigación química, se había llenado el

último hueco de la tabla periódica.

Pero el anuncio apenas suscitó entusiasmo. El propio trío anunció que había descubierto el elemento sesenta y uno dos años antes pero había dejado a un lado los resultados porque estaban demasiado ocupados con sus investigaciones sobre el uranio, que era lo que de verdad les interesaba. La prensa le prestó al descubrimiento una atención igualmente tibia. En el *New York Times*, el eslabón perdido compartió un apretado titular con una dudosa técnica de minería que prometía cientos de años de suministro continuo de petróleo. *Time* sepultó la noticia en su resumen del congreso y menospreció el elemento, diciendo que «no vale para mucho».<sup>xxx</sup> Entonces los científicos anunciaron que habían pensado en llamarlo prometio. Los elementos descubiertos anteriormente durante ese siglo habían recibido nombres pomposos o al menos explicativos, pero prometio, en honor al titán de la mitología griega que robó el fuego, se lo brindó a la humanidad y fue castigado para toda la eternidad a que un buitre le comiera el hígado, evocaba algo lúgubre y sombrío, casi vergonzoso.

¿Qué fue, entonces, lo que ocurrió entre los años de Moseley y el descubrimiento del elemento sesenta y uno? ¿Que había hecho que la búsqueda de elementos pasara de ser una ocupación tan importante que un colega había dicho de la muerte de Moseley que era un crimen irreparable, a ser un trabajo que apenas merecía unas cuantas líneas en la prensa? Claro que el prometio era inútil, pero precisamente los científicos son notorios por su afición a celebrar los descubrimientos menos prácticos, y completar la tabla periódica fue un hito, la culminación de millones de horas de trabajo de muchos investigadores. Tampoco es que la gente se hubiera cansado de buscar nuevos elementos, un motivo más de roces entre americanos y soviéticos durante casi toda la guerra fría. Lo que había ocurrido es que la naturaleza y enormidad de la ciencia nuclear habían cambiado. La gente *había visto cosas*, y un elemento de rango medio como el prometio ya no producía la misma excitación que los elementos pesados plutonio y uranio, por no hablar de su famosa prole, las bombas atómicas.

Una mañana de 1939 un joven científico de la Universidad de California en Berkeley se acomodó en una silla neumática de la barbería del centro de estudiantes dispuesto a que le cortaran el cabello. Quién sabe sobre qué se hablaría aquel día,

tal vez sobre aquel malnacido de Hitler o sobre si los Yankees ganarían la World Series por cuarta vez consecutiva. Tanto da, porque Luis Álvarez (que todavía no era famoso por su teoría sobre la extinción de los dinosaurios) charlaba y hojeaba el *San Francisco Chronicle* cuando tropezó con una noticia de agencia sobre unos experimentos que realizaba Otto Hahn en Alemania sobre la fisión del uranio. Álvarez paró a su barbero «a medio tijeretazo», como después recordaría un amigo, se arrancó la bata y corrió calle arriba hasta su laboratorio, cogió un contador Geiger y se fue derecho a buscar algo de uranio irradiado. Con el pelo todavía a medio cortar, convocó a todos los que pudieran oír sus gritos para que vieran lo que Hahn había descubierto.

Además de divertida, la prisa de Álvarez simboliza el estado de la ciencia nuclear por aquel entonces. Los científicos habían realizado algunos progresos lentos pero seguros para comprender cómo funcionaba el núcleo de los átomos, pero sólo pequeños avances de conocimiento aquí y allá, hasta que de pronto, con un solo descubrimiento, entraron en una racha imparable.

Moseley había puesto unos cimientos sólidos a la ciencia atómica y nuclear, y durante la década de 1920 muchos investigadores de talento se habían dedicado a esta disciplina. Pese a ello, los avances habían resultado ser más difíciles de lo esperado. Parte de la confusión se debía, de forma indirecta, al propio Moseley. Sus investigaciones habían demostrado que los isótopos como el plomo-204 y el plomo-206 podían tener la misma carga positiva neta pero pesos atómicos distintos. En un mundo que no sabía de otras partículas aparte de los protones y los electrones, esta observación había dejado a los científicos especulando libremente con ideas tan extravagantes como la de protones positivos del núcleo que se tragaban electrones negativos como si fueran comecocos.<sup>xxxi</sup> Además, para entender cómo se comportan las partículas subatómicas, los científicos tuvieron que desarrollar todo un nuevo instrumento matemático, la física cuántica, y llevó años averiguar cómo aplicarlo aunque sólo fuera a simples átomos aislados de hidrógeno.

Al mismo tiempo, los científicos iban desarrollando una disciplina relacionada, el estudio de la radiactividad, de cómo se desintegran los núcleos. Cualquier átomo puede ceder o robar electrones, pero algunas luminarias como Marie Curie y Ernest Rutherford se dieron cuenta de que algunos elementos raros también podían alterar

su núcleo expulsando metralla atómica. En particular, Rutherford contribuyó a clasificar toda esa metralla en unos pocos tipos comunes que bautizó con el alfabeto griego, llamándolos desintegración alfa, beta y gamma. La desintegración gamma, la más simple y mortífera, se produce cuando el núcleo emite rayos X concentrados, y está en el centro de las pesadillas nucleares. Los otros tipos de radiactividad están asociados a la conversión de un elemento en otro, un proceso cuando menos intrigante en la década de 1920. Como cada elemento es radiactivo de una forma específica, las características profundas que subyacen a la radiación alfa y beta desconcertaban a los científicos, que cada vez se sentían más frustrados con la naturaleza de los isótopos. El modelo comecocos no funcionaba, y algunos temerarios se atrevieron a sugerir que lo único que podía hacerse ante la proliferación de nuevos isótopos era desechar la tabla periódica.

La gigantesca palmada colectiva en la frente, al grito de «¡pues claro!», se produjo en 1932, cuando James Chadwick, otro de los estudiantes de Rutherford, descubrió el neutral neutrón, una partícula que añade peso sin aportar carga. Este hallazgo, unido a las ideas de Moseley sobre el número atómico, hicieron que de repente los átomos (al menos los átomos aislados) cobraran sentido. Gracias al neutrón, el plomo-204 y el plomo-206 podían seguir siendo ambos plomo, tener la misma carga nuclear positiva y ocupar la misma celda de la tabla periódica, aunque tuvieran números atómicos diferentes. De paso, la naturaleza de la radiactividad también cobraba sentido. La desintegración beta pasó a entenderse como la conversión de neutrones en protones o viceversa, y como entonces cambia el número de protones, el átomo de un elemento pasa a ser de otro elemento. La desintegración alfa también convierte elementos y es el cambio más drástico que puede producirse a nivel nuclear: se pierden dos neutrones y dos protones.

En pocos años, los neutrones dejaron de ser una simple herramienta teórica. Para empezar, proporcionaron un fantástico instrumento para examinar el interior del átomo, ya que los científicos podían dispararlos contra los átomos sin que se produjera repulsión eléctrica, como ocurría cuando se usaban proyectiles con carga. Los neutrones también ayudaron a los científicos a inducir un nuevo tipo de radiactividad. Los elementos, sobre todo los más ligeros, intentan mantener una relación más o menos pareja entre protones y neutrones. Cuando un átomo tiene

demasiados neutrones, se divide liberando energía y el exceso de neutrones. Cuando otros átomos de su alrededor absorben esos neutrones, se tornan también inestables y expulsan neutrones, produciéndose un fenómeno en cascada conocido como reacción en cadena. Un físico llamado Leo Szilard concibió la idea de una reacción nuclear en cadena alrededor de 1933, mientras estaba parado en un semáforo de Londres. Patentó la idea en 1934 y ya en 1936 intentó (aunque sin éxito) producir una reacción en cadena con unos pocos elementos ligeros.

Es importante fijarse en las fechas. Justo cuando comenzaba a asentarse un conocimiento básico de los electrones, protones y neutrones, el orden político del viejo mundo se estaba desintegrando. Cuando Álvarez leyó la noticia sobre la fisión del uranio con su bata de barbero, Europa ya estaba condenada.

El gentil viejo mundo de la caza de elementos murió al mismo tiempo. Con la ayuda de su nuevo modelo de las entrañas del átomo, los científicos comenzaron a ver que los pocos elementos que quedaban por descubrir en la tabla periódica no se habían encontrado porque eran intrínsecamente inestables. Aun en el caso de que hubiesen existido con abundancia en la Tierra primigenia, debieron desintegrarse hace mucho tiempo. Esto explicaba de una manera adecuada los vacíos de la tabla periódica, pero también trajo consigo la ruina. La exploración de los elementos inestables llevó a los científicos a tropezar enseguida con la fisión nuclear y las reacciones de neutrones en cadena. Cuando comprendieron que los átomos podían dividirse, cuando entendieron las implicaciones no ya científicas, sino políticas, de este hecho, coleccionar elementos para exhibirlos quedó como un juego de aficionados, algo así como la rancia biología de la caza y la disección del siglo xix en comparación con la moderna biología molecular. Éste es el motivo de que, ante la inminencia de una guerra mundial y la posibilidad de bombas atómicas en 1939, ningún científico se molestara en buscar el prometio hasta una década más tarde.

Pero por mucho que los científicos se estremecieran ante la posibilidad de las bombas de fisión, todavía era mucho el trabajo que separaba la teoría de la realidad. Hoy nos cuesta recordarlo, pero lo cierto es que las bombas nucleares se consideraban entonces una posibilidad remota, sobre todo en la opinión de los expertos militares. Como suele ocurrir, durante la segunda guerra mundial los dirigentes militares estaban ansiosos por reclutar científicos, y éstos, tal como se

esperaba de ellos, exacerbaron la crueldad de la guerra con la tecnología, por ejemplo con mejoras en el acero. Pero si la guerra acabó con dos hongos nucleares fue porque el gobierno de Estados Unidos, en lugar de exigir armas mayores y más rápidas *ahora*, reunió la suficiente voluntad política para invertir miles de millones en una disciplina hasta entonces nada aplicada: la ciencia subatómica. Aun así, descubrir cómo dividir átomos de una forma controlada resultó estar tan lejos de la ciencia de entonces que el proyecto Manhattan tuvo que adoptar una estrategia totalmente nueva para lograrlo: el método Monte Carlo, que transformó para siempre la idea que tenemos de lo que significa «hacer ciencia».

Como ya hemos dicho, la mecánica cuántica funcionaba bien con los átomos aislados; hacia 1940 los científicos sabían que los átomos se tornaban inquietos tras absorber un neutrón, y que eso los llevaba a explotar, posiblemente liberando más neutrones. Seguir el camino que seguía un neutrón determinado era fácil, igual que lo es seguir la trayectoria una bola en el billar de carambola. Pero iniciar una reacción en cadena requería coordinar miles de billones de neutrones, todos los cuales se desplazaban a distintas velocidades en todas las direcciones. Pero ahí no servía el aparato teórico de los científicos, concebido para seguir las partículas de una en una. Además, el uranio y el plutonio eran caros y peligrosos, y no podían permitirse experimentos fallidos.

Sin embargo, los científicos del proyecto Manhattan tenían órdenes de averiguar cuánto plutonio y uranio se necesitaba para crear una bomba: demasiado poco, y la bomba se quedaría en nada; demasiado, y la bomba explotaría, desde luego, pero a costa de prolongar la guerra durante meses, pues los dos elementos eran terriblemente difíciles de purificar (o, en el caso del plutonio, de sintetizar y después purificar). Así que, para salir del paso, algunos científicos pragmáticos decidieron abandonar los dos métodos tradicionales, la teoría y la experimentación, y se lanzaron a abrir una tercera vía.

Para empezar, escogieron al azar una velocidad para un neutrón que rebotase en una pila de plutonio (o uranio). También le asignaron una dirección al azar, y escogieron otros números aleatorios para otros parámetros, como la cantidad de plutonio disponible, la probabilidad de que el neutrón pueda escapar de la pila de plutonio antes de ser absorbido, incluso la geometría y forma de la pila de plutonio.

Es importante entender que al seleccionar números concretos los científicos renunciaban a la universalidad de cada cálculo, ya que los resultados sólo se aplicarían a unos pocos neutrones en uno de entre muchos diseños. Los científicos teóricos *detestan* renunciar a los resultados de aplicación universal, pero no tenían alternativa.

Llegados a este punto, un gran número de jóvenes mujeres (muchas de ellas esposas de científicos, contratadas para ayudar porque se aburrían como ostras en Los Álamos) llenaban habitaciones enteras para, a partir de una hoja con series de números al azar, calcular (a menudo sin tener ni idea de lo que hacían) cómo chocaba el neutrón con un átomo de plutonio; si era absorbido; cuántos neutrones se liberaban en el proceso, si es que se liberaba alguno; cuántos neutrones liberaban éstos a su vez; y así sucesivamente. Cada una de los centenares de mujeres realizaba un cálculo como si trabajara en una línea de montaje, y los científicos juntaban después los resultados. El historiador George Dyson dijo de este proceso que era como construir bombas «*numéricamente*, neutrón a neutrón, nanosegundo a nanosegundo... [un método] de aproximación estadística mediante el cual una muestra aleatoria de sucesos... se sigue a lo largo de una serie de secciones representativas del tiempo, para dar respuesta a la pregunta, de otro modo incalculable, de si una configuración puede dar lugar a una reacción termonuclear». <sup>xxxii</sup>

De vez en cuando, la pila teórica iniciaba una reacción en cadena, y esto se contaba como un éxito. Cada vez que una mujer terminaba un cálculo, comenzaba de nuevo con otra serie de números. Y otra vez. Y otra. Y otra. Tal vez Rosie the Riveter (Rosie la Remachadora) se haya convertido en un icono de la fuerza de la mujer en el trabajo durante la guerra, pero el proyecto Manhattan no hubiera arribado a ningún puerto de no haber sido por estas mujeres que calculaban a mano largas tablas de datos, a quienes llegó a conocerse con un neologismo: las «computadoras».

Pero ¿qué hacía tan diferente a este enfoque? Básicamente, los científicos veían cada computación como un experimento, pero sólo tenían que recoger datos virtuales sobre las bombas de plutonio y uranio. Dejaron de lado la meticulosa y mutuamente correctiva interacción entre teoría y trabajo de laboratorio para



adoptar un método que un historiador describió, de una manera poco halagüeña, como «dislocado... una realidad simulada que tomaba prestado igual del dominio experimental que del teórico, y fusionaba estos préstamos en una amalgama que utilizaba después para demarcar unas tierras bajas situadas en ningún lugar y en todos a la vez en el mapa metodológico habitual».<sup>xxxiii</sup>

Naturalmente, aquellos cálculos sólo podían ser tan buenos como las ecuaciones de las que partían los científicos, pero en esto tuvieron suerte. A un nivel cuántico, las partículas están gobernadas por leyes estadísticas, y la mecánica cuántica, con todas sus sorpresas y rarezas, tan opuestas al sentido común, es la teoría científica más precisa jamás concebida. Además, el ingente número de cálculos realizados durante el proyecto Manhattan proporcionó a los científicos una gran confianza, que se vio justificada tras el ensayo realizado con éxito en Trinity, Nuevo México, a mediados de 1945. La rápida e impecable detonación de una bomba de uranio sobre Hiroshima, y de una bomba de plutonio sobre Nagasaki unas pocas semanas después son testimonio de la precisión de esta forma tan poco convencional de hacer ciencia a fuerza de cálculos.

Cuando la camaradería que propició el aislamiento del proyecto Manhattan llegó a su fin, los científicos volvieron a sus casas a reflexionar sobre lo que habían hecho (unos orgullosos, otros no). Muchos se alegraron de olvidar el tiempo que sirvieron a su país en las naves de cálculo. Otros, entre ellos Stanislaw Ulam, quedaron fascinados con lo que habían aprendido. Este refugiado polaco, que en Nuevo México había pasado largas horas jugando a las cartas, estaba haciendo un solitario un día de 1946 cuando comenzó a pensar en cuál era la probabilidad de ganar cualquier mano servida al azar. Lo único que Ulam amaba más que las cartas eran los cálculos inútiles, así que comenzó a llenar hojas y hojas con ecuaciones de probabilidades. El problema pronto alcanzó tales dimensiones que Ulam hizo lo más inteligente que podía hacer: se rindió. Decidió que era mejor jugar un centenar de manos y tabular el porcentaje de veces que ganaba. Fácil.

Las neuronas de la mayoría de la gente, incluso de la mayoría de los científicos, ni se habrían dado cuenta de la relación, pero en medio de su centenar de solitarios, Ulam comprendió que estaba utilizando el mismo método básico que los científicos habían utilizado en los «experimentos» de la bomba en Los Álamos. (Las relaciones

entre ideas son abstractas; en este caso el orden y disposición de las cartas eran como las entradas aleatorias, y el «cálculo» era jugar la mano.) No tardó en discutir sus ideas con un amigo también aficionado a los cálculos, John von Neumann, otro refugiado europeo y veterano del proyecto Manhattan. Ulam y Von Neumann se percataron de la enorme potencia que podía tener el nuevo método si lograban universalizarlo y aplicarlo a otras situaciones con multitud de variables aleatorias. En lugar de intentar tomar en cuenta todas las complicaciones posibles, en vez de calcular el efecto de cualquier mariposa que bata sus alas, bastaría con definir el problema, escoger al azar unas entradas, y «poner en marcha la máquina». A diferencia de un experimento, los resultados no ofrecían certeza. Pero con un número de cálculos lo bastante elevado podían estar muy seguros de las probabilidades.

Una feliz coincidencia hizo que Ulam y Von Neumann conocieran a los ingenieros americanos que estaban desarrollando las primeras computadoras, como la conocida como ENIAC, en Filadelfia. Las «computadoras» del proyecto Manhattan habían acabado usando un sistema mecánico de tarjetas perforadas para realizar sus cálculos, pero la inalcanzable ENIAC resultaba más prometedora para todas las tediosas iteraciones que Ulam y Von Neumann pensaban realizar. Históricamente, la ciencia de las probabilidades hunde sus raíces en los aristocráticos casinos, y aunque no está del todo claro de dónde viene el sobrenombre del método de Ulam y Von Neumann, aquél solía alardear de que lo había llamado Monte Carlo en recuerdo de un tío suyo que solía pedir dinero prestado para jugárselo en «el conocido generador de números aleatorios enteros (entre cero y treinta y seis) del principado del Mediterráneo».

En cualquier caso, la ciencia de Monte Carlo despegó enseguida, pues reducía el número de experimentos más costosos, y la necesidad de simuladores de Monte Carlo de buena calidad impulsó el desarrollo de los computadores, cada vez más rápidas y eficientes. De una manera simbiótica, con el advenimiento de la computación barata, los experimentos de Monte Carlo se expandieron a otras ramas de la química, la astronomía y la física, por no mencionar la ingeniería y el análisis de los valores bursátiles. En la actualidad, tras apenas un par de generaciones, el método de Monte Carlo (en diversas formas) domina hasta tal punto algunas

disciplinas que muchos jóvenes científicos apenas se dan cuenta de lo mucho que se han alejado de la ciencia teórica y experimental tradicional. Al final, un recurso oportuno, la medida temporal de utilizar átomos de plutonio y uranio como un ábaco para calcular reacciones nucleares en cadena, se ha convertido en una característica irremplazable del proceso científico. No sólo ha conquistado la ciencia, sino que se ha asentado en ella, se ha asimilado y combinado felizmente con otros métodos.

En 1949, sin embargo, esa transformación quedaba en el futuro. Durante aquellos primeros años, el método de Monte Carlo de Ulam se utilizó sobre todo para sacar adelante la nueva generación de armas nucleares. Von Neumann, Ulam y sus colaboradores se presentaban en las grandes salas, del tamaño de un gimnasio, que alojaban las computadoras y, envueltos en misterio, preguntaban si podían ejecutar unos cuantos programas que comenzarían a medianoche y no pararían hasta la mañana siguiente. Las armas que desarrollaron durante esas horas muertas eran los «súper», unos dispositivos de etapas múltiples mil veces más potentes que las bombas atómicas normales. Los súper utilizaban plutonio y uranio para provocar la ignición de un proceso de fusión, al estilo del que tiene lugar en las estrellas, en hidrógeno líquido extrapesado, un complicado proceso que sin la computación digital nunca hubiera llegado más allá de los informes militares secretos, hasta los silos de misiles. En el elegante resumen de la historia tecnológica de la época que nos brinda el historiador George Dyson, «las computadoras nos llevaron a las bombas, y las bombas a las computadoras».

Tras el gran esfuerzo empeñado en encontrar un diseño adecuado para un súper, los científicos dieron con uno perfecto en 1952. La destrucción total del atolón Eniwetok en el océano Pacífico durante una prueba de un súper ese mismo año demostró una vez más la brutal brillantez del método de Monte Carlo. No obstante, los científicos de la bomba ya tenían en marcha otra cosa todavía peor.

Las bombas atómicas pueden matar de dos formas. A un loco que se conformara con matar a un montón de personas y derribar edificios le bastaría con una bomba convencional de una etapa. Es más fácil de construir, y el grandioso destello de la explosión satisfaría su necesidad de espectáculo, igual que los efectos posteriores, como los tornados espontáneos o las siluetas de las víctimas estampadas en los

muros de ladrillo. Pero si el loco tiene paciencia y quiere hacer algo realmente dañino, si quiere orinar en cada pozo y sembrar sal en cada suelo, lo que hará es detonar una bomba sucia de cobalto-60.

Mientras que las bombas nucleares convencionales matan con el calor, las bombas sucias matan con radiación gamma, los rayos X malignos. Los rayos gamma son el resultado de eventos nucleares frenéticos, y además de quemar a la gente de una manera horrible, llegan a la médula ósea y embarullan los cromosomas de los leucocitos. Estas células de la sangre pueden morir enseguida, pueden tornarse cancerosas, o pueden crecer desmesuradamente y, como los humanos con gigantismo, acabar deformes e incapaces de luchar contra las infecciones. Todas las bombas nucleares liberan algo de radiación, pero en las bombas sucias el objetivo es precisamente generar radiación.

Ni siquiera la leucemia endémica es un propósito lo bastante ambicioso para algunas bombas. Otro refugiado europeo que trabajó en el proyecto Manhattan, Leo Szilard (el físico que, muy a su pesar, concibió la idea de una reacción nuclear autosustentada alrededor de 1933), calculó en 1950, cuando ya era un hombre más serio y sabio, que si se espolvoreara cada metro cuadrado de tierra con un solo gramo de cobalto-60, la radiación gamma producida bastaría para acabar con la raza humana, en una versión nuclear de la nube que contribuyó a acabar con los dinosaurios. Su dispositivo estaba formado por una ojiva nuclear de varias etapas envuelta en una funda de cobalto-59. Una reacción de fisión en el plutonio provocaría una reacción de fusión en el hidrógeno, y una vez iniciada la reacción, como es obvio, se destruiría la funda de cobalto y todo lo demás. Pero no antes de que ocurriera algo más a nivel atómico. A esa escala, los átomos de cobalto absorberían neutrones de la fisión y la fusión, un proceso que recibe el nombre de «salado». El salado convierte el cobalto-59, que es estable, en el isótopo inestable cobalto-60, que luego caería mansamente como una lluvia de ceniza.

Hay muchos más elementos que emiten rayos gamma, pero el cobalto tiene algo especial. Ante la explosión de una bomba atómica convencional, uno puede guarecerse un tiempo en refugios subterráneos, pues su lluvia radiactiva expulsa de golpe toda la radiación gamma y luego resulta inocua. Hiroshima y Nagasaki eran más o menos habitables a los pocos días de las explosiones de 1945. Otros

elementos absorben neutrones como un alcohólico otra copa en el bar: algún día enfermarán, pero al cabo de mucho tiempo. En este caso, tras la explosión inicial, los niveles de radiación no aumentan mucho.

Las bombas de cobalto caen maliciosamente entre esos dos extremos, en uno de los raros casos en que el feliz punto medio resulta ser lo peor. Los átomos de cobalto-60 se depositarían en el suelo como minúsculas minas. Enseguida estallarían un número suficiente de estas minas para que hubiera que escapar del lugar, pero lo peor es que cinco años más tarde todavía la mitad del cobalto estaría armado. Esta constante emisión de metralla gamma hace que ante una bomba de cobalto ni se puede esperar a que pasen los efectos, ni éstos se pueden soportar. Haría falta toda una vida humana para que se recuperase el suelo. Esto hace que las bombas de cobalto sean un arma improbable para la guerra, pues el ejército victorioso no podría ocupar el territorio. Pero un loco empeñado en arrasar la Tierra no tendría esos escrúpulos.

En su defensa, conviene puntualizar que Szilard albergaba la esperanza de que la bomba de cobalto, el primer «dispositivo apocalíptico», no llegaría a construirse nunca, y de hecho ningún país (al menos que se sepa) lo ha intentado nunca. De hecho, Szilard concibió la idea con la intención de mostrar lo insensato de la guerra nuclear, y mucha gente recibió el mensaje. En *¿Teléfono rojo?, volamos hacia Moscú*, los enemigos soviéticos tienen bombas de cobalto. Antes de Szilard, las bombas nucleares eran terroríficas pero no necesariamente apocalípticas. Tras su modesta proposición,<sup>6</sup> Szilard confiaba en que la gente se lo pensara mejor y abandonara las armas nucleares. No iba a ser así. Poco después de que el inquietante nombre «prometio» se hiciera oficial, la Unión Soviética se hizo con la bomba atómica. El gobierno estadounidense y el soviético pronto aceptaron la poco tranquilizadora pero bien bautizada doctrina MAD, o destrucción mutua asegurada,<sup>7</sup> la idea de que, con independencia del resultado final, en un conflicto nuclear los dos bandos salen perdiendo. Por estúpida que sea como ética, MAD disuadió a los gobiernos de la idea de desplegar ojivas nucleares como armas tácticas. Pero las

---

<sup>6</sup> Referencia al ensayo satírico de Jonathan Swift *A Modest Proposal* (Una proposición modesta), publicado anónimamente en 1729, en el que el autor sugiere que los campesinos irlandeses podrían mitigar su pobreza vendiendo sus hijos a los terratenientes como comida. (N. del T.)

<sup>7</sup> MAD son las siglas en inglés de Mutually Assured Destruction; «mad» es la voz inglesa que significa «loco». (N. del T.)

tensiones internacionales se endurecieron hasta desembocar en una guerra fría, una contienda que tanto impregnó a nuestra sociedad que ni siquiera la prístina tabla periódica logró salir inmune.

## Capítulo 7

### Se amplía la tabla, se extiende la guerra fría

97 Bk (247)	98 Cf (251)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)	9 F 18.998	28 Ni 58.693	106 Sg (271)	105 Db (268)	107 Bh (270)	108 Hs (277)	110 Ds (281)	112 Cn (285)
-------------------	-------------------	--------------------	--------------------	--------------------	------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

En 1950, en la sección de cotilleo «Talk of the Town» («Lo que se cuenta en la ciudad») de la revista *New Yorker*, apareció una curiosa noticia:<sup>xxxiv</sup>

*Aparecen en nuestros días átomos nuevos con una frecuencia inusitada, casi alarmante, y la Universidad de California en Berkeley, cuyos científicos han descubierto los elementos 97 y 98, los ha bautizado berkelio y californio, respectivamente. [...] Estos nombres nos llevan a pensar en una sorprendente falta de vista para las relaciones públicas. [...] No cabe duda de que los afanosos científicos de California tropezarán con uno o dos átomos más cualquier día de estos, y la universidad [...] ha perdido para siempre la oportunidad de inmortalizarse en las tablas atómicas con la secuencia universio (97), deo (98), californio (99), berkelio (100).*

Con Glenn Seaborg y Albert Ghiorso a la cabeza, los científicos de Berkeley, a quienes nunca ha faltado agudeza, replicaron que su nomenclatura era en realidad una muestra de su gran genio para la previsión, pues estaba diseñada para eludir «la terrible posibilidad de que después de bautizar los elementos 97 y 98 “universio” y “deo”, algún neoyorquino se nos adelante con el descubrimiento del 99 y el 100 y los bautice como “neo” y “yorkio”».

Los editores del *New Yorker* respondieron: «Ya estamos buscando el “neo” y el “yorkio” en los laboratorios de nuestras oficinas. De momento ya tenemos los nombres».

Estas cartas son una divertida muestra de picardía en una buena época para los científicos de Berkeley, ocupados entonces en crear los primeros elementos nuevos de nuestro sistema solar desde que la supernova la sembrara de átomos hace miles de millones de años. De hecho, estaban superando a la supernova, creando

elementos más allá de los noventa y cinco naturales. Nadie podía imaginar entonces, y mucho menos ellos, lo amargo que pronto sería crear estos elementos e incluso darles nombre, en lo que habría de convertirse en un escenario más de la guerra fría.

Glenn Seaborg tiene la entrada más larga de todos los tiempos en *Who's Who*. Distinguido rector de Berkeley. Químico galardonado con el premio Nobel. Cofundador de la liga de deportes Pac-10. Asesor de los presidentes Kennedy, Johnson, Nixon, Carter, Reagan y (George H. W.) Bush en materia de energía atómica y carrera de armamento nuclear. Director de equipo en el proyecto Manhattan. Y un largo etcétera. Pero su primer descubrimiento importante, el que lo impulsó hacia todos los otros honores, fue fruto de la suerte.

En 1940, un colaborador y amigo de Seaborg, Edwin McMillan, cosechó un premio que llevaba mucho tiempo vacante al crear el primer elemento transuránico, al que dio el nombre de neptunio, por el planeta que sigue al Urano del uranio. Ansioso por hacer más, McMillan se dio cuenta de que el elemento noventa y tres era bastante inestable y podría desintegrarse en el elemento noventa y cuatro escupiendo otro electrón. Se puso a buscar el siguiente elemento en serio mientras mantenía al corriente de sus progresos al joven Seaborg, un enjuto joven de veintiocho años que se había criado en una colonia de habla sueca en Michigan, con quien incluso discutía las técnicas mientras se duchaban en el gimnasio.

Pero aparte de los nuevos elementos, en 1940 estaban ocurriendo muchas cosas. En el momento en que el gobierno de Estados Unidos decidió ayudar, aun de forma clandestina, a la resistencia contra las potencias del Eje en la segunda guerra mundial, se apresuró a recabar la ayuda de sus estrellas científicas, entre ellas el propio McMillan, para que trabajaran en proyectos militares como el radar. Seaborg no destacaba lo bastante para ser escogido, y se quedó solo en Berkeley con los equipos de McMillan y todo el conocimiento de cómo éste pensaba proceder. A toda prisa, consciente de que ésta podía ser su única oportunidad de lograr la fama, Seaborg y un colega suyo reunieron una pequeña muestra del elemento noventa y tres. Tras dejar actuar el neptunio, purificaron la muestra radiactiva disolviendo el exceso de neptunio hasta que quedó una minúscula cantidad de una sustancia. Para demostrar que los átomos que quedaban tenían que ser del elemento noventa y



cuatro, se dedicaron a robarles electrón tras electrón con un potente reactivo hasta que los átomos tuvieron una carga eléctrica más alta (+7) que cualquier elemento conocido. Desde el primer momento, el elemento noventa y cuatro parecía especial. Siguiendo su marcha hasta los confines del sistema solar, convencidos de que éste era el último elemento que podría sintetizarse, los científicos le dieron el nombre de plutonio.

Ahora que ya era una estrella, Seaborg fue requerido en 1942 para ir a Chicago y trabajar en una rama del proyecto Manhattan. Se llevó consigo algunos estudiantes, además de un técnico, una especie de superlacayo que respondía al nombre de Al Ghiorso. El temperamento de Ghiorso era justo el opuesto al de Seaborg. En las fotos Seaborg aparece siempre vestido con traje, incluso en el laboratorio, mientras que a Ghiorso siempre se le ve incómodo en su traje, mucho más a gusto con un cárdigan y una camisa con el último botón desabrochado. Ghiorso usaba unas gafas gruesas con la montura negra y el pelo engominado, y tenía la nariz y el mentón afilados, un poco como Nixon. También a diferencia de Seaborg, a Ghiorso le irritaba el *establishment*. (No le hubiera gustado nada la comparación con Nixon.) Con actitud un tanto pueril, se negó a someterse a más educación formal que la licenciatura.

Sin embargo, pese a todo su orgullo, siguió a Seaborg para huir del monótono trabajo de montar detectores de radiactividad que realizaba en Berkeley. Cuando llegó a Chicago, Seaborg lo puso a trabajar de inmediato... montando detectores.

Pero enseguida se entendieron. Cuando regresaron a Berkeley después de la guerra (ambos adoraban la universidad), comenzaron a producir elementos pesados, como bien decía el *New Yorker*, «con una frecuencia inusitada, casi alarmante». Otros escritores han comparado a los químicos que descubrieron nuevos elementos durante el siglo xix con grandes cazadores que entusiasmaban a los aficionados a la química con cada especie exótica que se cobraban. Si esa aduladora descripción es cierta, los cazadores más recios con escopetas para cazar elefantes, los Ernest Hemingway y Theodore Roosevelt de la tabla periódica, fueron Ghiorso y Seaborg, quienes descubrieron más elementos que nadie en toda la historia y expandieron la tabla en casi una sexta parte.

Su colaboración se inició en 1946, cuando Seaborg, Ghiorso y otros comenzaron a

bombardear el delicado plutonio con partículas radiactivas. Esta vez, en lugar de usar munición de neutrones, utilizaron partículas alfa, grupos de dos protones y dos neutrones. Al tratarse de partículas cargadas, de las que podía estirarse colgando frente a sus narices una «zanahoria» mecánica con la carga opuesta, las partículas alfa eran más fáciles de acelerar hasta velocidades altas que los cachazudos neutrones. Además, cuando lograron golpear con estas partículas el plutonio, el equipo de Berkeley consiguió dos nuevos elementos de un solo golpe, pues el elemento noventa y seis (los protones del plutonio y dos más) se desintegró en el elemento noventa y cinco al deshacerse de un protón.

Como descubridores del noventa y cinco y el noventa y seis, el equipo formado por Seaborg y Ghiorso se ganó el derecho a bautizarlos (una tradición informal que pronto acabaría en una airada confusión). Escogieron los nombres americio, por América, y curio, en honor a Marie Curie. Apartándose de su habitual formalidad, Seaborg no anunció los elementos en una revista científica sino en un programa de radio para niños, *Quiz Kids*. Un jocosos y precoz renacuajo le preguntó a Seaborg si había descubierto algún elemento nuevo últimamente. Seaborg le respondió que, en efecto, así era, y animó a los niños que lo escuchaban en sus casas a decirles a sus profesores que tiraran a la basura la antigua tabla periódica. «A juzgar por el correo que más tarde recibí de colegiales», recordaría Seaborg en su autobiografía, «sus maestros se mostraron bastante escépticos».

Siguiendo sus experimentos de bombardeos con partículas alfa, en 1949 el equipo de Berkeley descubrió el berkelio y el californio, como ya se ha comentado. Orgullosos de los nombres escogidos, y con la esperanza de recibir algún reconocimiento, llamaron a la oficina del alcalde de Berkeley para celebrarlo. Los empleados de la oficina del alcalde escucharon y bostezaron: ni el alcalde ni nadie de su oficina veía nada especial en todo eso de la tabla periódica. La necedad de aquellos políticos irritó a Ghiorso. Antes del desaire del alcalde, había andado detrás de llamar berkelio al elemento noventa y siete y darle el símbolo Bm, porque al muy «apestoso» le costó dejarse ver. Después, debió hacerle gracia pensar que cada adolescente escatológico del país vería a Berkeley representada en la tabla periódica del colegio con el símbolo «Bm» y le daría la risa. (Por desgracia, la propuesta fue

rechazada y el símbolo del berkelio acabó siendo Bk.)<sup>8</sup>

Sin arredrarse por la fría recepción del alcalde, la Universidad de California en Berkeley siguió llenando casillas de la tabla periódica, y haciendo felices a los editores de las tablas, que continuamente tenían que imprimir nuevas ediciones. El equipo descubrió los elementos 99 y 100, el einstenio y el fermio, en un coral radiactivo después de un ensayo con una bomba de hidrógeno realizado en el Pacífico en 1952. Pero su cima experimental fue la creación del elemento 101.

Como a medida que acumulan protones los elementos se van haciendo más frágiles, los científicos toparon con dificultades para crear muestras lo bastante grandes como para bombardearlas con partículas alfa. Obtener una cantidad de einstenio (el elemento 99) suficiente para siquiera considerar la posibilidad de saltar desde él hasta el elemento 101 requería bombardear plutonio durante tres años. Y ése no era más que uno de los pasos de una auténtica máquina endiablada. En cada intento de crear el 101, los científicos embadurnaban con unas partículas minúsculas de einstenio una lámina de oro que luego acribillaban con partículas alfa. Luego había que disolver el armazón de oro irradiado, pues su radiactividad podía interferir con la detección del nuevo elemento. En experimentos anteriores para buscar nuevos elementos, al llegar a este punto los científicos vertían la muestra en tubos de ensayo para ver con qué reaccionaba, y buscar así análogos químicos entre los elementos de la tabla periódica. Pero con el elemento 101 no tenían bastantes átomos para hacerlo. En consecuencia, el equipo tuvo que identificarlo «póstumamente», mirando qué había quedado después de la desintegración de cada átomo, algo así como reconstruir un coche a partir de la chatarra que queda después de un bombardeo.

Este trabajo forense era factible, aunque el bombardeo con las partículas alfa sólo podía hacerse en un laboratorio y la detección sólo en otro situado a varios kilómetros de distancia. Así que en cada intento, mientras el pan de oro se iba disolviendo, Ghiorso esperaba afuera en su Volkswagen, con el motor en marcha, para llevar la muestra a toda prisa hasta el otro edificio. El equipo hacía esto por la noche, porque en caso de atasco, la muestra podía tornarse radiactiva sobre las

---

<sup>8</sup> Juego de palabras intraducible. Bm (del nombre del elemento en inglés, «berkelium») es también un acrónimo de «bowel movement», es decir, defecación. Descubrir el elemento fue un «stinker», es decir, muy difícil; pero «stinker» también significa «apestoso». (N. del T.)

piernas de Ghiorso y todo el esfuerzo se echaba a perder. Cuando Ghiorso llegaba al segundo laboratorio, subía corriendo las escaleras y la muestra se sometía a otra rápida purificación antes de colocarla en la última generación de detectores montados por Ghiorso, de los que ahora estaba orgulloso porque era el aparato clave del laboratorio de metales pesados más sofisticado de todo el mundo.

El equipo aprendió bien la pauta y una noche de febrero de 1955, su trabajo se vio recompensado. A la espera del momento, Ghiorso había conectado su detector de radiación a la alarma de incendios del edificio, y cuando por fin se detectó la desintegración de un átomo del elemento 101, la alarma soltó su alarido. Ocurrió dieciséis veces más durante aquella noche, y con cada timbrado daba vítores el equipo, que se había reunido allí. Al amanecer, todos se fueron a casa achispados, cansados y felices. Ghiorso olvidó desconectar su detector, lo que causó cierto pánico durante la mañana, cuando un átomo rezagado del elemento 101 disparó la alarma una última vez.<sup>xxxv</sup>

Habiendo honrado ya a su ciudad, su estado y su país, el equipo de Berkeley propuso para el elemento 101 el nombre de mendelevio, por Dmitri Mendeléev. Desde un punto de vista científico, no había problema. Pero desde un punto de vista diplomático, eso de honrar la memoria de un científico ruso en medio de la guerra fría no resultaba muy popular (al menos en Estados Unidos, porque Krushev estaba encantado). Pero Seaborg, Ghiorso y otros querían demostrar que la ciencia estaba por encima de la política, y, ¿por qué no?, podían permitirse el lujo de ser magnánimos. Seaborg pronto partiría hacia Camelot<sup>9</sup> y Kennedy, mientras el laboratorio de Berkeley seguía funcionando bajo la dirección de Al Ghiorso. Les daba veinte vueltas al resto de los laboratorios del mundo, relegados a corroborar los cálculos de Berkeley. La única vez que otro grupo, en Suecia, dijo haber batido a Berkeley con un elemento, el 102, Berkeley no tardó en desacreditarlo. Al final fue Berkeley quien se apuntó el elemento 102, el nobelio (en honor a Alfred Nobel, el inventor de la dinamita y fundador de los premios Nobel), y el elemento 103, el laurencio (por Ernest Lawrence, fundador y director del Laboratorio de Radiación de Berkeley), a principios de la década de 1960.

---

<sup>9</sup> Camelot se refiere a la presidencia de John F Kennedy. La expresión se atribuye a su esposa, Jacqueline, que tras el asesinato de Kennedy definió la legislatura de su marido como un «Camelot americano», un periodo de esperanza y optimismo en la historia de Estados Unidos. (N. del T.)

Pero entonces se produjo un segundo *Sputnik*.

\* \* \*

Corre entre los rusos un mito sobre la creación del rincón de la Tierra que ocupan. Dice que hace muchísimo tiempo, Dios caminaba por la Tierra llevando en sus brazos todos los minerales para asegurarse de que los distribuía justamente. Su plan fue bien durante algún tiempo. El tantalio acabó en un país, el uranio en otro, y así mineral tras mineral. Pero cuando llegó a Siberia, los dedos se le quedaron tan fríos y tan rígidos que dejó caer todos los metales. Con las manos demasiado heladas para recogerlos, los dejó donde cayeron aunque le pesara. Y así, se jactan los rusos, se explican sus vastas reservas de minerales.

Pero a pesar de esta riqueza geológica, en Rusia sólo se descubrieron dos elementos inútiles de la tabla periódica, el rutenio y el samario. Eso es una insignificancia en comparación con las docenas de elementos descubiertos en Suecia, Alemania o Francia. La lista de los grandes científicos rusos, aparte de Mendeléev, está vacía, al menos si se compara con la de Europa. Por diversos motivos, entre ellos unos zares déspotas, una economía agraria, unas escuelas mediocres y un clima muy duro, Rusia nunca llegó a fomentar el genio científico que le podría haber correspondido. Ni siquiera se las arreglaba bien con las tecnologías más básicas, como el calendario. Hasta bien entrado el siglo xx Rusia utilizó un calendario mal alineado que habían inventado los astrólogos de Julio César, lo que los dejaba semanas por detrás de Europa y su moderno calendario gregoriano. Así se explica que la Revolución de Octubre que en 1917 llevó al poder a Vladimir Lenin y a los bolcheviques, en realidad se produjera en noviembre.

Aquella revolución triunfó en parte porque Lenin prometió modernizar la retrasada Rusia, y el Politburó soviético insistió en que los científicos fueran primeros entre iguales en el nuevo paraíso de los trabajadores. Y así ocurrió con Lenin durante algunos años, cuando los científicos pudieron dedicarse a sus asuntos sin interferencias del Estado, que gracias a su generoso apoyo permitió que surgieran algunos científicos de primera línea. Aparte de hacer felices a los científicos, el dinero resultó ser un potente instrumento de propaganda. Viendo lo bien

financiados que estaban sus colegas soviéticos, incluso los más mediocres, fuera de la Unión Soviética los científicos albergaron la esperanza (que se convirtió en creencia) de que por fin un gobierno poderoso había reconocido su importancia. Incluso en Estados Unidos, donde a principios de los años cincuenta florecía el macartismo, los científicos solían mirar con simpatía al bloque soviético por el apoyo material que ofrecían al progreso científico.

Tanto era así que algunos grupos de ultraderecha como la Sociedad John Birch, fundada en 1958, sospechaban que los soviéticos eran incluso demasiado listos con su ciencia. Esta sociedad se opuso con vehemencia a que se añadiera fluoruro (iones de flúor) al agua del grifo para prevenir las caries. Además de la sal yodada, el agua fluorada se cuenta entre las más baratas y eficaces medidas de sanidad pública jamás instauradas, y ha permitido que por primera vez en la historia mucha de la gente que la bebe muera teniendo todavía sus propios dientes. Para los miembros de la Birch Society, sin embargo, la fluorización estaba relacionada con la educación sexual y otras «repugnantes maquinaciones comunistas» para controlar las mentes de los americanos, una imagen deformada, como por un espejo de feria, que conducía directamente de los gestores del agua y los profesores de sanidad pública al Kremlin. La mayoría de los científicos de Estados Unidos veía con horror los esfuerzos de la Sociedad John Birch por meter miedo contra la ciencia; en comparación, la retórica procientífica de la Unión Soviética debía parecerles música celestial.

Sin embargo, por debajo de esa epidermis de progreso había crecido un tumor. Iósif Stalin, que asumió el control despótico de la Unión Soviética en 1929, albergaba ideas peculiares sobre la ciencia. De una manera absurda, arbitraria y venenosa, la dividía en «burguesa» y «proletaria», y castigaba a todo aquel que practicara la primera. Durante décadas, el programa de investigación agronómica de la Unión Soviética fue dirigido por un agricultor proletario, el «científico descalzo» Trofim Lysenko. Stalin casi lo adoraba porque Lysenko denunciaba la idea regresiva de que las cosas vivas, incluidas las plantas de cultivo, heredaran rasgos y genes de sus progenitores. Como auténtico marxista que era, predicaba que lo único que importaba, incluso para las plantas, era el entorno social, y que el entorno soviético demostraría ser superior al embrutecido entorno capitalista. En la medida que pudo,

también declaró «ilegal» toda la biología que se basara en los genes, arrestando y ejecutando a los disidentes. Pero el lisenkismo (¿por qué será?) no logró aumentar las cosechas, y los millones de agricultores colectivizados y forzados a adoptar la doctrina acabaron pasando hambre. Durante esas hambrunas, un eminente genetista británico dijo con tono pesimista que Lysenko «ignoraba por completo los principios elementales de la genética y la fisiología vegetal. Hablar con Lysenko era como intentar explicarle el cálculo diferencial a un hombre que no sabe la tabla de multiplicar».

Además, Stalin no tenía escrúpulos para arrestar científicos y condenarlos a trabajar para el Estado en campos de concentración. Envío a muchos científicos a una notoria prisión y fundición de níquel a las afueras de Norilsk, en Siberia, donde las temperaturas a menudo caían hasta sesenta bajo cero. Aunque básicamente era una mina de níquel, Norilsk olía permanentemente a azufre, por los humos del gasoil. Allí los científicos eran forzados a extraer una buena parte de los metales tóxicos de la tabla periódica, como el arsénico, el plomo y el cadmio. Había contaminación por todos lados, incluso teñía el cielo, y según el metal del que hubiera demanda, la nieve caía rosada o azul. Cuando la demanda afectaba a todos los metales, la nieve era negruzca (todavía lo es). Pero lo más terrible es que aún hoy no crece ni un solo árbol a menos de cincuenta kilómetros de la tóxica fundición de níquel.<sup>xxxvi</sup> Como corresponde al macabro sentido del humor de los rusos, dice un chiste que los indigentes de Norilsk no piden limosna sino que recogen la lluvia en vasos, evaporan el agua y venden el metal por unas monedas. Bromas aparte, buena parte de una generación entera de la ciencia soviética se malbarató en la extracción de níquel y otros metales para la industria soviética.

Stalin era además un realista absoluto que desconfiaba de todas las ramas de la ciencia que le parecieran misteriosas y contrarias al sentido común, como la mecánica cuántica y la relatividad. En 1949 todavía pensaba en liquidar a los físicos burgueses que se negasen a rechazar esas teorías para ajustarse a la ideología comunista. Sólo se echó atrás cuando un valiente asesor le hizo ver que eso podría dañar un poquito el programa soviético de armamento nuclear. Además, nunca estuvo en el «corazón» de Stalin purgar la física. A diferencia de otras áreas de la ciencia, la física se solapa con la investigación sobre armamento, que era la

obsesión de Stalin, y se mantiene agnóstica en lo que atañe a la naturaleza humana, que era la obsesión del marxismo, así que con Stalin los físicos escaparon a los abusos que sufrieron biólogos, psicólogos y economistas. «Dejad [a los físicos] en paz», los indultaba Stalin. Pero añadía: «Siempre estamos a tiempo de fusilarlos».

No obstante, la absolución que dio Stalin a la física tiene otra dimensión. Stalin exigía lealtad, y el programa soviético de armamento nuclear había surgido de un súbdito leal, el científico nuclear Georgy Flyorov. En la fotografía más famosa que de él conservamos, Flyorov parece salido de un vodevil, con una sonrisa burlona en la cara, una calva de la frente a la coronilla, algo de sobrepeso, las cejas pobladas y una horrorosa corbata rayada; a nadie le sorprendería verlo con un clavel en la solapa.

Esa mirada de «tío Georgy» enmascaraba a una persona sagaz. En 1942, Flyorov se había dado cuenta de que a pesar de los grandes progresos que en los últimos años habían realizado científicos alemanes y americanos sobre la fisión del uranio, las revistas científicas habían dejado de publicar artículos sobre el tema. Flyorov llegó a la conclusión de que la investigación sobre la fisión se había convertido en secreto de Estado, y eso sólo podía significar una cosa. En una carta paralela a la famosa misiva de Einstein a Franklin Roosevelt recomendando el inicio del proyecto Manhattan, Flyorov alertó a Stalin sobre sus sospechas. Stalin, excitado y paranoico, convocó a docenas de científicos y les obligó a que trabajaran en un proyecto soviético para desarrollar la bomba atómica. El «papá Iósif» exoneró a Flyorov y nunca olvidó su lealtad.

Ahora que conocemos los horrores del régimen de Stalin es fácil difamar a Flyorov, como si fuera un segundo Lysenko. Si Flyorov se hubiera quedado quieto, tal vez Stalin no hubiera tenido conocimiento de la bomba atómica hasta agosto de 1945. El caso de Flyorov también sugiere otra explicación posible de la pobre capacidad científica de los rusos: una cultura de la adulación, que es anatema en la ciencia. (En 1878, en tiempos de Mendeléev, un geólogo ruso bautizó un mineral con el nombre de samarskita en honor a su jefe, un tal coronel Samarski, un burócrata y funcionario de minas poco memorable, lo que posiblemente convierta al samario, el elemento sesenta y dos, en el epónimo menos merecido de la tabla periódica.)



Pero el caso de Flyorov es ambiguo. Había visto cómo se desperdiciaba la vida de muchos colegas, incluidos 650 científicos arrestados durante una imborrable purga de la selecta Academia de las Ciencias, muchos de los cuales fueron ejecutados por ser traidores que se «oponían al progreso». En 1942, Flyorov, con veinticinco años de edad, albergaba profundas ambiciones científicas y poseía el talento para alcanzarlas. Atrapado como estaba en su país, supo que su única posibilidad de progresar estaba en la política. Y la carta de Flyorov funcionó. Stalin y sus sucesores quedaron tan satisfechos cuando la Unión Soviética hizo estallar su propia bomba atómica, en 1949, que ocho años más tarde el camarada Flyorov fue puesto al cargo de su propio laboratorio de investigación. Se trataba de un edificio aislado a ciento treinta kilómetros de Moscú, en la ciudad de Dubna, donde podía trabajar libre de interferencias del Estado. La decisión de aquel joven de alinearse con Stalin, aunque moralmente reprochable, es comprensible.

En Dubna, Flyorov tuvo el acierto de centrarse en la «ciencia de pizarra», en temas prestigiosos pero esotéricos, demasiado difíciles de explicar a los legos y que, por tanto, era poco probable que fueran a contrariar a unas ideologías intolerantes. Además, en la década de 1960, gracias al laboratorio de Berkeley, el descubrimiento de elementos nuevos había dejado de ser lo que había sido durante siglos, una operación en la que uno se ensuciaba las manos excavando rocas extrañas, para convertirse en una búsqueda singular en la que los elementos «existían» sólo en las impresiones de unos detectores de radiación controlados por computadoras (o en los alaridos de las alarmas de incendios). Ni siquiera resultaba práctico eso de provocar colisiones entre partículas alfa y elementos pesados, pues éstos no se mantienen estables el tiempo suficiente para ofrecer buenas dianas.

En su lugar, los científicos se introdujeron más a fondo en la tabla periódica e intentaron fusionar elementos más ligeros. Desde fuera, esos proyectos parecían pura aritmética. Para el elemento 102, uno podía, en teoría, hacer chocar magnesio (doce) contra torio (noventa), o vanadio (veintitrés) contra oro (setenta y nueve). Sin embargo, eran pocas las combinaciones que persistían juntas, así que los científicos tuvieron que invertir mucho tiempo en cálculos para determinar qué pares de elementos merecían su esfuerzo y su dinero. Flyorov y sus colaboradores estudiaron a fondo y copiaron las técnicas del laboratorio de Berkeley. Y en gran

parte gracias a él, hacia finales de la década de 1950 la Unión Soviética se había sacudido de encima su reputación de retrasada en la ciencia física. Seaborg, Ghiorso y Berkeley ganaron a los rusos con los elementos 101, 102 y 103. Pero en 1964, siete años después del *Sputnik* original, el equipo de Dubna anunció que habían creado el elemento 104.

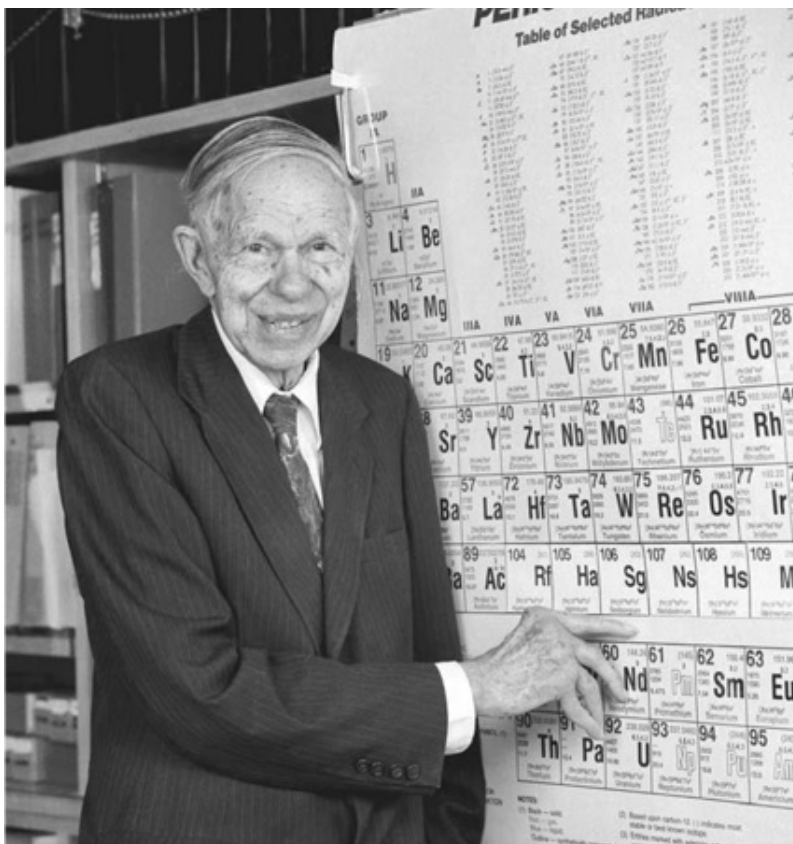
En berkelio, californio, la rabia siguió a la sorpresa. Con el orgullo herido, el equipo de Berkeley comprobó los resultados de los soviéticos y, cómo no, los desechó por prematuros y poco precisos. Entretanto, Berkeley se dispuso a crear, también ellos, el elemento 104, lo que el equipo de Ghiorso, asesorado por Seaborg, consiguió en 1969. Pero para entonces Dubna ya había logrado crear el 105. Una vez más, Berkeley se afanó por ponerse a su altura mientras objetaban que los soviéticos habían leído mal sus propios datos, un insulto de la calaña de un cóctel Molotov. Ambos equipos produjeron el elemento 107 en 1974, con sólo meses de diferencia, y para entonces toda la unidad internacional que representaba el mendelevio se había esfumado.

Para apuntalar sus logros, ambos equipos comenzaron a darles nombre a «sus» elementos. Las listas son demasiado tediosas para entretenerse con ellas, pero es interesante que el equipo de Dubna, al estilo berkelio, acuñara dubnio para un elemento. Por su parte, Berkeley dio al elemento 105 un nombre en honor a Otto Hahn y luego, por insistencia de Ghiorso, al 106 un nombre en honor a Glenn Seaborg, una persona que aún vivía, lo cual no era «ilegal», pero se consideraba una torpeza ejecutada con un irritante estilo americano. De un lado a otro del mundo comenzaron a aparecer en las revistas nombres de elementos en contienda, y los editores de las tablas periódicas no sabían cómo poner orden en aquel caos.

Sorprendentemente, esta disputa se prolongó hasta la década de 1990. Entonces, para aumentar la confusión, un equipo de Alemania occidental alcanzó a los pendencieros americanos y soviéticos y reclamó el derecho a nombrar algunos de los elementos de la discordia. Al final, tuvo que intervenir el organismo que rige la química, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), para arbitrar la disputa.

La IUPAC envió a todos los laboratorios a nueve científicos que dedicaron varias semanas a clarificar acusaciones e indirectas, y a examinar los datos primarios.

Luego, los nueve se reunieron durante semanas en un tribunal. Al salir, anunciaron que los adversarios de la guerra fría tendrían que darse la mano y compartir el mérito por cada uno de los elementos. Esta solución salomónica no satisfizo a nadie: un elemento sólo puede tener un nombre, y el verdadero premio era ocupar la casilla de la tabla.



*Tras ganar la partida, demostrando una vista para las relaciones públicas que el New Yorker en otro tiempo les había echado en falta, el equipo de Berkeley colocó a un envejecido Seaborg, con la cara manchada por la edad, junto a una enorme tabla periódica, con un dedo retorcido apuntando más o menos al seaborgio, y sacó una foto. Su dulce sonrisa no deja entrever la disputa cuyo primer disparo se había producido treinta y dos años antes y cuya acritud había sobrevivido incluso a la guerra fría. Seaborg falleció tres años más tarde.*

Por fin, en 1995, los nueve sabios anunciaron nombres oficiales provisionales para los elementos 104 a 109. El compromiso colmó las aspiraciones de Dubna y

Darmstadt (la sede del grupo alemán), pero cuando el equipo de Berkeley vio que el seaborgio había saltado de la lista, montaron en cólera. Convocaron una conferencia de prensa básicamente para decir: «A tomar viento: nosotros lo usaremos en Estados Unidos de América». Berkeley recibió el respaldo de una poderosa asociación de química de este país, que publica revistas científicas prestigiosas en las que desean publicar investigadores de todo el mundo. Eso cambió la situación diplomática, y los nueve sabios tuvieron que doblegarse. Cuando en 1996 se publicó la lista definitiva, la de «esto es lo que hay guste o no», incluía el seaborgio en el número 106, así como los nombres oficiales que hoy vemos en la tabla: rutherfordio (104), dubnio (105), bohrio (107), hassio (108) y meitnerio (109).

Pero una historia como ésta no puede acabar de una manera tan pulcra. En la década de 1990, el genio químico de Berkeley se había agotado, renqueaba tras sus competidores rusos y, sobre todo, alemanes. En rápida sucesión, entre 1994 y 1996, los alemanes se anotaron el elemento 110, hoy llamado darmstadtio (Ds), por su ciudad; el elemento 111, roentgenio (Rg), en honor al gran científico alemán Wilhelm Röntgen; y el elemento 112, el último elemento añadido a la tabla periódica, en junio de 2009, con el nombre de copernicio (Cn).<sup>xxxvii</sup>

Sin duda el éxito germano explica por qué Berkeley había defendido con uñas y dientes su pasado glorioso: no esperaba alegrías en el futuro. No obstante, se negaba a ser eclipsado, y en 1996 dio un golpe al contratar, robándoselo a los alemanes, a un joven búlgaro llamado Victor Ninov, que ya había desempeñado un papel importante en el descubrimiento de los elementos 110 y 112 con el equipo de los alemanes, todo con la intención de renovar el ilustre programa de Berkeley. Ninov incluso convenció a Ghiorso para que se medio retirara («Ninov es tan bueno como el joven Al Ghiorso», solía decir el propio Ghiorso), y pronto el laboratorio de Berkeley nadaba otra vez en el optimismo.

Para su gran vuelta al ruedo, en 1999 el equipo de Ninov decidió probar suerte con un controvertido experimento propuesto por un físico teórico polaco que había calculado que la colisión de criptón (treinta y seis) contra plomo (ochenta y dos) podría producir el elemento 118. Muchos opinaron que los cálculos no tenían ningún sentido, pero Ninov, decidido a conquistar América como había conquistado Alemania, apostó por el experimento. Para entonces la producción de elementos se

había convertido en una empresa de varios años y muchos millones de dólares, algo con lo que no conviene apostar, pero se produjo el milagro: el experimento del criptón funcionó. «Victor debe tener línea directa con Dios», bromeaban los científicos. Pero lo mejor de todo es que el elemento 118 se desintegró casi de inmediato, expulsando una partícula alfa y convirtiéndose así en el elemento 116, que tampoco se había visto nunca. Con una sola jugada, ¡Berkeley se había apuntado dos elementos! Por el campus corrió el rumor de que el equipo de Berkeley recompensaría al viejo Al Ghiorso con su propio elemento, el 118, el «ghiorsio».

Sin embargo, cuando los rusos y los alemanes intentaron confirmar los resultados realizando también ellos el experimento, no pudieron encontrar el elemento 118, sólo criptón y plomo. Este resultado nulo podía deberse al rencor, de modo que el equipo de Berkeley volvió a realizar el experimento. No halló nada, ni siquiera tras meses de búsqueda. Ante la perplejidad, la administración de Berkeley decidió intervenir. Cuando examinaron los archivos informáticos originales del elemento 118, descubrieron algo que los dejó atónitos: no había datos. No existía ninguna prueba de que existiera el elemento 118 hasta una ronda de análisis muy posterior, cuando de repente se materializaron «aciertos» en lo que antes era una sopa caótica de ceros y unos. Todo indicaba que Victor Ninov, que había controlado los cruciales detectores de radiación y los programas de ordenador que los dirigían, había insertado falsos positivos en sus archivos de datos y los había hecho pasar por datos reales. Era un peligro inesperado que permitía aquel esotérico método de extender la tabla periódica: cuando los elementos sólo existen en las computadoras, una persona puede engañar al mundo secuestrando las máquinas.

Avergonzado, el equipo de Berkeley tuvo que retractarse de su descubrimiento del 118. Ninov fue despedido, y el laboratorio de Berkeley sufrió serios recortes presupuestarios que lo diezmaron. A día de hoy, Ninov sigue negando que hubiera falseado los datos, pero no ayuda a eximirlo el hecho de que, cuando su antiguo laboratorio volvió a repasar sus experimentos analizando antiguos archivos de datos, tuvo que retractarse también de algunos de los hallazgos de Ninov (pero no de todos). Peor quizá es que los americanos se vieron reducidos a viajar a Dubna si querían trabajar con elementos pesados. Allí, en 2006, un equipo internacional

anunció que tras hacer colisionar diez trillones de átomos de calcio contra una diana de californio (ipobre!), habían producido tres átomos del elemento 118. Como no podía ser de otro modo, el descubrimiento del elemento 118 ha sido discutido, pero si resiste a las comprobaciones, y nada hace pensar que no vaya a hacerlo, el descubrimiento acabaría con todas las esperanzas de que el «ghiorsio» aparezca en la tabla periódica. Los rusos tienen las de ganar, pues el hallazgo se produjo en su laboratorio, y al parecer son partidarios de llamarlo «flyorio».

### **Parte III**

#### **CONFUSIÓN PERIÓDICA: LA EMERGENCIA DE LA COMPLEJIDAD**

## Capítulo 8

### De la física a la biología

<sup>43</sup> Tc 98.906	<sup>93</sup> Np (237)	<sup>15</sup> P 30.974
-------------------------------	------------------------------	------------------------------

Glenn Seaborg y Al Ghiorso llevaron la caza de elementos desconocidos a un nuevo nivel de sofisticación, pero de ningún modo fueron los únicos científicos que llenaron espacios vacíos en la tabla periódica. De hecho, cuando en 1960 la revista declaró a quince científicos americanos «Hombres del año», entre los seleccionados no se encontraban ni Seaborg ni Ghiorso, sino el mayor artesano de los elementos de una era anterior, el hombre que se hizo con el más esquivo y esquinado de todos los elementos de la tabla periódica cuando Seaborg todavía trabajaba en su tesis doctoral: Emilio Segrè.

En un intento por parecer futurista, la portada de aquel número muestra un diminuto y pulsante núcleo rojo. En lugar de electrones, rodean al núcleo quince fotografías de rostros, todos con la misma pose grave y forzada que se puede ver en la hilera de profesores de una orla. Entre las caras había genetistas, astrónomos, pioneros del láser e investigadores del cáncer, así como una foto de carnet de William Shockley, el reservado científico de los transistores y futuro eugenista. (Ni siquiera en este número se abstuvo de exponer sus teorías sobre la raza.) Pese al aspecto de orla, se trataba de un grupo ilustre.

*Time* había hecho la selección para pavonearse del repentino predominio internacional de la ciencia norteamericana. Durante las cuatro primeras décadas del premio Nobel, hasta la década de 1940, los científicos de Estados Unidos habían ganado quince galardones; durante los veinte años siguientes, ganaron cuarenta y dos.<sup>xxxviii</sup>

Segrè, que como inmigrante y judío también reflejaba el papel de los refugiados de la segunda guerra mundial en el repentino predominio norteamericano en la ciencia, tenía, con cincuenta y cinco años, una de las edades más avanzadas de los quince. Su fotografía aparece en el cuadrante superior izquierdo, por encima y a la

izquierda de un hombre aún mayor, Linus Pauling, entonces con cincuenta y nueve años, que aparece en la parte inferior central. Ambos contribuyeron a transformar la química de la tabla periódica y, aunque no eran amigos íntimos, conversaban e intercambiaban correspondencia sobre temas de interés mutuo. Segrè escribió en una ocasión a Pauling para pedirle su consejo sobre unos experimentos con berilio radiactivo. Más tarde, Pauling consultó a Segrè sobre el nombre provisional del elemento ochenta y siete (francio), que Segrè había codescubierto y que Pauling deseaba mencionar en un artículo sobre la tabla periódica que estaba escribiendo para la *Encyclopaedia Britannica*.

Las coincidencias podrían haber sido mayores, pues podrían haber sido, o de hecho deberían haber sido, colegas en la universidad. En 1922, Pauling era un joven y prometedor licenciado de química por la Universidad de Oregón, y escribió una carta a Gilbert Lewis (el químico que no paró de perder el premio Nobel), de la Universidad de California en Berkeley, interesándose por la escuela de doctorado de aquella institución. Extrañamente, Lewis no se molestó en responder, así que Pauling se matriculó en el Instituto de Tecnología de California, donde brilló como estudiante y miembro del profesorado hasta 1981. Sólo más tarde se dio cuenta Berkeley de que había extraviado la carta de Pauling. Si Lewis la hubiera visto, sin duda habría admitido a Pauling y entonces, dada la política de Lewis de quedarse con los mejores estudiantes de doctorado como profesores, Pauling habría quedado vinculado a Berkeley para toda la vida.

Más tarde, Segrè se habría unido a Pauling allí. En 1938, Segrè era otro de tantos refugiados judíos de la Europa fascista cuando Benito Mussolini cedió a la presión de Hitler y echó a todos los profesores judíos de las universidades italianas. Por malo que eso fuera, las circunstancias de la contratación de Segrè en Berkeley resultaron ser igual de humillantes. En el momento en que fue despedido, Segrè se hallaba disfrutando de un año sabático en el Laboratorio de Radiación de Berkeley, un famoso asociado del departamento de química. Atemorizado al verse exiliado de repente, Segrè le suplicó al director del laboratorio de radiación que le ofreciera un trabajo. El director le dijo que sí, desde luego, pero con un salario inferior. Supuso correctamente que Segrè no tenía alternativas y lo forzó a aceptar una reducción del 60 por ciento de su sueldo, de unos buenos 300 dólares al mes a sólo 116



dólares. Segrè agachó la cabeza, aceptó, y le dijo a su familia que viniera desde Italia, sin saber muy bien cómo haría para mantenerla.

Segrè superó este desaire, y a lo largo de las siguientes décadas, él y Pauling (sobre todo Pauling) se convirtieron en leyendas en sus respectivas disciplinas. Hoy siguen siendo dos de los grandes científicos que la gente no suele conocer. Pero existe también un vínculo casi olvidado entre ellos, que desde luego ni mencionó, por el que Pauling y Segrè estarán para siempre unidos en la infamia al haber cometido dos de los mayores errores de la historia de la ciencia.

En la ciencia los errores no siempre acaban en desastre. La goma vulcanizada, el teflón y la penicilina fueron todos consecuencia de errores. Camillo Golgi descubrió la tinción de osmio, una técnica para hacer visibles algunos detalles de las neuronas, tras verter por accidente ese elemento sobre una muestra de tejido cerebral. Incluso una absoluta falsedad, la afirmación por el estudioso y protoquímico del siglo xvi Paracelso de que el mercurio, la sal y el azufre eran los átomos fundamentales del universo, ayudó a que los alquimistas abandonaran su retorcida búsqueda del oro y dieran la bienvenida a los análisis químicos de verdad. Durante toda la historia de la ciencia, las torpezas afortunadas y los simples tropiezos han contribuido al progreso.

Pero los errores de Pauling y Segrè no fueron de ese tipo. Fueron fallos de los de olvidarse y, sobre todo, que no se entere el rector. En su defensa hay que decir que estaban trabajando en proyectos enormemente complejos anclados en la química de los átomos individuales, pero que iban mucho más allá al intentar explicar cómo se comportan los sistemas de átomos. Aun así, ambos hombres habrían evitado sus errores si hubieran estudiado un poco más a fondo la mismísima tabla periódica que alumbraron con su trabajo.

Hablando de errores, ningún elemento fue descubierto «por primera vez» más veces que el elemento cuarenta y tres, el monstruo del lago Ness del mundo de los elementos.

En 1828, un químico alemán anunció el descubrimiento de los nuevos elementos «polonio» y «pluranio», uno de los cuales suponía que era el elemento cuarenta y tres. Ambos resultaron ser iridio impuro. En 1846, otro alemán descubrió el «ilmenio», que en realidad era niobio. Al año siguiente otra persona descubrió el

«pelopio», que también era niobio. Los discípulos del elemento cuarenta y tres por fin recibieron una buena nueva en 1869, cuando Mendeléev construyó su tabla periódica y dejó un inquietante espacio en blanco entre los elementos cuarenta y dos y cuarenta y cuatro. Sin embargo, por medio de una buena ciencia, el trabajo de Mendeléev estimuló un montón de mala ciencia, pues convenció a muchos de que buscaran algo que estaban predispuestos a encontrar. Y así fue como ocho años más tarde uno de los colegas rusos de Mendeléev pudo escribir «davio» en la casilla cuarenta y tres de la tabla, aunque pesara un 50 por ciento más de lo que debía; más tarde se determinó que en realidad se trataba de una mezcla de tres elementos. Justo a tiempo para saludar al siglo xx, en 1896 se descubrió el «lucio», que luego se descartó por tratarse de itrio.

Pero el nuevo siglo resultó ser aún más cruel. En 1909, Masataka Ogawa descubrió el «niponio», bautizado en honor a su patria (*Nippon* en japonés). Todos los falsos cuarenta y tres anteriores habían sido muestras contaminadas o elementos traza ya descubiertos. Ogawa había descubierto un nuevo elemento de verdad, sólo que no era el que pensaba. Con las prisas por apuntarse el tanto del elemento cuarenta y tres, pasó por alto otros espacios vacíos de la tabla, y cuando nadie pudo confirmar su hallazgo, se retractó, avergonzado. No fue hasta el año 2004 cuando un compatriota suyo volvió a examinar los datos de Ogawa y descubrió que, sin saberlo, había aislado el elemento setenta y cinco, el renio, cuando todavía no había sido descubierto. Dependiendo de si uno es del tipo de persona que ve el vaso medio lleno o medio vacío, pensará que Ogawa se habría alegrado póstumamente por haber descubierto al menos algo, o que se sentiría todavía más exasperado por su doloroso error.

El elemento setenta y cinco lo descubrieron en firme en 1925 otros tres químicos alemanes, Otto Berg y el equipo de marido y mujer formado por Walter e Ida Noddack. Lo llamaron renio por el río Rin. Al mismo tiempo anunciaron otro intento por identificar el elemento cuarenta y tres, que denominaron «masurio» por una región de Prusia. Como el nacionalismo había traído la destrucción a Europa tan sólo una década antes, otros científicos no vieron con buenos ojos esos nombres teutónicos, incluso chovinistas, pues tanto el Rin como Masuria habían sido testigos de victorias germanas durante la primera guerra mundial. En todo el continente se

conspiró para desacreditar a los alemanes. Los datos sobre el renio parecían sólidos, así que los científicos centraron sus esfuerzos en la investigación sobre el «masurio», más endeble. De acuerdo con algunos estudios actuales, es posible que los alemanes hubieran descubierto el elemento cuarenta y tres, pero el artículo del trío contenía algunos deslices, entre ellos el haber sobrestimado en muchos miles de veces la cantidad de «masurio» que habían aislado. En consecuencia, unos científicos predispuestos a desconfiar de un descubrimiento más del elemento cuarenta y tres declararon inválido el hallazgo.

No fue hasta 1937 cuando dos italianos consiguieron aislar el elemento. Para ello, Emilio Segrè y Carlo Perrier se apoyaron en los avances más recientes de la física nuclear. Si el elemento cuarenta y tres se había mostrado tan esquivo hasta entonces era porque prácticamente todos los átomos de este elemento que había en la corteza de la Tierra se habían desintegrado radiactivamente en molibdeno, el elemento cuarenta y dos, hace millones de años. Así que en lugar de escudriñar toneladas de minerales como unos pringados en busca de unos pocos microgramos del elemento (como habían hecho Berg y los Noddack), los italianos le pidieron a un colega americano que, sin saberlo, les fabricara un poco.

Unos pocos años antes, ese americano, Ernest Lawrence (quien en una ocasión había dicho de la reivindicación del elemento cuarenta y tres por Berg y los Noddack que era «una alucinación»), había inventado un aparato para provocar colisiones entre átomos llamado ciclotrón que servía para producir elementos radiactivos en masa. Lawrence estaba más interesado en crear isótopos de los elementos existentes que en crear elementos nuevos, pero cuando en 1937, durante un viaje por Estados Unidos, Segrè visitó el laboratorio de Lawrence, y oyó decir que el ciclotrón utilizaba piezas reemplazables de molibdeno, su contador Geiger interno se volvió loco. Con cautela, solicitó permiso para examinar algunas piezas descartadas. Unas semanas más tarde, a instancias de Segrè, Lawrence tuvo la amabilidad de enviar a Italia por avión un sobre con unos trozos de molibdeno gastado. La intuición de Segrè resultó ser correcta: en aquellas esquirlas, él y Perrier encontraron trazas del elemento cuarenta y tres. Habían llenado el hueco más frustrante de la tabla periódica.

Naturalmente, los químicos alemanes no dejaron de reivindicar el «masurio». Walter

Noddack llegó incluso a visitar a Segrè, con quien discutió en su despacho, y además lo hizo vestido con un uniforme intimidatorio, casi militar, cubierto de esvásticas. Eso no le ayudó a granjearse el cariño del pequeño y voluble Segrè, que ya se enfrentaba a presiones políticas por otros motivos. Los administradores de la Universidad de Palermo, donde trabajaba Segrè, lo estaban presionando para que bautizara al nuevo elemento «panormio», derivado del nombre de Palermo en latín. Receloso tal vez a causa de la debacle nacionalista en torno al «masurio», Segrè y Perrier habían escogido tecnecio, de la palabra griega que significa «artificial». Aunque desangelado, era un nombre adecuado dado que el tecnecio era el primer elemento creado por el hombre. Pero el nombre no debió mejorar en nada la popularidad de Segrè, que en 1938 organizó un año sabático en el extranjero, justamente en Berkeley, con Lawrence.

No hay nada que indique que Lawrence sintiera rencor hacia Segrè por su jugada con el molibdeno, pero fue Lawrence quien le escatimó el sueldo más tarde ese mismo año. De hecho, sin preocuparse por los sentimientos del italiano, Lawrence soltó que estaba muy contento de disponer de 184 dólares al mes para gastar en equipos, como su preciado ciclotrón. ¡Ay! Esto era una prueba más de que Lawrence, pese a toda su destreza para conseguir fondos y dirigir la investigación, era un negado en el trato con las personas. Con la misma frecuencia con que contrataba un científico brillante, su estilo dictatorial le hacía perder otro. Incluso un incondicional suyo, Glenn Seaborg, dijo en una ocasión que debía haber sido el envidiado Laboratorio de Radiación de Lawrence, de tanta fama internacional, y no los europeos, quien descubriera la radiactividad artificial y la fisión nuclear, los dos descubrimientos más importantes de la ciencia de su tiempo. No haberlo hecho, lamentaba Seaborg, era «un fracaso escandaloso».

Sobre el fracaso, Segrè podría haber simpatizado con Lawrence. Segrè había sido el principal ayudante del legendario físico italiano Enrico Fermi cuando en 1934 hizo público ante todo el mundo (equivocadamente, como más tarde se vería) que al bombardear muestras de uranio con neutrones, había «descubierto» el elemento noventa y tres y otros elementos transuránicos. Desde hacía tiempo, Fermi gozaba de la reputación de tener una excepcional inteligencia para la física, pero en este caso su rápido juicio le jugó una mala pasada: pasó por alto un descubrimiento de

mucho más calado que los transuránicos. Había inducido la fisión del uranio años antes que ningún otro y no se había dado cuenta. Cuando dos científicos alemanes contradijeron los resultados de Fermi en 1939, el laboratorio entero de Fermi se quedó pasmado: ya había recibido el premio Nobel por su trabajo. Segrè se sintió especialmente disgustado. Su equipo se había ocupado de analizar e identificar los nuevos elementos. Lo que es peor, recordó de inmediato que él (entre otros) había leído un artículo sobre la posibilidad de la fisión en 1934 y lo había desechado por infundado y mal concebido, un artículo que había publicado, maldita la suerte, nada menos que Ida Noddack.<sup>xxxix</sup>

Segrè, que más tarde se convertiría en un notable historiador de la ciencia (así como, por cierto, un destacado buscador de setas), escribió acerca del error sobre la fisión en dos libros, y en ambos dijo lo mismo y con la misma concisión: «La fisión... la pasamos por alto, aunque Ida Noddack nos había llamado la atención específicamente sobre ella, cuando nos envió un artículo en el que claramente indicaba la posibilidad. El motivo de nuestra ceguera no está claro».<sup>xl</sup> (Como curiosidad histórica, también podría haber señalado que las dos personas que más se acercaron a descubrir la fisión, Noddack e Irene Joliot-Curie, la hija de Marie Curie, así como la persona que finalmente la descubrió, Lise Meitner, eran todas mujeres.)

Por desgracia, Segrè aprendió demasiado al pie de la letra su lección sobre la ausencia de los elementos transuránicos, y no tardó en protagonizar su propio fracaso escandaloso. Alrededor de 1940, los científicos suponían que los elementos situados justo antes y justo después del uranio eran metales de transición. De acuerdo con su aritmética, el elemento noventa caía en la columna cuatro, y el primer elemento que no se encuentra en la naturaleza, el noventa y tres, caía en la columna siete, debajo del tecnecio. Pero como muestra la moderna tabla, los elementos vecinos del uranio no son metales de transición. Se sitúan bajo las tierras raras en la parte baja de la tabla, y en las reacciones químicas actúan como tierras raras, no como el tecnecio. La razón de la ceguera de los químicos de la época es comprensible. Por mucho que rindieran homenaje a la tabla periódica, no se tomaban lo bastante en serio su periodicidad. Pensaban que las tierras raras eran extrañas excepciones cuya extravagante y pegajosa química nunca se iba a repetir.

Pero se repite; el uranio y otros elementos esconden elementos en la capa  $\alpha$  igual que las tierras raras. Por tanto, tienen que saltar del cuerpo principal de la tabla periódica en el mismo punto y comportarse como ellas en las reacciones. Fácil, al menos a toro pasado. Un año después del explosivo descubrimiento de la fisión del uranio, un colega y vecino de trabajo de Segrè decidió intentar encontrar una vez más el elemento noventa y tres, para lo cual irradió un poco de uranio en el ciclotrón. Creyendo (por las razones ya mencionadas) que este nuevo elemento había de comportarse como el tecnecio, requirió la ayuda de Segrè, que lo había descubierto y conocía su química mejor que nadie. Segrè, que era un ávido cazador de elementos, analizó las muestras. Teniendo a quien parecerse, anunció, con ingenio digno de Fermi, que actuaban como tierras raras, y no podían ser unos parientes pesados del tecnecio. Más fisión nuclear de la de siempre, declaró, y escribió a toda prisa un artículo con un triste título: «Búsqueda sin éxito de elementos transuránicos».

Pero mientras Segrè pasaba página y seguía con lo suyo, su colega, Edwin McMillan, se sentía perplejo. Todos los elementos tienen señales radiactivas únicas, y las de las «tierras raras» de Segrè eran distintas de las de las otras tierras raras, lo cual no tenía mucho sentido. Tras un impecable razonamiento, McMillan se dio cuenta de que a lo mejor las muestras actuaban como tierras raras porque eran primas químicas de las tierras raras, pero que al mismo tiempo divergían del cuerpo principal de la tabla periódica. Así que él y un colaborador volvieron a ejecutar las pruebas de irradiación y los ensayos químicos, dejando fuera a Segrè, e inmediatamente descubrieron el primer elemento prohibido de la naturaleza, el neptunio. La ironía es demasiado buena para no señalarla. Con Fermi, Segrè se había equivocado al identificar productos de la fisión nuclear como elementos transuránicos. «Sin aprender, por lo que parece, de la experiencia», recordaría Glenn Seaborg, «una vez más Segrè no vio la necesidad de proseguir los análisis con ensayos químicos meticulosos». En lo que constituye justamente el error opuesto, Segrè se equivocó al identificar demasiado a la ligera el neptunio transuránico como un producto de la fisión.

Aunque sin duda furioso consigo mismo como científico, tal vez como historiador de la ciencia Segrè pudiera apreciar lo que ocurrió después. McMillan ganó el premio

Nobel de Química en 1951 por su trabajo. La Academia Sueca ya había galardonado a Fermi por el descubrimiento de los elementos transuránicos, pero en lugar de admitir el error, con actitud desafiante galardonaron a McMillan sólo por investigar «la *química* de los elementos transuránicos» (el énfasis es mío). Bien pensado, fue la química meticulosa, sin errores, la que lo condujo a la verdad, así que tal vez aquello no fuera un desaire.

Si Segrè fue demasiado petulante para su propio bien, no lo fue nada comparado con Linus Pauling, el genio que se encontraba a unos pocos kilómetros por la I-5, en el sur de California.

Tras obtener su doctorado en 1925, Pauling había aceptado una beca de dieciocho meses en Alemania, que era por aquel entonces el centro del universo científico. (Si en la actualidad todos los científicos se comunican en inglés, en aquella época era de rigor hablar alemán.) Pero lo que Pauling, todavía con veintipocos años, aprendió en Europa sobre mecánica cuántica iba a impulsar la química de Estados Unidos hasta el primer puesto, por delante de la química alemana, y a él mismo hasta la portada de la revista *Time*.

En pocas palabras, Pauling averiguó de qué manera la mecánica cuántica gobierna los enlaces químicos entre átomos: la fuerzas de los enlaces, su longitud, ángulo, prácticamente todo. Fue el Leonardo da Vinci de la química, aquel que, como Leonardo en sus dibujos de figuras humanas, por primera vez dibujó bien los detalles anatómicos. Y como la química es básicamente el estudio de cómo los átomos forman y rompen enlaces, Pauling modernizó, él solo, una disciplina que estaba adormecida. Se merecía sin duda uno de los grandes halagos científicos jamás pronunciados, el de un colega que dijo de él que había demostrado «que la química podía *entenderse* en lugar de memorizarse» (el énfasis es mío).

Tras aquel triunfo, Pauling siguió jugando con la química básica. No tardó en entender por qué los copos de nieve tienen seis lados: a causa de la estructura hexagonal del hielo. Al mismo tiempo, Pauling sentía la inquietud de ir más allá de la simple química física. Sin ir más lejos, uno de sus proyectos sirvió para determinar por qué la anemia falciforme resulta mortal: la hemoglobina deformada de sus glóbulos rojos dificulta el transporte de oxígeno. Sus trabajos sobre la hemoglobina destacan porque fue la primera vez que alguien asoció el origen de

una enfermedad con una molécula disfuncional,<sup>xli</sup> un hito que transformó la forma en que los médicos veían la medicina. Más tarde, en 1948, mientras yacía enfermo de gripe, Pauling decidió revolucionar la biología molecular al demostrar que las proteínas podían formar largos cilindros denominados hélices alfa. La función de las proteínas depende en gran medida de su forma, y fue Pauling quien descubrió de qué manera cada trozo de una proteína «sabe» cuál es su forma correcta.

En todos estos casos, el auténtico interés de Pauling (aparte de los obvios beneficios para la medicina) era entender cómo, cuando unos simples átomos se unen formando moléculas mayores, de una forma casi milagrosa emergen nuevas propiedades. Lo realmente fascinante es que a menudo las partes no ofrecen ninguna pista de cómo será el todo. Del mismo modo que nadie podría adivinar, sin haberlo visto antes, que unos átomos de carbono, oxígeno y nitrógeno pueden unirse para formar algo tan útil como un aminoácido, a nadie se le ocurriría nunca que unos pocos aminoácidos puedan dar lugar a todas las proteínas de los seres vivos. Este trabajo, el estudio de los ecosistemas atómicos, representa un avance cualitativo incluso respecto a la creación de nuevos elementos. Pero ese salto en sofisticación también daba pie a errores e interpretaciones equivocadas. A la larga, el éxito fácil de Pauling con las hélices alfa resultó ser irónico: si no hubiera metido la pata con otra molécula helicoidal, la del ADN, hoy sin duda lo recordaríamos como uno de los cinco científicos más grandes de la historia.

Como muchos otros, Pauling no mostró ningún interés por el ADN hasta 1952, pese a que el biólogo suizo Friedrich Miescher ya había descubierto esta molécula en 1869. Miescher la había descubierto al verter alcohol y el jugo del estómago de un cerdo sobre unos vendajes empapados de pus (que los hospitales del lugar le proporcionaron con mucho gusto) hasta que sólo quedó un engrudo gris y pegajoso. Tras analizar este engrudo, Miescher declaró de inmediato e interesadamente que el ácido desoxirribonucleico ocuparía un lugar importante en la biología. Por desgracia, los análisis químicos indicaron que contenía una gran cantidad de fósforo. Por aquel entonces, las proteínas eran consideradas la única parte interesante de la bioquímica, y como sea que éstas no tienen nada de fósforo, el ADN pasó a considerarse un vestigio, un apéndice molecular.<sup>xlii</sup>

Sólo un vistoso experimento con virus realizado en 1952 acabó con ese prejuicio.



Los virus secuestran células posándose sobre su superficie para después, como unos mosquitos, pero al revés, inyectar en la célula una información genética malintencionada. Pero nadie sabía entonces si eran el ADN o las proteínas las moléculas portadoras de esa información. Ante la duda, a dos científicos se les ocurrió la idea de usar marcadores radiactivos para seguir el destino del fósforo del ADN de los virus, y el azufre de sus proteínas. Cuando los científicos examinaron unas pocas células secuestradas por los virus, descubrieron que el fósforo radiactivo había sido inyectado y estaba en el interior de las células, pero no así las proteínas ricas en azufre. En consecuencia, las proteínas no podían ser las portadoras de la información genética. El portador era el ADN.<sup>xliii</sup>

Pero ¿qué era el ADN? Los científicos apenas si sabían que estaba formado por largas hebras, cada una constituida por una columna vertebral engarzada por medio de un azúcar y fósforo. También había ácidos nucleicos, que sobresalían de la hebra central como las prominencias de la columna vertebral. Pero la forma de las hebras y el modo en que se mantenían unidas seguían siendo un misterio, y un misterio importante. Tal como Pauling había demostrado con la hemoglobina y las hélices alfa, la forma está íntimamente relacionada con el funcionamiento de las moléculas. Así que la forma de la molécula del ADN se convirtió en la pregunta del millón de la biología molecular.

Pauling, como muchos otros, creyó que sólo él era lo bastante listo para darle respuesta. No era arrogancia, o por lo menos no era sólo arrogancia; es que a Pauling nunca le habían ganado. Así que en 1952, con un lápiz, una regla de cálculo y unos datos incompletos de segunda mano, Pauling se sentó en su despacho de California dispuesto a descifrar el misterio del ADN. Al principio decidió, incorrectamente, que los voluminosos ácidos nucleicos se situaban hacia afuera, pues no veía de qué otro modo la molécula podía encajar. En consecuencia, rotó la columna de fósforo y azúcar hacia el interior de la molécula. Pauling también razonó, con la ayuda de los datos incompletos, que el ADN era una triple hélice. La causa de que llegase a esa conclusión es que los datos con los que trabajaba, de mala calidad, se habían obtenido a partir de ADN muerto y desecado, que adopta una forma diferente que el ADN vivo e hidratado. La extraña conformación hacía que la molécula pareciera más retorcida de lo que es en realidad, como si se

enzarzaran tres hebras. Sobre el papel, todo esto parecía plausible.

Todo iba sobre ruedas hasta que Pauling le pidió a un estudiante de doctorado que comprobara sus cálculos. El estudiante lo hizo y pronto se las vio y se las deseó para entender dónde se equivocaba él y dónde tenía razón Pauling. Al final, le dijo a Pauling que no le parecía que las moléculas de fosfato encajaran, y por una razón elemental. Pese al énfasis que ponen las clases de química en los átomos neutrales, los químicos no ven los elementos de ese modo. En la naturaleza, sobre todo en la biología, muchos elementos sólo existen en forma de iones, es decir, átomos con carga eléctrica. De hecho, según las leyes que el propio Pauling ayudó a esclarecer, los átomos de fósforo del ADN siempre tendrían una carga negativa y por tanto se repelerían entre sí. No había manera de juntar tres hebras de fósforo en el núcleo del ADN sin que la molécula entera se viniera abajo.

El estudiante de doctorado le explicó todo esto a Pauling, pero éste, siendo quien era, educadamente lo ignoró. No se entiende que Pauling se molestase en pedirle a alguien que comprobase sus cálculos si luego no iba a hacerle caso, pero el motivo por el que ignoró al estudiante está claro. Quería prioridad científica, que cualquier otra idea sobre el ADN fuese considerada una imitación de la suya. Así que en contra de su habitual meticulosidad, supuso que los detalles anatómicos de la molécula acabarían por resolverse y se apresuró a publicar, a principios de 1953, su modelo de triple hebra con el fósforo hacia el interior.

Entretanto, al otro lado del Atlántico, dos desgarrados estudiantes de doctorado de la Universidad de Cambridge estudiaban detenidamente una copia del artículo de Pauling antes de su publicación. El hijo de Pauling, Peter, trabajaba en el mismo laboratorio que James Watson y Francis Crick,<sup>xliv</sup> a quienes por cortesía había proporcionado el artículo. Aquellos desconocidos deseaban a toda costa resolver el misterio del ADN para forjarse una carrera. Lo que leyeron en el artículo de Pauling los dejó boquiabiertos: ellos mismos habían construido aquel mismo modelo el año anterior, y lo habían desechado, abochornados, cuando una colega les había enseñado la chapuza que era su triple hélice.

Sin embargo, en medio de aquella reprimenda, aquella colega, Rosalind Franklin, les había confiado un secreto. Franklin era especialista en cristalografía de rayos X, una técnica que muestra la forma de las moléculas. Algunos meses antes, aquel mismo

año, había examinado una muestra hidratada de ADN de esperma de calamar y había calculado que el ADN estaba formado por una doble hebra. Pauling también había estudiado cristalografía cuando trabajaba en Alemania, y probablemente habría resuelto el problema del ADN al instante si hubiera visto los datos de buena calidad de Franklin. (Sus datos de ADN seco también provenían de un análisis de cristalografía de rayos X.) Sin embargo, por ser un liberal declarado, los macartistas del Departamento de Estado de Estados Unidos le habían revocado el pasaporte, lo que le impidió desplazarse a Inglaterra en 1952 para asistir a un importante congreso, en el que tal vez hubiera conocido el trabajo de Franklin. Además, a diferencia de Franklin, Watson y Crick nunca compartían datos con sus rivales. Al contrario, aguantaron el chaparrón de Franklin, se tragaron su orgullo, y comenzaron a trabajar a partir de las ideas que les había proporcionado su colega. Fue poco más tarde cuando vieron reproducidos en el artículo de Pauling todos sus errores anteriores.

Sin dar crédito a lo que veían, corrieron a ver a William Bragg, su director de tesis. Bragg había ganado un premio Nobel varias décadas antes, pero últimamente se sentía irritado porque había perdido la carrera hacia algunos descubrimientos clave, como la hélice alfa, frente a Pauling, un rival ampuloso y (en palabras de un historiador) «mordaz y ávido de publicidad». Después del bochorno del modelo de tres hebras, Bragg les había prohibido a Watson y Crick que siguieran trabajando sobre el ADN. Pero cuando le mostraron las meteduras de pata de Pauling y le confesaron que habían seguido trabajando en secreto, Bragg vio una oportunidad para vencer a Pauling, y les ordenó que volvieran al ADN.

Para empezar, Crick le escribió una cautelosa carta a Pauling para preguntarle cómo se mantenía intacto el núcleo con el fósforo, teniendo en cuenta que las propias teorías de Pauling indicaban que eso no era posible. Esto distrajo a Pauling con inútiles cálculos. Aun cuando Peter Pauling le advirtió que los dos estudiantes se acercaban a una respuesta, Pauling siguió insistiendo en que al final acabaría por demostrarse que su modelo de tres hebras era correcto. Sabedores de que Pauling era tozudo pero no idiota y que pronto advertiría sus errores, Watson y Crick buscaron ideas desesperadamente. Nunca realizaron experimentos ellos mismos, sino que se limitaron a interpretar de una manera brillante los datos de otros

investigadores. Así fue como por fin, en 1953, le arrancaron la clave que faltaba a otro científico.

Aquel hombre les dijo que los cuatro ácidos nucleicos del ADN (abreviados A, C, T y G) siempre aparecían en proporciones iguales por pares. Es decir, si una muestra estaba formada por un 36 por ciento de A, siempre había un 36 por ciento de T. Siempre. Y lo mismo pasaba con C y G. A partir de esta observación, Watson y Crick comprendieron que A y T, y C y G, debían formar pares dentro del ADN. (Irónicamente, ese científico le dijo lo mismo a Pauling tres años antes durante un crucero por el mar. Pauling, molesto porque un colega bocazas le interrumpía sus vacaciones, se lo sacó de encima.) Además, lo que ya parecía un milagro, esos dos pares de ácidos nucleicos encajaban entre sí a la perfección, como dos piezas de un puzzle. Se explicaba así que el ADN estuviera empaquetado de una manera tan compacta, algo que invalidaba la principal razón de Pauling para girar los iones de fósforo hacia el interior. Así que mientras Pauling se peleaba con su modelo, Watson y Crick cogieron el suyo y le dieron la vuelta, de modo que los iones negativos de fósforo no se tocasen. Al hacerlo, el modelo del ADN se convirtió en una especie de escalera retorcida, la famosa doble hélice. Todo encajaba a la perfección, y antes de que Pauling reaccionase,<sup>xlv</sup> publicaron su modelo en el número del 25 de abril de 1953 de la revista

¿Cómo reaccionó Pauling a la humillación pública de la triple hélice y los fósforos invertidos? ¿Y a la humillación de perder, y nada menos que ante su rival, el laboratorio de Bragg, en lo que habría de ser el mayor descubrimiento de la biología de todo el siglo? Pues reaccionó con una increíble dignidad. La misma dignidad que todos quisiéramos demostrar en una situación parecida. Pauling admitió sus errores, concedió su derrota, e incluso promocionó a Watson y Crick invitándolos a un congreso profesional que organizó a finales de 1953. Dada su estatura, Pauling podía permitirse ser magnánimo, y su pronta defensa de la doble hélice demuestra que lo fue.

Los años que siguieron a 1953 fueron mucho mejores tanto para Pauling como para Segrè. En 1955, Segrè y otro científico, Owen Chamberlain, una vez más de Berkeley, descubrieron el antiprotón. Los antiprotones son la imagen especular de los protones: poseen carga negativa, pueden viajar hacia atrás en el tiempo y, lo

más pavoroso, pueden aniquilar la materia «real», la que forma a cualquiera de nosotros, con sólo entrar en contacto con ella. Tras la predicción de la existencia de la antimateria, que se remontaba a 1928, enseguida se había descubierto un tipo de antimateria, el antielectrón (o positrón), en 1932. Pero el antiprotón resultó ser una especie de esquivo tecnecio del mundo de la física de partículas. El hecho de que Segrè lo descubriera tras varios años de falsos comienzos y dudosas conclusiones es testimonio de su perseverancia. Por eso cuatro años más tarde, ya olvidadas sus meteduras de pata, Segrè fue galardonado con el premio Nobel de Física.<sup>xlvi</sup> Como correspondía, le pidió prestado el chaleco blanco para la ceremonia a Edwin McMillan.

Tras perder la batalla del ADN, Pauling recibió un premio de consolación: un largo tiempo merecido premio Nobel, el de Química de 1954. Como era típico en él, Pauling se abrió entonces a nuevas disciplinas. Frustrado por sus crónicos resfriados, empezó a experimentar en sí mismo con megadosis de vitaminas. Por algún motivo, las dosis parecían curarlo y, excitado, comenzó a contárselo a otros. La autoridad que le imprimía su premio Nobel dio ímpetu a la moda de los suplementos nutricionales que todavía hoy se mantiene fuerte, incluida la idea científicamente dudosa (¡lo siento!) de que la vitamina C puede curar el resfriado. Por otro lado, Pauling, que había rehusado colaborar en el proyecto Manhattan, se convirtió en un líder mundial del movimiento antinuclear, apareciendo en manifestaciones y escribiendo libros con títulos como ^ Así ganó un segundo e inesperado premio Nobel, el de la Paz, en 1962, convirtiéndose de este modo en la única persona que ha ganado dos premios Nobel no compartidos. Lo que sí compartió aquel año fue el escenario de Estocolmo con dos laureados en medicina o fisiología: James Watson y Francis Crick.

## Capítulo 9

### El pasillo de los venenos: «¡Ay, ay!»

<sup>48</sup> Cd 112.412	<sup>81</sup> Tl 204.383	<sup>83</sup> Bi 208.980	<sup>90</sup> Th 232.038	<sup>95</sup> Am (243)
--------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	------------------------------

Pauling aprendió por la vía difícil que las reglas de la biología son mucho más delicadas que las de la química. Casi se puede abusar químicamente de los aminoácidos y acabar sin embargo con el mismo montón de moléculas, inquietas pero intactas. En cambio, las frágiles y más complejas proteínas de un ser vivo se desmoronarían bajo la misma tensión, ya sea calor, ácido o, lo que es aún peor, algún elemento malintencionado. Los elementos más delincuentes pueden aprovecharse de todo tipo de vulnerabilidades en las células vivas, a menudo disfrazándose de minerales y micronutrientes necesarios para la vida. Las historias de cómo consiguen esos elementos echar por tierra la vida, las proezas del «pasillo de los venenos», nos ofrecen algunos de los episodios más tenebrosos de la tabla periódica.

El elemento más ligero del pasillo de los venenos es el cadmio, cuya notoriedad se remonta a una antigua mina del centro de Japón. Los mineros comenzaron a extraer metales preciosos de las minas de Kamioka hacia el año 710 d.C. Durante los siglos siguientes, las montañas de Kamioka produjeron oro, plomo, plata y cobre mientras varios según primero, y magnates de los negocios después, competían por la tierra. Pero no fue hasta mil doscientos años después de golpear la primera mena cuando los mineros comenzaron a procesar el cadmio, el metal que dio triste fama a las minas y en Japón convirtió el grito de «*¡Itai-itai!*» en sinónimo de sufrimiento.

La guerra ruso-japonesa de 1904-1905 y la primera guerra mundial, una década más tarde, aumentaron enormemente la demanda japonesa de metales, entre ellos el cinc, que se utilizaba en blindajes, aviones y munición. El cadmio se sitúa debajo del cinc en la tabla periódica, y los dos metales aparecen íntimamente mezclados en la corteza de la Tierra. Para purificar el cinc extraído en Kamioka, los mineros

probablemente lo tostaban como si fuera café y lo lavaban con ácido, que al filtrarse se llevaba consigo el cadmio. Siguiendo las normativas ambientales de la época, los lodos de cadmio residuales se vertían en los ríos o sobre la tierra, desde donde se infiltraba hasta llegar a las aguas freáticas.

En nuestros días a nadie se le ocurriría deshacerse del cadmio de este modo. Se ha convertido en un metal demasiado valioso para el revestimiento de baterías y piezas de ordenadores, para prevenir su corrosión. También tiene una larga historia su uso en pigmentos, agentes de curtido y soldaduras. En el siglo xx incluso se había puesto de moda utilizar baños de brillante cadmio para adornar la loza con líneas brillantes. Pero la razón principal de que hoy nadie tire el cadmio al medio es que tiene terribles connotaciones médicas. Los fabricantes de jarras adornadas dejaron de usarlo porque cada año miles de personas caían enfermas cuando un zumo de frutas ácido, como la limonada, provocaba la disolución del cadmio del recipiente. Cuando los trabajadores que participaron en las tareas de rescate en la «zona cero», tras los atentados terroristas del 11 de septiembre de 2001, comenzaron a presentar enfermedades respiratorias, algunos médicos sospecharon enseguida del cadmio, entre otras sustancias, porque el desplome de las Torres Gemelas había vaporizado miles de aparatos electrónicos. Esa suposición resultó ser incorrecta, pero es revelador que las autoridades sanitarias pensarán enseguida en el elemento cuarenta y ocho.

Si esa suposición se planteó de manera casi automática fue a causa de los tristes acontecimientos que un siglo antes se produjeron en las minas de Kamioka. Ya en 1912 los médicos habían observado que algunos arroceros de aquel lugar morían a causa de nuevas y horrendas enfermedades. Los agricultores enfermaban con terribles dolores en las articulaciones y en la médula de los huesos, sobre todo las mujeres, que representaban cuarenta y nueve de cada cincuenta casos. A menudo les fallaban también los riñones, y los huesos se les ablandaban hasta romperse bajo el peso de sus tareas diarias. Un médico le rompió la muñeca a una niña con sólo tomarle el pulso. La incidencia de esta misteriosa enfermedad se disparó durante las décadas de 1930 y 1940 con la expansión del militarismo japonés. Con la demanda de cinc, las escorias y los lodos siguieron bajando por las montañas, y aunque aquella prefectura (la unidad administrativa japonesa) se libró de participar

en combates, pocas áreas sufrieron tanto durante la segunda guerra mundial como los alrededores de las minas de Kamioka. A medida que la enfermedad se extendía de un pueblo a otro, pasó a conocerse como *itai-itai*, o «ay-ay», por los gritos de dolor que soltaban sus víctimas.

Hubo de pasar la guerra antes de que, en 1946, un doctor de la región, Noboru Hagino, comenzara a estudiar la enfermedad *itai-itai*. Al principio sospechó que la causa se encontraba en la malnutrición. Pero su teoría no se aguantaba, así que dirigió su atención a las minas, cuyos métodos occidentales de extracción, de alta tecnología, contrastaban con las primitivas terrazas arroceras de los agricultores. Con la ayuda de un profesor de sanidad pública, Hagino elaboró un mapa epidemiológico de los casos de *itai-itai*. También elaboró un mapa hidrológico que mostraba en qué lugar depositaba su carga el río Jinzu, que atravesaba las minas y servía para inundar los campos de los cultivadores a muchos kilómetros de distancia. Superpuestos, los dos mapas parecían el mismo. Tras analizar el grano de la zona, Hagino comprendió que el arroz era una esponja para el cadmio.

Diversas investigaciones meticulosas revelaron en poco tiempo las características de la patología asociada al cadmio.

El cinc es un mineral esencial, y del mismo modo que el cadmio se mezcla con el cinc en la tierra, en el cuerpo interfiere con este elemento, reemplazándolo. Pero, además, el cadmio puede desplazar el azufre y el calcio, lo que explica que afecte a los huesos de los enfermos. Por desgracia, el cadmio es un elemento torpe que no puede realizar las mismas funciones biológicas que aquellos otros elementos. Más lamentable aún es que cuando el cadmio se cuela en el cuerpo, no hay modo de deshacerse de él. La malnutrición de la que había sospechado Hagino también desempeñaba un papel. En la región afectada, la dieta se basaba en el arroz, que carece de elementos esenciales, de modo que el cuerpo de los agricultores tenía carencias de ciertos minerales. El cadmio se parecía lo bastante a esos minerales para que las células de los afectados, en su desesperación, comenzaran a introducirlo en sus órganos a un ritmo más rápido que en una persona bien alimentada.

Hagino hizo públicos sus resultados en 1961. Como cabía esperar, y puede entenderse, la compañía minera legalmente responsable, la Minería y Fundición



Mitsui, negó toda culpabilidad, pues se había limitado a comprar la compañía que había producido los daños. Lo realmente vergonzoso es que Mitsui intentó desacreditar a Hagino. Cuando se constituyó un comité médico local para investigar el *itai-itai*, Mitsui se aseguró de que Hagino, el experto mundial en la enfermedad, fuese excluido. Hagino le dio la vuelta a su situación dedicándose a investigar algunos casos nuevos de *itai-itai*, en Nagasaki, lo que reafirmó sus teorías. Al final, el comité local, con un cargo de conciencia pese a haberse constituido contra Hagino, tuvo que admitir que el cadmio podría ser la causa de la enfermedad. Tras una apelación de esta ambigua resolución, un comité sanitario del gobierno nacional, desbordado por las pruebas aportadas por Hagino, sentenció que sin ninguna duda era el cadmio la causa de *itai-itai*. En 1972 la compañía minera comenzó a pagar indemnizaciones a 178 supervivientes, que colectivamente reclamaron más de 2.300 millones de yenes anuales. Trece años más tarde, los horrores del elemento cuarenta y ocho todavía estaban tan presentes en Japón que cuando hubo que matar a Godzilla en la última secuela del momento, *El regreso de Godzilla* los militares japoneses de la película desplegaron misiles con ojivas de cadmio. Una visión bastante pavorosa de este elemento, si se tiene en cuenta que Godzilla le debía su vida a la bomba H.

El *itai-itai* no fue un incidente aislado en Japón durante el siglo pasado. En tres ocasiones más durante el siglo xx (dos veces con mercurio, y otra vez con dióxido de azufre y dióxido de nitrógeno), los habitantes de algún pueblo japonés fueron víctimas de envenenamientos industriales en masa. Estos casos se conocen como las Cuatro Grandes enfermedades por contaminación de Japón. Además, otras miles de personas sufrieron los efectos de la radiación cuando Estados Unidos lanzó una bomba de uranio y otra de plutonio sobre la isla en 1945. Pero las bombas atómicas y tres de las Cuatro Grandes fueron precedidas por el largo y silencioso holocausto de Kamioka. Aunque no tan silencioso para los que vivían allí. «*Itai-itai*.»

Lo terrible del caso es que el cadmio ni siquiera es el peor de los venenos entre los elementos. Se sitúa justo encima del mercurio, una neurotoxina. Y a la derecha del mercurio están los peores delincuentes fichados de la tabla periódica, el talio, el plomo y el polonio, que forman el núcleo del pasillo de los venenos.

Que formen un grupo es, en parte, una coincidencia, pero hay razones químicas y

físicas legítimas que explican la elevada concentración de venenos en el extremo sudeste de la tabla. Una de ellas, paradójicamente, es que ninguno de esos metales es volátil. Si ingiriéramos sodio o potasio elementales, explotarían en el interior de nuestro cuerpo, puesto que reaccionan con el agua. Pero el potasio y el sodio son tan reactivos que nunca aparecen en la naturaleza en su forma pura y peligrosa. En cambio, los elementos del pasillo de los venenos son más sutiles y pueden migrar hasta lo más profundo del cuerpo antes de desaparecer. Más aún, como muchos otros metales pesados, pueden ceder un número distinto de electrones dependiendo de las circunstancias. Por ejemplo, mientras que el potasio siempre reacciona en forma de ion  $K^+$ , el talio puede actuar como  $Tl^+$  o como  $Tl^{+3}$ . La consecuencia de ello es que el talio puede imitar a muchos elementos y hacerse un hueco en muchos nichos bioquímicos.

Ése es el motivo de que el talio, el elemento ochenta y uno, sea considerado el más mortal de toda la tabla. Las células animales tienen canales iónicos especiales para captar el potasio, y el talio se cuela en el cuerpo a través de esos canales, a menudo por medio de ósmosis por la piel. Una vez dentro del cuerpo, el talio se despoja de su disfraz de potasio y comienza a descoser enlaces fundamentales de los aminoácidos de las proteínas y a desdoblar sus elaborados pliegues, inutilizándolas. Además, a diferencia del cadmio, el talio no se para en los huesos o los riñones, sino que se mueve por todo el cuerpo como una horda mongol molecular. Cada átomo puede producir una cantidad de daños desaforada.

Por estos motivos, el talio es conocido como el veneno de los envenenadores, el elemento predilecto de quienes obtienen un placer casi estético en aliñar alimentos y bebidas con toxinas. En la década de 1960, un notorio súbdito británico llamado Graham Frederick Young se dedicó a leer relatos dramatizados sobre asesinos en serie, y decidió experimentar con su familia echando unas gotas de talio en sus tazas y teteras. No tardó en dar con sus huesos en un sanatorio mental, pero al cabo de un tiempo, por motivos inexplicables, fue dado de alta, y llegó a envenenar a setenta personas más, entre ellas varios de sus jefes. Sólo tres murieron, pues Young se aseguró de prolongar su sufrimiento con dosis inferiores a las letales.

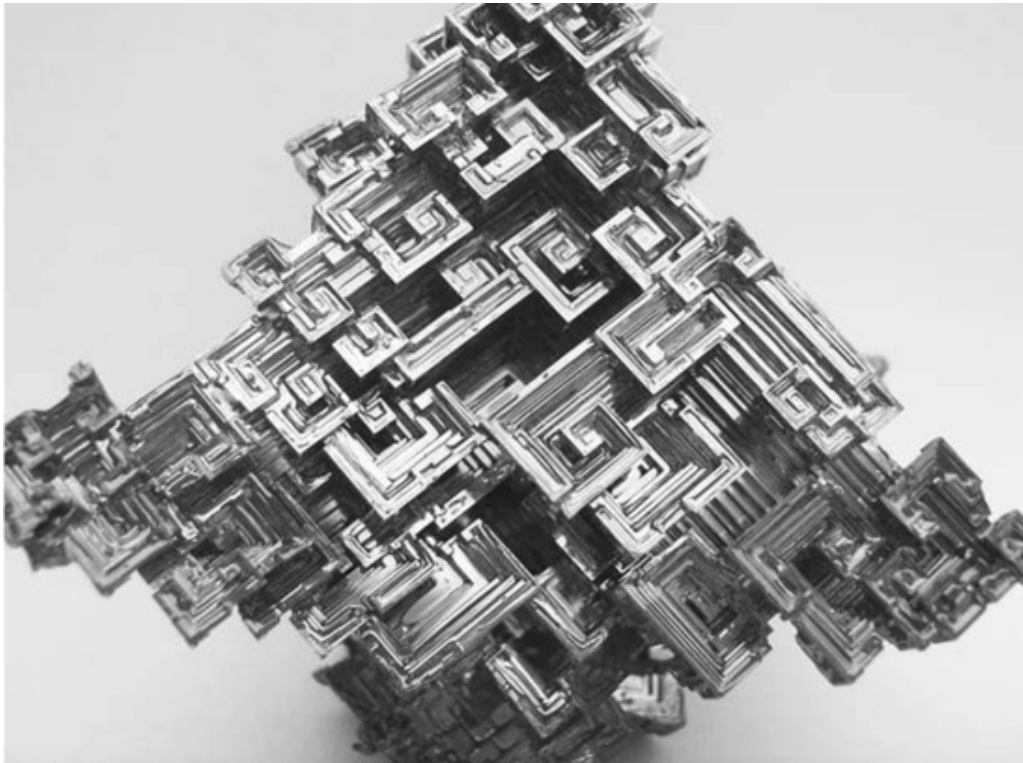
Las víctimas de Young no son en absoluto las únicas de la historia. El talio tiene un truculento historial<sup>xlvii</sup> de asesinatos de espías, huérfanos y tías abuelas de abultado

patrimonio. Pero más que revivir las escenas más siniestras, tal vez sea mejor recordar la única incursión del elemento ochenta y uno en la comedia, aunque fuera comedia negra. Durante los años de su obsesión con Cuba, la Agencia Central de Inteligencia (CIA) esbozó un plan para espolvorear los calcetines de Fidel Castro con talco contaminado con talio. A los espías les atraía sobre todo la idea de que el veneno le provocase la caída del cabello, incluida su famosa barba, de modo que Castro quedase emasculado ante sus camaradas antes de morir. No se sabe por qué este plan nunca llegó a ponerse a prueba.

Otra de las razones por las que el talio, el cadmio y otros elementos relacionados funcionan tan bien como venenos es que se quedan en el cuerpo durante mucho tiempo. No me refiero únicamente a que se acumulen en el cuerpo, como hace el cadmio, sino a que, como el oxígeno, estos elementos suelen tener núcleos atómicos casi esféricos y estables que nunca se desintegran radiactivamente. Éste es el motivo de que la corteza de la Tierra conserve una buena cantidad de todos ellos. Por ejemplo, el más pesado de los elementos eternamente estables, el plomo, se aloja en la casilla ochenta y dos, un número mágico. Y el más pesado de los elementos casi estables, el bismuto, es su vecino, en la casilla ochenta y tres.

Como el bismuto desempeña un sorprendente papel en el pasillo de los venenos, este elemento extravagante merece que lo examinemos más a fondo. He aquí algunos datos rápidos sobre el bismuto. Aunque sea un metal blanquecino y ligeramente rosado, al quemarse produce una llama azul y un humo amarillo. Como el cadmio y el plomo, el bismuto tiene muchos usos en pinturas y tintes, y a menudo reemplaza al minio o «plomo rojo» en un tipo de fuegos artificiales denominados huevos de dragón. Además, de entre el incontable número de compuestos químicos que pueden formarse mediante la combinación de elementos de la tabla periódica, el bismuto es uno de los poquísimos que se expande al congelarse. Si eso no nos parece extraño es porque el hielo común flota en los lagos helados mientras los peces se deslizan por debajo. Un hipotético lago de bismuto se comportaría del mismo modo, pero esa propiedad es casi única en toda la tabla periódica, pues los sólidos prácticamente siempre empaquetan sus átomos de forma más compacta que los líquidos. Más aún, ese hielo de bismuto sería todo un espectáculo. El bismuto se ha convertido en uno de los ornamentos y chismes

decorativos favoritos de los mineralogistas y los apasionados por los elementos porque puede formar unas rocas conocidas como cristales en tolva, con forma de pirámides escalonadas iridiscentes. Un hielito de bismuto acabado de formar tendría el aspecto de un dibujo de M. C. Escher que hubiera cobrado vida en tetracolor.



*Las prodigiosas volutas en tetracolor de un cristal en tolva se crean cuando el bismuto se enfría en forma de pirámides escalonadas invertidas. Este cristal tiene el tamaño de la palma de la mano de un adulto. (Ken Keraiff, Krystals Unlimited.)*

El bismuto también ha ayudado a los científicos a explorar la estructura profunda de la materia. Durante décadas, los científicos no lograban resolver ciertos cálculos conflictivos sobre si determinados elementos podrían persistir hasta el final de los tiempos. En 2003, unos físicos de Francia tomaron bismuto puro, lo envolvieron en unos elaborados escudos para bloquear toda posible interferencia exterior, y conectaron detectores a su alrededor para intentar determinar su vida media, el tiempo que se necesitaría para que se desintegrara la mitad de la muestra. La vida media es una medida habitual para los elementos radiactivos. Si un cubo de cien kilos del elemento radiactivo X tarda 3,14159 años en quedar reducido a cincuenta kilos, su vida media es 3,14159. La teoría nuclear predecía para el bismuto una vida

media de veinte trillones de años, mucho más que la edad del universo. (Si se multiplica la edad del universo por sí misma, se obtiene una cifra cercana, y aun entonces se tiene una probabilidad del 50 por ciento de haber visto desaparecer un átomo de bismuto determinado.) El experimento francés fue algo así como un *Esperando a Godot* de la vida real. Sin embargo, funcionó. Los científicos franceses recogieron el bismuto suficiente e hicieron acopio de la paciencia necesaria para observar cierto número de desintegraciones. Sus resultados demostraron que en lugar de ser el átomo estable más pesado, el bismuto persistirá el tiempo suficiente para ser el último elemento en extinguirse.

(En la actualidad se está realizando en Japón un experimento igualmente beckettiano con el objeto de determinar si la materia acabará por desintegrarse. Algunos científicos calculan que los protones, los bloques básicos para la construcción de los elementos, son muy ligeramente inestables, con una vida media de al menos cien mil billones de trillones de años. Impertérritos, cientos de científicos han construido una enorme piscina submarina de agua ultrapura y absolutamente quieta en el interior de un pozo de una mina, y la han rodeado de sensores ultrasensibles para detectar la desintegración de cualquier protón durante su guardia. La verdad es que la probabilidad es muy baja, pero al menos es un uso de las minas de Kamioka mucho más benévolo que el del pasado.)

Pero ha llegado el momento de confesar toda la verdad sobre el bismuto. Es técnicamente radiactivo, y sus coordenadas en la tabla periódica indican que el elemento ochenta y tres debería ser muy dañino. Comparte columna con el arsénico y el antimonio, y se esconde entre los metales pesados más venenosos. Sin embargo, el bismuto es benigno, incluso medicinal: los médicos lo recetan para aliviar algunas úlceras, y es el «bis» del rosado Pepto-Bismol.<sup>10</sup> (Para la diarrea provocada por la limonada contaminada con cadmio, el antídoto habitual era el bismuto.) Puede decirse que el bismuto es el elemento peor situado en la tabla periódica. Esta afirmación quizá no guste a los químicos y físicos que desean encontrar en la tabla una coherencia matemática, pero en realidad es una prueba más de que la tabla está llena de historias enjundiosas e impredecibles si se sabe dónde buscarlas.

---

<sup>10</sup> Medicamento contra los malestares de estómago y la diarrea muy conocido en Estados Unidos. Su principio activo es el salicilato de bismuto. (N. del T.)

De hecho, en lugar de ver el bismuto como una espantosa anomalía, puede considerarse una especie de «metal noble». Del mismo modo que los pacíficos gases nobles dividen la tabla entre dos columnas de elementos violentos (aunque violentos de distinto modo), el pacífico bismuto marca la transición en el pasillo de los venenos entre los venenos convencionales que producen arcadas y profundos dolores, ya descritos, y los abrasadores venenos radiactivos que se describen a continuación.

Agazapado tras el bismuto está el polonio, el veneno de la era nuclear. Al igual que el talio, provoca la caída del cabello de los afectados, como el mundo descubrió en noviembre de 2006 cuando Alexander Litvinenko, un ex agente del KGB, fue envenenado con sushi contaminado con polonio en un restaurante londinense. Más allá del polonio (pasando por encima, por el momento, del rarísimo elemento ástato) está el radón. Como gas noble que es, el radón es incoloro e inodoro y no reacciona con nada. Pero en tanto que elemento pesado, desplaza el aire, se hunde hasta el fondo de los pulmones y descarga letales partículas radiactivas que ineluctablemente conducen al cáncer de pulmón, otra de las formas en que puede atacarnos el pasillo de los venenos.

Lo cierto es que la radiactividad domina la parte inferior de la tabla periódica, donde desempeña el mismo papel que la regla del octeto para los elementos de la parte superior: casi todo lo útil de los elementos pesados se deriva de cómo, y con qué rapidez, se tornan radiactivos. Probablemente la mejor manera de ilustrar esto sea con la historia de un joven americano que, como Graham Frederick Young, creció obsesionado con los elementos peligrosos. Pero David Hahn no era ningún sociópata. Su desastrosa adolescencia tuvo su origen en el deseo de ayudar a otras personas. Como sólo puede serlo el de un adolescente, su deseo por resolver la crisis energética mundial y poner fin a nuestra adicción por el petróleo era tan intenso, que a mediados de la década de 1990 este chico de Detroit de dieciséis años, como parte de un desmadrado proyecto clandestino de Eagle Scout,<sup>11</sup> construyó un reactor nuclear en el cobertizo del jardín de su madre.<sup>xlvi</sup>

David comenzó por algo modesto, influido por un libro titulado *The Golden Book of Chemistry Experiments*, escrito con el mismo tono grave y estremecedor de las

---

<sup>11</sup> El rango más elevado en el movimiento de los Boy Scouts de Estados Unidos.

películas educativas de los años cincuenta. Tanto se entusiasmó con la química que la madre de su novia le prohibió que hablara con los invitados de sus fiestas porque, en el equivalente intelectual de hablar con la boca llena, soltaba datos repugnantes sobre las sustancias químicas de los alimentos que estaban ingiriendo. Pero su interés no era sólo teórico. Como muchos químicos impúberes, David no tardó en dejar atrás sus juegos de química y comenzar a jugar con sustancias lo bastante violentas como para echar a perder las paredes y la moqueta de su habitación. Su madre lo desterró al sótano primero, y luego al cobertizo del jardín, que le iba de perlas. A diferencia de tantos otros científicos incipientes, sin embargo, David no parecía hacer progresos en la química. En una ocasión, antes de un encuentro de Boy Scouts, acabó con el rostro teñido de color naranja cuando un falso agente de bronceado en el que estaba trabajando eructó y le saltó a la cara. En otra ocasión hizo algo que sólo se le ocurriría a un químico ignorante: hizo explotar por accidente un frasco de potasio purificado al manipularlo con un destornillador (una idea realmente mala). Meses más tarde, su oftalmólogo todavía le estaba extrayendo trozos de plástico de los ojos.

Incluso tras ese incidente se sucedieron otros desastres, aunque, en su defensa, hay que reconocer que David acometió proyectos cada vez más complicados. Como su reactor. Para empezar, aplicó el poco conocimiento que había recabado sobre física nuclear. Ese conocimiento no provenía de la escuela (era un estudiante mediocre, incluso malo) sino de los encendidos panfletos a favor de la energía nuclear que escribía por y para su correspondencia con funcionarios del gobierno, que se habían tragado la argucia de un adolescente sobre un tal «profesor Hahn» que quería diseñar unos experimentos para unos estudiantes ficticios.

Entre otras cosas, David aprendió los tres principales procesos nucleares: fusión, fisión y desintegración radiactiva. La fusión del hidrógeno alimenta las estrellas y es el proceso más potente y eficiente, pero en la Tierra apenas desempeña ningún papel en la generación de energía porque no podemos reproducir fácilmente las temperaturas y presiones necesarias para ponerlo en marcha. Así que David se centró en la fisión del uranio y la radiactividad de los neutrones, que son productos secundarios de la fisión. Los elementos más pesados, como el uranio, tienen problemas para mantener unidos sus protones positivos en sus minúsculos núcleos,

puesto que las cargas idénticas se repelen, así que también meten en los núcleos neutrones que sirven de aislante. Cuando un átomo pesado se fisiona en dos átomos más ligeros de aproximadamente el mismo tamaño, los productos no necesitan tantos neutrones como aislante, y expulsan los que les sobran. A veces esos neutrones son absorbidos por átomos pesados de su alrededor, que se tornan inestables y expulsan más neutrones en una reacción en cadena. En una bomba, se puede dejar que ese proceso continúe hasta agotarse, pero los reactores requieren más tacto y control, pues lo que se busca es que la cadena de la fisión se mantenga durante más tiempo. El principal obstáculo de ingeniería al que se enfrentaba David era que tras la fisión de los átomos de uranio y la liberación de neutrones, los átomos más ligeros resultantes son estables y no pueden perpetuar la reacción en cadena. A consecuencia de ello, los reactores convencionales se apagan lentamente por falta de combustible.

Al darse cuenta de esto, y yendo muchísimo más allá de la mención de honor de la energía atómica que en un principio (de verdad) buscaba conseguir, David decidió construir un «reactor reproductor», que genera su propio combustible mediante una ingeniosa combinación de especies radiactivas. La fuente inicial de energía del reactor serían unas bolas de uranio-233, que se fisiona con facilidad. (El 233 indica que el uranio tiene 141 neutrones y 92 protones; nótese el exceso de neutrones.) Pero el uranio estaría rodeado por una envoltura de un elemento más ligero, el torio-232. Tras cada fisión, el torio absorbería un neutrón convirtiéndose en torio-233. Este isótopo inestable decae por desintegración beta, emitiendo un electrón, y como en la naturaleza las cargas siempre están en equilibrio, en el proceso de perder un electrón negativo, el torio convierte un neutrón en un protón positivo. Esta adición de un protón lo convierte en el siguiente elemento de la tabla, el protactinio-233. También éste es inestable, así que escupe otro electrón y se transforma en aquello con lo que habíamos empezado: uranio-233. De forma casi mágica, se consigue nuevo combustible con sólo combinar elementos que se desintegren del modo adecuado.

David se dedicaba a su proyecto durante los fines de semana, pues sólo vivía con su madre una parte del tiempo desde que se habían divorciado sus padres. Por su seguridad, había adquirido un delantal de plomo de dentista para proteger sus



órganos, y cada vez que pasaba unas cuantas horas en el cobertizo, de deshacía de toda su ropa y de los zapatos. (Su madre y su padrastro admitieron más tarde que lo habían visto tirando ropa en buen estado y que aquello les había parecido peculiar. Pero se limitaron a suponer que David era listo y sabía lo que hacía.)

De todo el trabajo que hizo, probablemente la parte más sencilla del proyecto fuese conseguir el torio-232. Los compuestos de torio tienen puntos de fusión extremadamente elevados, de modo que brillan con mucha intensidad cuando se calientan. Son demasiado peligrosos para las bombillas caseras, pero en ambientes industriales, especialmente en minas, las lámparas de torio son comunes. En lugar de filamentos incandescentes, las lámparas de torio utilizan unas pequeñas redes llamadas mantos; David compró cientos de mantos de recambio de un vendedor al por mayor, que no hizo preguntas. Luego, demostrando que su conocimiento de química había mejorado, fundió los mantos hasta obtener ceniza de torio gracias al calor sostenido de un soplete. Trató luego las cenizas con una cantidad de litio equivalente a unos mil dólares que había obtenido abriendo baterías con unas tenazas. Al quemar el litio reactivo y las cenizas sobre una llama de un mechero Bunsen, consiguió purificar el torio, obteniendo de este modo un estupendo envoltorio para el núcleo de su reactor.

Por desgracia, o quizá por fortuna, aunque David hubiera aprendido algo de química, la física no la dominaba. Necesitaba uranio-235 para irradiar el torio y convertir éste en uranio-233. Así que instaló un contador Geiger (un aparato que registra la radiactividad con un *clic-clic-clic-clic*) en el salpicadero de su Pontiac y comenzó a circular por su Michigan rural, como si de algún modo pudiera tropezar con un punto caliente de uranio en medio de los bosques. Pero el uranio común es sobre todo uranio-238, que es una fuente débil de radiactividad. (Precisamente el desarrollo de un método para enriquecer esta mena separando el uranio-235 del uranio-238, que son químicamente idénticos, fue uno de los grandes logros del proyecto Manhattan.) Al final, David se agenció un poco de mineral de uranio de un turbio proveedor de la República Checa, pero era el mineral ordinario, uranio no enriquecido, y no la forma más radiactiva. Al final decidió abandonar esta estrategia, y construyó una «pistola de neutrones» para irradiar su torio y obtener de este modo el poco uranio-233 que necesitaba para prender la reacción, pero la

pistola apenas llegó a funcionar.

Algunas historias sensacionalistas publicadas en varios medios de comunicación sugerían que David estuvo a punto de construir un reactor en un cobertizo. Lo cierto es que nunca estuvo cerca de conseguirlo. El legendario científico nuclear Al Ghiorso estimó en una ocasión que David comenzó con una cantidad de material fisionable al menos un trillón de veces inferior a la necesaria. David sin duda se hizo con algunos materiales peligrosos y, dependiendo del tiempo de exposición, tal vez haya acortado su esperanza de vida. Pero eso es fácil. Hay muchas maneras de envenenarse a uno mismo con radiactividad; en cambio, hay poquísimas maneras de dominar esos elementos, con los controles y la sincronización adecuados para obtener de ellos algo útil.

En cualquier caso, la policía no corrió ningún riesgo cuando descubrió el plan de David. Lo sorprendieron una noche husmeando entre unos coches aparcados y supusieron que era un gamberro que robaba neumáticos. Tras detenerlo y hostigarlo, registraron su Pontiac, pero él les advirtió, de una forma amable pero cándida, que estaba lleno de materiales radiactivos. También encontraron viales con un extraño polvo y se lo llevaron para interrogarlo. David fue lo bastante listo para no mencionar el equipo «caliente» que guardaba en el cobertizo, que de todas formas estaba desmantelando, asustado de que hubiera llegado demasiado lejos y pudiera provocar un cráter. Mientras las agencias federales discutían a quién correspondía ocuparse de David (nadie hasta entonces había intentado salvar ilegalmente el mundo con energía nuclear), el caso se iba prolongando mes tras mes. Entretanto, la madre de David, temiendo que su casa estuviese condenada, se coló una noche en el laboratorio del cobertizo y tiró a la basura casi todo lo que encontró. Meses más tarde, los oficiales por fin peinaron los patios traseros del vecindario, vestidos con trajes de protección para registrar a fondo el cobertizo. Incluso entonces, las latas y herramientas que habían quedado presentaban niveles de radiactividad mil veces mayores que los de fondo.

Como no tenía intenciones malévolas (y el 11 de septiembre todavía no había sucedido), David salió casi indemne de aquel atolladero. No obstante, discutió con sus padres sobre su futuro, y tras graduarse en el instituto, se alistó en la marina, deseoso de trabajar en submarinos nucleares. Dada la historia de David, la marina

probablemente no tuviera más remedio, y en lugar de dejarle trabajar en los reactores, lo pusieron de marmitón y a lavar las cubiertas. Por desgracia para él, nunca tuvo la oportunidad de realizar trabajos científicos en un entorno controlado y supervisado, donde tal vez, quién sabe, su entusiasmo y naciente talento podrían haber dado algún fruto.

El desenlace de la historia del boy scout radiactivo es triste. Tras dejar la marina, David regresó a los arrabales de su ciudad, donde vagabundeo sin ninguna meta. Al cabo de algunos años tranquilos, en 2007 la policía lo sorprendió manipulando (robando, de hecho) detectores de humo de su propio edificio de apartamentos. Con su historial, aquello era un delito importante, pues los detectores de humo funcionan con americio, un elemento radiactivo. El americio es una fuente fiable de partículas alfa, que pueden cerrar un circuito eléctrico en el interior de los detectores. El humo absorbe partículas alfa, interrumpe el circuito y dispara la estridente alarma. Pero David ya había usado americio para construir su burda pistola de neutrones, pues las partículas alfa hacen saltar neutrones de ciertos elementos. De hecho, ya le habían cogido en una ocasión, cuando era un boy scout, robando detectores de humo durante un campamento de verano, del que fue expulsado.

En 2007, cuando su fotografía policial fue filtrada a los medios, el rostro querúbico de David estaba salpicado de manchas rojizas, como si sufriera un acné agudo y hubiera apretado cada grano hasta que sangrara. Pero los hombres de treinta y un años no suelen tener acné. La conclusión inevitable era que había estado reviviendo su adolescencia con más experimentos nucleares. Una vez más, la química había confundido a David Hahn, que nunca llegó a comprender que la tabla periódica está repleta de engaños. Era un terrible recordatorio de que los elementos pesados de la parte baja de la tabla no son venenosos del modo convencional, como los elementos del pasillo de los venenos, pero aun así son lo bastante taimados para arruinar una vida.

## Capítulo 10

### Tómese un par de elementos y llámeme por la mañana

<sup>29</sup> Cu 63.546	<sup>23</sup> V 50.941	<sup>64</sup> Gd 157.253	<sup>47</sup> Ag 107.868	<sup>16</sup> S 32.066	<sup>45</sup> Rh 102.905
-------------------------------	------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	------------------------------	--------------------------------

La tabla periódica es una cosa voluble, y la mayoría de los elementos son más retorcidos que los francos delincuentes del pasillo de los venenos. Los elementos más raros hacen cosas raras en el interior del cuerpo, a menudo malas, pero a veces buenas. Un elemento que en ciertas circunstancias es tóxico, en otras puede salvarnos la vida, y los elementos que se metabolizan de formas insospechadas pueden proporcionar a los médicos nuevos medios de diagnóstico. Las interacciones entre elementos y fármacos nos ayudan incluso a entender la aparición de la vida a partir de la inconsciente escombrera química de la tabla periódica.

La reputación de unos pocos elementos medicinales se remonta muchísimo tiempo. Al parecer los oficiales romanos gozaban de mejor salud que los soldados rasos porque comían en vajilla de plata. Y por inútil que fuera en el salvaje oeste, muchas familias de pioneros de los tiempos de la frontera de Estados Unidos llevaban consigo una buena moneda de plata, que durante el viaje en carro cubierto a través de las praderas pasaba su tiempo en el interior de una jarra de leche, no para que estuviera a buen recaudo, sino para evitar que la leche se agriara. También se cuenta que el renombrado caballero y astrónomo Tycho Brahe, que en 1564 había perdido el puente de la nariz en un duelo a espada entre borrachos en una sala de banquetes mal iluminada, encargó una pieza de plata para reconstruirla. El metal era maleable y, lo que es más importante, controlaba las infecciones. Su único inconveniente era que el color obviamente metálico obligaba a Brahe a llevar siempre consigo una cajita de maquillaje para ir poniendo una base en la prótesis nasal.

Vencidos por la curiosidad, unos arqueólogos exhumaron el cadáver de Brahe y descubrieron una costra verdosa en la frente de su cráneo, señal de que Brahe no

había llevado una nariz de plata, sino una más barata y ligera de cobre.<sup>xlix</sup> (O quizá cambiara de nariz como quien cambia de pendientes, dependiendo del estatus social de su compañía.) En cualquier caso, fuera de cobre o de plata, la historia tiene sentido. Aunque ambos elementos hayan sido menospreciados como simples remedios populares, la ciencia moderna confirma que tienen poderes antisépticos. La plata es demasiado cara para el uso cotidiano, pero las tuberías de cobre son comunes en los edificios modernos como medida de salud pública. La carrera del cobre en la salud pública comenzó justo después del bicentenario de Estados Unidos, en 1976, cuando se desató una plaga en un hotel de Filadelfia. En julio de aquel año, unas bacterias hasta entonces desconocidas se colaron por los conductos del sistema de aire acondicionado del edificio, donde proliferaron y viajaron por las tuberías a caballo de las corrientes de aire fresco. A los pocos días, cientos de personas del hotel pillaron la «gripe», y treinta y cuatro murieron. Aquella semana, el hotel había alquilado su centro de convenciones a un grupo de veteranos de la guerra, la Legión Americana, y aunque no todas las víctimas pertenecían a ese grupo, la dolencia pasó a conocerse como enfermedad de los legionarios.

Las leyes que se aprobaron a raíz de aquel brote obligaban a construir conducciones de aire y agua más limpias, y el cobre ha resultado ser el sistema más simple y barato de mejorar las infraestructuras. Si ciertas bacterias, hongos o algas se introducen en algo hecho de cobre, absorben los átomos de este elemento, que altera su metabolismo (las células humanas, en cambio, no se ven afectadas). Los microbios se asfixian y mueren al cabo de pocas horas. Este efecto, llamado efecto oligodinámico o «autoesterilizante», hace que los metales sean más estériles que la madera o el plástico y explica por qué ponemos tiradores de latón en las puertas y barandas de metal en los lugares públicos. También explica por qué la mayoría de las monedas de Estados Unidos, que pasan por muchas manos, contienen cerca del 90 por ciento de cobre o (en el caso de los peniques) tienen un baño de cobre.<sup>l</sup> Las tuberías de cobre de los conductos de aire acondicionado también acaban con cualquier mal bicho que pueda infectarlas.

Igual de mortal para las células pequeñas y bulliciosas, aunque un poco más propio de curanderos, es el vanadio, el elemento veintitrés, que también tiene un curioso efecto secundario en los hombres: el vanadio es el mejor espermicida jamás

concebido. La mayoría de los espermicidas disuelven la membrana lipídica que envuelve los espermatozoides, que de este modo revientan. Por desgracia, todas las células tienen membranas formadas por ácidos grasos, y por eso los espermicidas suelen irritar la epidermis de la vagina haciendo que las mujeres sean más susceptibles a infecciones por hongos (candidiasis). Poca broma. El vanadio, en cambio, se abstiene de disolver a la brava y sencillamente rompe el cigüeñal de la cola de los espermatozoides, a los que deja dando vueltas como botes con un solo remo.<sup>li</sup>

Si el vanadio no ha aparecido en el mercado como espermicida es porque (y esto es una perogrullada en la medicina) saber que un elemento o un fármaco tiene efectos deseables en un tubo de ensayo no es lo mismo que domeñar esos efectos para crear un fármaco seguro que podamos consumir. Pese a toda su potencia, el vanadio sigue siendo un elemento de dudoso metabolismo en nuestro cuerpo. Entre otras cosas, aumenta y disminuye de forma misteriosa los niveles de azúcar en la sangre. Ésa es la razón de que, a pesar de su leve toxicidad, el agua de vanadio procedente (o eso dicen algunas páginas web) de los manantiales ricos en vanadio del monte Fuji, se vendan en internet como cura para la diabetes.

Otros elementos han hecho la transición completa a medicinas eficaces, como el gadolinio, hasta hace poco inútil, pero que ahora se ve como un potencial asesino del cáncer. El valor del gadolinio se debe a su abundancia de electrones no apareados. Pese a la buena disposición de los electrones para enlazarse con otros átomos, dentro de los átomos se mantienen tan lejos unos de otros como pueden. Como se recordará, los electrones se alojan en capas, que a su vez se organizan en orbitales, cada uno de los cuales puede albergar dos electrones. Curiosamente, los electrones llenan los orbitales del mismo modo que nosotros llenamos los asientos de un autobús: cada electrón intenta estar solo hasta que otro electrón no tiene más remedio que hacerle compañía.<sup>lii</sup> Cuando los electrones se dignan compartir, son quisquillosos. Siempre se sientan junto a alguien que tenga el «espín» contrario; el espín es el momento de rotación intrínseco, una propiedad relacionada con el campo magnético del electrón. Puede parecer raro que relacionemos electrones, espines e imanes, pero todas las partículas cargadas y en rotación tienen campos magnéticos permanentes, como si fueran minúsculos planetas.

Cuando un electrón se junta con otro electrón con el espín opuesto, sus campos magnéticos se cancelan mutuamente.

El gadolinio, que se sitúa en medio de la fila de las tierras raras, tiene el máximo número de electrones que se sientan solos. Al tener tantos electrones desparejados, que no se cancelan con otro, el gadolinio puede magnetizarse más fuertemente que ningún otro elemento, y eso es una característica deseable en las técnicas de imagen por resonancia magnética (RM). Las máquinas de RM magnetizan ligeramente los tejidos del cuerpo con potentes imanes, que luego desconectan de golpe. Al eliminar el campo magnético, el tejido se relaja, se reorienta al azar y se torna invisible al campo magnético. Las sustancias muy magnéticas como el gadolinio tardan más tiempo en relajarse, y la máquina de RM detecta esa diferencia. Así que si se fija el gadolinio a agentes específicos de tumores, es decir, a sustancias químicas que buscan y sólo se unen a tumores, los médicos pueden detectar más fácilmente los crecimientos cancerosos en una imagen de RM. Lo que hace el gadolinio es incrementar el contraste entre los tumores y los tejidos normales de manera que, dependiendo de la máquina, el tumor resalte como una isla blanca en un mar de tejidos grisáceos o como una nube oscura en un cielo blanco.

Pero hay algo aún mejor. El gadolinio podría hacer algo más que diagnosticar tumores: podría ofrecer a los médicos una forma de matarlos con radiación intensa. La gran cantidad de electrones desparejados del gadolinio le permiten absorber una gran cantidad de neutrones, que los tejidos normales no pueden absorber bien. Al absorber neutrones, el gadolinio se torna radiactivo y, al desintegrarse, mata el tejido a su alrededor. Por lo general, eso de desencadenar una nanorreacción nuclear en el cuerpo no es buena idea, pero si los médicos pudieran inducir los tumores a absorber gadolinio, este elemento se convertiría en el enemigo de nuestro enemigo. Por añadidura, el gadolinio también inhibe las proteínas encargadas de reparar el ADN, lo que impide que las células cancerosas puedan reconstruir sus andrajosos cromosomas. Como bien puede atestiguar cualquier superviviente del cáncer, un ataque enfocado con gadolinio representaría un avance fenomenal con respecto a la quimioterapia y la radioterapia normales, dos técnicas que acaban con las células cancerosas pero también arrasan con todo lo que haya a

su alrededor. Si esas técnicas son como bombas incendiarias, algún día el gadolinio podría permitir a los oncólogos realizar ataques con precisión quirúrgica pero sin cirugía.<sup>liii</sup>

Nada de esto quiere decir que el elemento sesenta y cuatro sea una medicina prodigiosa. Los átomos tienen la manía de dispersarse por el cuerpo, y como pasa con todos los elementos que el cuerpo no suele utilizar, el gadolinio tiene efectos secundarios. Provoca problemas renales en algunos pacientes que no pueden eliminarlo de sus sistemas, mientras que otros relatan que hace que sus músculos se tornen rígidos como en los primeros estadios del rigor mortis y que su piel se endurezca como el cuero, dificultando en algunos casos la respiración. A lo que parece, internet bulle con relatos de gente que afirma que el gadolinio (que suele tomarse para la RM) ha arruinado su salud.

De hecho, internet es un lugar interesante donde buscar afirmaciones de todo tipo sobre oscuros elementos medicinales. Para prácticamente todos los elementos que no sean metales tóxicos (e incluso a veces para algunos de éstos), puede encontrarse una página web de medicina alternativa que los vende como suplementos dietéticos.<sup>liv</sup> Al mismo tiempo, y seguramente no por casualidad, también pueden encontrarse firmas legales especializadas en daños y perjuicios dispuestas a denunciar a quien sea por exposición a prácticamente cualquier elemento. Hasta el momento, los gurús de la salud parecen haber llevado su mensaje a más gente que los abogados, así que las medicinas elementales (por ejemplo, las pastillas de cinc) siguen ganando popularidad, especialmente las que hunden sus raíces en los remedios populares. Durante un siglo, la gente fue reemplazando los remedios populares por los fármacos recetados, pero la pérdida de confianza en la medicina occidental ha hecho que otra vez algunas personas se receten a sí mismas «fármacos» como la plata.<sup>lv</sup>

Lo cierto es que existe una aparente base científica para el uso de la plata, puesto que posee los mismos efectos de esterilización que el cobre. La diferencia entre la plata y el cobre es que aquélla, al ser ingerida, tiñe la piel de color azul. Y para siempre. Pero es peor de lo que parece. Cuando decimos de la piel argentada que es «azul» es por brevedad, pero no es lo mismo un divertido azul eléctrico, que es lo que se imagina la gente cuando oye hablar de esto, que un horroroso gris



azulado de pitufo zombie, que se corresponde mejor con la realidad.

Por fortuna, este trastorno, que recibe el nombre de argiria, no es mortal y no causa daños internos. A principios del siglo xix, un hombre llegó a ganarse los garbanzos exhibiéndose en una feria de monstruos como «El hombre azul» tras tomar una sobredosis de nitrato de plata para curarse la sífilis (sin éxito). Ya en nuestros tiempos, un feroz libertario de Montana, y un milenarista acongojado por la llegada del año 2000, el valeroso y azulado Stan Jones, se presentó a las elecciones para el Senado de Estados Unidos en 2002 y 2006 a pesar de su sorprendente color de piel. Aunque lo cierto es que Jones se burlaba de sí mismo tanto como los medios de comunicación.

Cuando le preguntaron qué les decía a los niños y adultos que lo señalaban por la calle, espetó que «simplemente les digo que estoy probando mi disfraz de Halloween».

Jones tampoco se sonrojaba al explicar cómo había contraído argiria. Por culpa de su interés por todas las teorías conspirativas, en 1995 Jones acabó obsesionado con el colapso de los ordenadores en el año 2000, y en particular con la previsible escasez de antibióticos en el inminente apocalipsis. Decidió entonces que debía preparar su sistema inmunitario, y comenzó a destilar en su patio trasero un brebaje de metales pesados que obtenía sumergiendo en recipientes con agua unos electrodos de plata conectados a unas baterías de 9 voltios, un método que ni los más recalcitrantes evangelistas de la plata recomiendan, pues unas corrientes eléctricas de esa intensidad provocan la disolución de demasiados iones de plata. Durante cuatro años y medio, justo hasta que la amenaza del año 2000 se quedó en nada, en enero de aquel año, Jones bebió su pócima con un celo casi religioso.

Pese al chasco y pese a las miradas atónitas con que lo regalaron durante sus dos campañas al Senado, Jones no se arrepiente de nada. Lo que está claro es que no se presentaba a las elecciones para despertar a la Agencia de Alimentos y Medicamentos (FDA) de Estados Unidos, que en el mejor estilo libertario sólo se entromete en las curas con elementos cuando éstos provocan daños agudos o cuando sobre ellos se hacen promesas que no pueden cumplirse. Un año después de perder las elecciones de 2002, Jones le confesó a una revista nacional que «es culpa mía que haya tomado una dosis excesiva [de plata], pero todavía creo que es el

mejor antibiótico del mundo. Si Estados Unidos sufriera un ataque biológico o cayera enfermo con la enfermedad que fuera, volvería a tomarla de inmediato. Seguir vivo es más importante que volverse azul».

Diga lo que diga Stan Jones, las mejores medicinas modernas no son elementos aislados sino compuestos complejos. Con todo, en la historia de los fármacos modernos hay unos pocos elementos inesperados que han desempeñado un papel fuera de lo común. Esta historia concierne sobre todo a científicos heroicos pero poco conocidos como Gerhard Domagk, pero comienza con Louis Pasteur y el peculiar descubrimiento que realizó sobre una propiedad de las moléculas denominada quiralidad, que nos lleva a la esencia misma de la materia viva.

Casi todos nosotros somos diestros con la mano pero zurdos en lo más esencial: todos los aminoácidos de todas las proteínas de nuestro cuerpo tienen una predilección por la izquierda. De hecho, todas las proteínas de todas las formas de vida que jamás hayan existido son exclusivamente «zurdas» o, técnicamente, levógiras. Si algún día los astrobiólogos encontrasen un microorganismo en un meteorito o en una luna de Júpiter, lo primero que harían sería analizar la quiralidad de sus proteínas. Si éstas fuesen levógiras, lo más probable es que el microorganismo fuera resultado de una contaminación de la muestra; pero si fueran dextrógiras, seguro que sería una forma de vida extraterrestre.

Pasteur llegó a descubrir la quiralidad porque comenzó su carrera como químico estudiando pequeños fragmentos de la vida. En 1849, a la edad de veintiséis años, unas bodegas de vino le encargaron que investigara el ácido tartárico, un inocuo producto residual de la producción del vino. Las semillas de las uvas y los restos de las levaduras se descomponen en ácido tartárico que se deposita en forma de cristales en los posos de las cubas. Además, el ácido tartárico que tiene su origen en las levaduras posee una curiosa propiedad. Si se disuelve en agua y esta solución se ilumina con un haz de luz vertical, el rayo de luz se tuerce a la derecha, en el sentido de las agujas del reloj, respecto a la vertical. Es como girar un mando. El ácido tartárico industrial, sintetizado por el hombre, no se comporta así: en una solución, un haz de luz que entra vertical sale vertical. Pasteur quería saber por qué.

Enseguida descubrió que la respuesta no tenía nada que ver con la química de los

dos tipos de ácido tartárico. Ambos se comportaban de modo idéntico en las reacciones, y su composición elemental era la misma. Fue sólo al examinar los cristales con una lupa cuando notó la diferencia. Todos los cristales de ácido tartárico de la levadura estaban torcidos en una misma dirección, como si fueran diminutas manos giradas hacia la izquierda. En cambio, el ácido tartárico industrial giraba hacia los dos lados, como una mezcla de manos que apuntasen indistintamente a diestro y siniestro. Intrigado, Pasteur inició el increíblemente tedioso trabajo de separar, con unas pinzas, aquellos cristales del tamaño de un grano de sal, que colocaba en dos pilas, la de los diestros y la de los zurdos. Entonces disolvió cada una de las pilas en agua y sometió las soluciones a la prueba del haz de luz. Tal como sospechaba, los cristales que se parecían a los de la levadura rotaban la luz hacia la derecha, mientras que sus imágenes especulares, los cristales que apuntaban en sentido contrario, rotaban el haz de luz hacia la izquierda, en sentido opuesto a las agujas del reloj, y en ambos casos el número de grados de rotación era el mismo.

Pasteur le explicó sus resultados a su mentor, Jean-Baptiste Biot, que es quien había descubierto que algunos compuestos hacen rotar la luz. Su venerable mentor le pidió a Pasteur que le mostrase su hallazgo, y casi se dejó ganar por la emoción ante la elegancia del experimento. En esencia, Pasteur había demostrado que existen dos formas idénticas de ácido tartárico que son imágenes especulares. Lo que es más importante, Pasteur amplió más tarde esta idea al demostrar que la vida manifiesta una fuerte predilección por las moléculas de una determinada quiralidad.<sup>lvi</sup>

Pasteur admitió más tarde que había tenido un poco de suerte en su brillante investigación. A diferencia de la mayoría de las moléculas, es fácil ver la quiralidad del ácido tartárico. Además, aunque nadie hubiera podido imaginar un vínculo entre la quiralidad y la rotación de la luz, Pasteur disponía de Biot para guiarle en los experimentos de rotación óptica. Y una casualidad más: el tiempo cooperó. Cuando preparó el ácido tartárico sintetizado, Pasteur lo enfrió en el alféizar de una ventana. El ácido se separa en cristales levógiros y dextrógiros sólo por debajo de 26 °C, y si aquella estación hubiese sido cálida, nunca hubiera descubierto la quiralidad. Pese a todo ello, Pasteur sabía que la suerte sólo explicaba una parte de

su éxito. Como él mismo declaró: «La suerte sólo favorece a la mente preparada». Pasteur tenía el talento suficiente para que la «suerte» le acompañara durante toda su vida. Aunque no fue el primero en hacerlo, realizó un ingenioso experimento con caldo de carne en matraces estériles que demostró definitivamente que el aire no contiene ningún «elemento vitalizador», ningún espíritu que pueda alentar la vida en la materia muerta. La vida está construida solamente, y misteriosamente, a partir de los elementos de la tabla periódica. Pasteur desarrolló también la pasteurización, un proceso que a través del calor mata los agentes infecciosos que pueda haber en la leche. Pero lo que le hizo más famoso en su tiempo fue salvarle la vida a un niño con su vacuna de la rabia. Esta hazaña lo convirtió en un héroe nacional, y Pasteur aprovechó su celebridad e influencia para abrir un instituto con su nombre a las afueras de París, donde elaboraría mejor su revolucionaria teoría de los gérmenes para explicar las enfermedades.

No fue del todo casualidad que en la década de 1930, en el Instituto Pasteur, unos pocos científicos vengativos descubrieran cómo funcionaban los primeros fármacos sintetizados en un laboratorio, y al hacerlo pusieran una pesada carga en el cuello del descendiente intelectual de Pasteur, el gran microbiólogo de su era, Gerhard Domagk.

A primeros de diciembre de 1935, la hija de Domagk, Hildegard, tropezó en la escalera de la casa familiar en Wuppertal, en Alemania, mientras sostenía una aguja. La aguja se le clavó en la mano y se le partió en su interior. Un médico le extrajo el fragmento, pero a los pocos días Hildegard caía enferma, con fiebres altas, a causa de una brutal infección estreptocócica que se le extendía a todo el brazo. A medida que empeoraba, Domagk comenzó a padecer y sufrir también, porque sabía que en aquella época la muerte era un resultado habitual de aquellas infecciones. Cuando las bacterias comenzaban a multiplicarse, no había fármaco que frenara su codicia.

Pero había una salvedad: un fármaco, o más bien un posible fármaco. En realidad se trataba de un tinte rojo industrial con el que Domagk llevaba algún tiempo experimentando en su laboratorio con suma discreción. El 20 de diciembre de 1932 había inyectado a una camada de ratones una dosis de estreptococos diez veces superior a la letal. Había hecho lo mismo con otra camada, pero a ésta le había

inyectado además aquel tinte industrial, prontosil, noventa minutos más tarde. Durante la Nochebuena, Domagk, que hasta entonces no había sido más que un insignificante químico, se acercó sigilosamente a su laboratorio para ver qué había pasado. Todos los ratones de la segunda camada estaban vivos. Todos los de la primera habían muerto.

Aquello no era lo único en que pensaba Domagk mientras cuidaba de su hija Hildegard. El prontosil, una molécula orgánica aromática que, de forma un tanto insólita, contenía un átomo de azufre, poseía algunas propiedades impredecibles. En aquella época los alemanes creían, extrañamente, que los tintes mataban los gérmenes porque teñían sus órganos vitales del color equivocado. Pero el prontosil, aunque letal para los microbios en los ratones, en un tubo de ensayo no parecía tener ningún efecto sobre las bacterias, que nadaban felizmente en el líquido rojo. Nadie sabía por qué, y a causa de esa ignorancia muchos europeos habían atacado la «quimioterapia» alemana, que desdeñosamente consideraban inferior a la cirugía para el tratamiento de las infecciones. Ni siquiera Domagk acababa de creer en su fármaco. Entre el experimento con los ratones de 1932 y el accidente de Hildegard, los ensayos clínicos iniciales con seres humanos habían ido bien, aunque en algunos casos con graves efectos secundarios (por no mencionar el hecho de que los pacientes quedaban rojos como gambas). Aunque en los ensayos clínicos estaba dispuesto a arriesgar la vida de algunos pacientes en aras de un bien mayor, arriesgar la vida de su propia hija era harina de otro costal.

En este dilema, Domagk se encontraba en la misma situación que Pasteur cincuenta años antes, cuando una joven madre le había traído hasta Francia a su hijo, tan malherido por un perro rabioso que apenas podía caminar. Pasteur trató al niño con una vacuna contra la rabia que sólo se había probado en animales, y el niño sobrevivió.<sup>lvii</sup> Pasteur no tenía licencia de médico, pero le administró la vacuna aun a riesgo de ser denunciado por un delito criminal si fracasaba. Si Domagk fracasaba, cargaría con el peso adicional de haber matado a un miembro de su familia. Pero a medida que Hildegard se iba debilitando, no podía evitar recordar aquellas dos jaulas de ratones de la Nochebuena, una llena de alborotados ratones, la otra quieta y silenciosa. Cuando el médico de Hildegard le dijo que tenían que amputarle el brazo a su hija, Domagk echó a un lado la prudencia y, violando todo protocolo de

investigación que se pueda imaginar, se llevó de su laboratorio varias dosis del fármaco experimental y comenzó a inyectarle a su hija aquel suero rojo como la sangre.

Al principio, Hildegard empeoró. Durante las dos semanas siguientes su fiebre alternó entre fuertes subidas y precipitadas caídas. Pero de pronto, exactamente tres años después del experimento con los ratones que había realizado su padre, Hildegard se estabilizó. Viviría, y conservaría los dos brazos.

Aunque eufórico, Domagk se abstuvo de mencionar su experimento clandestino a sus colegas, para no producir un sesgo en los ensayos clínicos. Pero sus colegas no necesitaban el caso de Hildegard para saber que Domagk había descubierto algo extraordinario: el primer fármaco verdaderamente antibacteriano. Es difícil exagerar hasta qué punto aquel fármaco era una revelación. En los tiempos de Domagk el mundo era moderno en muchos sentidos. Se disponía de transporte intercontinental rápido por medio de trenes, y de comunicaciones internacionales rápidas gracias al telégrafo; pero no se tenían muchas esperanzas de sobrevivir ni siquiera a las infecciones más comunes. Con el prontosil, parecía que podrían conquistarse e incluso erradicarse plagas que habían asolado a los humanos desde los principios de la historia. La única pregunta que quedaba en el aire era cómo funcionaba el prontosil.

No es que desee acortar la distancia entre autor y lector más de lo necesario, pero la explicación que sigue tiene que venir acompañada por una disculpa. Tras explayarme, querido lector, sobre la utilidad de la regla del octeto, detesto tener que decirle que hay excepciones y que el prontosil funciona como fármaco sobre todo porque viola esta regla. Específicamente, cuando el azufre se encuentra rodeado de elementos más aguerridos, pone a su disposición los seis electrones de su capa más exterior, ampliando de este modo su octeto a un dodecaeto. En el caso del prontosil, el azufre comparte un electrón con un anillo bencénico de átomos de carbono, otro con una cadena corta de nitrógeno, y otros dos pares con dos codiciosos átomos de carbono. Eso son seis enlaces con doce electrones, todo un juego malabar que aparte del azufre que ningún otro elemento puede realizar. El azufre se aloja en la tercera fila de la tabla periódica, de manera que es lo bastante grande para acoger a más de ocho electrones y juntar todas esas partes

importantes; por otro lado, es sólo la tercera fila, así que es lo bastante pequeño para que todo encaje en una adecuada disposición tridimensional.

Domagk, que antes que nada era bacteriólogo, ignoraba toda esa química, así que decidió publicar sus resultados para que otros científicos pudieran ayudarlo a descubrir cómo funcionaba el prontosil. Pero primero había que considerar algunos delicados asuntos de negocios. La empresa química para la que trabajaba Domagk, I. G. Farbenindustrie (IGF, la compañía que más adelante fabricaría el Zyklon B de Fritz Haber), ya vendía prontosil como colorante, pero inmediatamente después de las navidades de 1932 solicitó una extensión de la patente del prontosil como medicina. Ahora que tenía una prueba clínica de que el fármaco funcionaba en humanos, IGF estaba deseosa de mantener sus derechos de propiedad intelectual. Cuando Domagk presionó para publicar sus resultados, la compañía le obligó a esperar hasta que se aprobara la patente médica del prontosil, una demora que provocó críticas a Domagk y a IGF, pues la gente seguía muriendo mientras los abogados discutían. Luego, con la intención de impedir que otras compañías se enterasen de sus descubrimientos sobre el prontosil, IGF forzó a Domagk a publicar su trabajo en una oscura revista en alemán.

Pese a todas esas precauciones, y pese a las promesas revolucionarias del prontosil, el fármaco se hundió en el mercado. Los médicos extranjeros seguían con sus arengas contra él y muchos ni siquiera creían que pudiera funcionar. El prontosil y su solitario átomo de azufre no consiguieron ganarse el respeto hasta que el fármaco le salvó la vida a Franklin Delano Roosevelt Jr., que en 1936 sufrió un grave infección estreptocócica de la garganta, y el prontosil apareció en los titulares del *De repente*, Domagk parecía más un alquimista a juzgar por la cantidad de dinero que podía darle a IGF, y el desconocimiento de cómo funcionaba el prontosil carecía de importancia. A quién iba a importarle cuando las cifras de ventas se multiplicaban por cinco en 1936, y por cinco otra vez al año siguiente.

Entretanto, los científicos del Instituto Pasteur, en Francia, descubrían el recóndito artículo de Domagk. Con una mezcla a partes iguales de aversión hacia la propiedad intelectual (porque detestaban que las patentes obstaculizaran la investigación básica) y hacia los teutones (odiaban a los alemanes), los franceses se pusieron de inmediato manos a la obra de violar la patente de IGF. (No se puede subestimar el

odio como motivación del ingenio.)

El prontosil funcionaba contra las bacterias tal como se decía, pero los científicos del Pasteur observaron algunas cosas raras cuando le siguieron la pista por el cuerpo. Para empezar, no era el prontosil lo que mataba a las bacterias, sino un derivado suyo, la sulfonamida, que producen los mamíferos al partir en dos el prontosil. Eso explicaba por qué las bacterias no se veían afectadas en los tubos de ensayo: ninguna célula de mamífero había escindido el prontosil para «activarlo». En segundo lugar, la sulfonamida, con su átomo central de azufre y sus seis patas laterales, interrumpe la producción de ácido fólico, un nutriente que necesitan todas las células para replicar el ADN y reproducirse. Los mamíferos obtienen ácido fólico con la dieta, por lo que la sulfonamida no daña a sus células. Pero las bacterias tienen que fabricar su propio ácido fólico para poder hacer la mitosis y reproducirse. ¡Los franceses demostraron que Domagk no había descubierto un asesino de bacterias sino un método para controlar su natalidad!

La escisión del prontosil fue una noticia sorprendente, y no sólo desde el punto de vista médico. La parte importante del prontosil, la sulfonamida, ya se había inventado muchos años antes. Había sido patentada en 1909, y nada menos que por G. Farbenindustrie,<sup>lviii</sup> pero la compañía sólo la había probado como tinte, y había desatendido la patente, que a mediados de los años treinta había expirado. Los científicos del Instituto

Pasteur publicaron sus resultados sin disimular su alegría por ofrecer a todo el mundo una licencia para saltarse la patente de prontosil. Naturalmente, Domagk e IGF protestaron alegando que era el prontosil, no la sulfonamida, el componente esencial. Pero a medida que se fueron acumulando los indicios en su contra, abandonaron sus pretensiones. La compañía perdió millones en inversión en el producto, y probablemente cientos de millones en beneficios, cuando sus competidores se abalanzaron sobre el mercado produciendo otras «sulfas».

Pese a las frustraciones profesionales de Domagk, otros científicos reconocieron sus logros, y el heredero de Pasteur fue galardonado con el premio Nobel de Medicina o Fisiología de 1939, tan sólo siete años después de su experimento de aquellas navidades con los ratones. Pero el Nobel sólo empeoró la vida de Domagk. Hitler odiaba al comité del Nobel por haber concedido el premio de la Paz de 1935 a un



periodista y pacifista antinazi, tras lo cual Die Führer prácticamente había declarado ilegal que un ciudadano alemán ganara el premio Nobel. En consecuencia, la Gestapo arrestó y trató con brutalidad a Domagk por su «crimen». Cuando estalló la segunda guerra mundial, Domagk se redimió un poco al convencer a los nazis (que al principio se negaban a creerlo) de que sus fármacos podían salvar a los soldados que sufrieran gangrena. Pero para entonces los Aliados ya tenían las sulfas, y no debió aumentar precisamente la popularidad de Domagk que en 1942 sus fármacos salvaran la vida de Winston Churchill, un hombre decidido a destruir Alemania.

Pero quizá lo peor de todo fuera que el fármaco en que Domagk había confiado para salvar la vida de su hija se convirtió en poco menos que una peligrosa moda. La gente pedía sulfonamida para tratar cualquier inflamación de garganta o cualquier resfriado y pronto lo vieron como una especie de elixir. Sus esperanzas se tornaron en un macabro chiste cuando comerciantes sin escrúpulos de Estados Unidos, aprovechándose de esta manía, comenzaron a vender sulfas edulcoradas con anticongelante. A las pocas semanas morían cientos de personas, una prueba más de que, cuando se trata de panaceas, la credulidad de los seres humanos no conoce límites.

Los antibióticos fueron la culminación de los descubrimientos de Pasteur sobre los gérmenes. Pero no todas las enfermedades tienen su origen en gérmenes; muchas tienen sus raíces en problemas químicos u hormonales. La medicina moderna sólo comenzó a ocuparse de esta segunda clase de enfermedades cuando asimiló el otro gran descubrimiento de Pasteur para la biología: la quiralidad. No mucho después de brindarnos su máxima sobre la suerte y la mente preparada, Pasteur dijo algo más que, aunque no tan conciso, promueve una sensación aún más profunda de asombro, pues atañe a algo realmente misterioso: qué hace que la vida sea vida. Tras determinar que a un nivel muy profundo la vida tiene predilección por cierta lateralidad, Pasteur sugirió que la quiralidad era la única «frontera bien marcada que puede trazarse en estos momentos entre la química de la materia inerte y la química de la materia viva».<sup>lix</sup> Si el lector se había preguntado alguna vez qué define a la vida, ahí tiene la respuesta química.

La sentencia de Pasteur guió la bioquímica a lo largo de un siglo, durante el cual la medicina hizo enormes progresos en la comprensión de las enfermedades. Al propio

tiempo, la idea expresada por Pasteur implicaba que la cura de las enfermedades, que era el verdadero premio, requeriría hormonas quirales y productos bioquímicos quirales, y los científicos comprendieron que el dictado de Pasteur, por perspicaz y útil que fuera, de una forma más sutil resaltaba su propia ignorancia. Es decir, al señalar el abismo que media entre la química «inerte», que los científicos realizan en el laboratorio, y la química viva de las células, la que sustenta la vida, Pasteur señalaba también que cruzar ese abismo no sería tarea fácil.

Eso no impidió que muchos lo intentaran. Algunos científicos obtuvieron sustancias químicas quirales destilando esencias y hormonas de animales, pero al final el método resultó ser demasiado arduo. (En la década de 1920, dos químicos de Chicago tuvieron que hacer puré varios miles de kilos de testículos de toro procedentes de una ganadería para obtener unos pocos gramos de la primera testosterona pura.) La otra vía factible consistía en pasar por alto la distinción de Pasteur y fabricar versiones tanto dextrógiras como levógiras de las moléculas bioquímicas. Esto resultaba bastante fácil de hacer porque, estadísticamente, las reacciones que producen moléculas quirales sintetizan con la misma probabilidad las formas de izquierdas que las de derechas. El problema de esta vía era que las moléculas especulares manifiestan propiedades distintas en el cuerpo. El aroma cítrico de las naranjas y los limones proviene de las mismas moléculas, sólo que una es levógira y la otra dextrógira. Las moléculas dextrógiras pueden incluso destruir la biología levógira. En la década de 1950, una compañía farmacéutica alemana comenzó a comercializar un remedio para las náuseas matinales de las embarazadas, pero la forma benigna y curativa del ingrediente activo estaba mezclada con la forma de la quiralidad errónea porque los científicos no habían encontrado la manera de separarlas. Los monstruosos defectos de nacimiento que se produjeron, sobre todo en niños que nacieron sin brazos o piernas, con las manos y los pies cosidos como aletas de tortuga a sus troncos, convirtieron a la talidomida en el fármaco más infame del siglo xx.<sup>lx</sup>

Al mismo tiempo que se producía el desastre de la talidomida, las esperanzas de conseguir fármacos quirales se iban apagando. Pero al mismo tiempo que unas personas lloraban públicamente a los bebés de la talidomida, un químico de St. Louis llamado William Knowles comenzó a experimentar con un improbable héroe

elemental, el rodio, en un laboratorio privado de investigación de Monsanto, la compañía agrícola. Calladamente, Knowles sorteó a Pasteur y demostró que en realidad, si se usaba con cuidado, la materia «muerta» podía vigorizar a la materia «viva».

Knowles tenía una molécula plana, bidimensional, que quería inflar para ocupar las tres dimensiones porque la versión levógira de la molécula 3D había mostrado efectos prometedores en el tratamiento de trastornos cerebrales como la enfermedad de Parkinson. El principal escollo era conseguir la quiralidad adecuada. Es importante comprender que los objetos de dos dimensiones no pueden ser quirales: al fin y al cabo, a un recorte en cartón de una mano derecha se le puede dar la vuelta para obtener una mano izquierda. La quiralidad sólo surge con el eje z. Pero en una reacción las sustancias químicas inanimadas no saben cómo hacer una forma o la otra.<sup>lxi</sup> Hacen las dos, salvo que se les ayude de algún modo.

El truco de Knowles para ayudarlas era usar rodio como catalizador. Los catalizadores aceleran las reacciones químicas en un grado que se hace difícil de entender en nuestro pausado mundo cotidiano. Algunos catalizadores mejoran las velocidades de reacción millones, miles de millones o incluso billones de veces. El rodio funciona bastante rápido, y Knowles descubrió que un átomo de rodio podía inflar un número incontable de sus moléculas 2D. Así que fijó el rodio al centro de un compuesto quiral, creando así un catalizador quiral.

Lo más ingenioso fue que tanto el catalizador quiral con el átomo de rodio como la molécula diana de dos dimensiones eran extensas y voluminosas. Por ello, cuando se acercaban la una a la otra para reaccionar, lo hacían como dos animales obesos intentando tener sexo: el compuesto quiral sólo podía introducir su átomo de rodio en la molécula 2D en una posición. Desde esa posición, con los brazos y los michelines en medio, la molécula 2D sólo podía desplegarse en una molécula 3D en una dimensión.

Esa limitada capacidad de maniobra durante el coito, junto con la capacidad catalítica del rodio para acelerar las reacciones, permitían a Knowles salirse con la suya haciendo sólo un poco de trabajo duro (la síntesis del catalizador quiral de rodio) para obtener, a cambio, grandes cantidades de moléculas con la quiralidad correcta.

Todo esto ocurría en el año 1968, y fue entonces cuando nació la moderna síntesis de fármacos, un momento celebrado mucho más tarde, en 2001, con la concesión del premio Nobel de Química a Knowles.

Casualmente, el fármaco que el rodio producía en gran cantidad para Knowles era la *levo-dihidroxifenilalanina* o *Ldopa*, un compuesto que se haría famoso gracias al libro de Oliver Sacks, *Despertares*. Este libro documenta un episodio en que la *L-dopa* sacudió de su profundo sueño a ochenta pacientes que habían desarrollado una forma extrema de la enfermedad de Parkinson tras haber contraído encefalitis letárgica en la década de 1920. Los ochenta pacientes estaban recluidos en una residencia donde muchos habían pasado cuatro décadas en una niebla neurológica, y unos pocos en un estado continuo de catatonía. Sacks los describe como personas «totalmente faltas de energía, ímpetu, iniciativas, motivaciones, apetitos, afectos o deseos... tan insustanciales como fantasmas y tan pasivos como zombis... volcanes extintos».

En 1967, un doctor había tenido un gran éxito en el tratamiento de pacientes de Parkinson con *L-dopa*, un precursor de una sustancia química del cerebro, la *dopamina*. (Al igual que el *prontosil* de Domagk, la *L-dopa* tiene que activarse biológicamente en el cuerpo.) Pero las formas *levógira* y *dextrógira* de la molécula eran difíciles de separar, por lo que el fármaco costaba más de 10.000 dólares el kilo. Sacks explica que de forma milagrosa, sin que él supiera por qué, «hacia finales de 1968 el coste de la *L-dopa* inició una fuerte caída». Liberado gracias al descubrimiento de Knowles, Sacks comenzó a tratar a sus pacientes catatónicos de Nueva York al poco tiempo, y «durante la primavera de 1969, de un modo... que nadie hubiera podido imaginar o prever, estos “volcanes extintos” explotaron a la vida».

La metáfora del volcán es precisa, pues los efectos de la droga no fueron del todo benignos. Algunas personas se volvieron *hipercinéticas*, con pensamientos atropellados, mientras que otros comenzaron a alucinar o a roer cosas como animales. Pero en casi todos los casos, estas personas olvidadas preferían las manías que les provocaba la *L-dopa* a su anterior estado de *apatía*. Sacks recuerda que sus familias y el personal del hospital los consideraban «muertos a todos los efectos», y que incluso algunas de las víctimas se consideraban así. Sólo la forma

levógira del fármaco de Knowles podía retornarlos a la vida. Una vez más, resultó ser cierto el dictado de Pasteur sobre las propiedades vitalizantes de las sustancias químicas que tienen la quiralidad adecuada.

## Capítulo 11

### Cómo nos engañan los elementos

<sup>7</sup> N 14.007	<sup>22</sup> Ti 47.861	<sup>4</sup> Be 9.012	<sup>19</sup> K 39.098	<sup>11</sup> Na 22.990	<sup>53</sup> I 126.904
-----------------------------	-------------------------------	-----------------------------	------------------------------	-------------------------------	-------------------------------

Nadie hubiera podido imaginar que un metal gris y anónimo como el rodio pudiera producir algo tan extraordinario como la L-dopa. Pero el caso es que después de cientos de años de química, los elementos siguen sorprendiéndonos, de forma benigna o no. Los elementos pueden desordenar nuestra respiración automática e inconsciente, confundir nuestros sentidos conscientes, e incluso, como el yodo, traicionar nuestras facultades más humanas. Es cierto que los químicos poseen un sólido conocimiento de muchas características de los elementos, como sus puntos de fusión o su abundancia en la corteza de la Tierra, y que el *Handbook of Chemistry and Physics* un volumen de más de tres kilos de peso y 2.804 páginas que es el Corán de los químicos, recoge todas las propiedades físicas de cada elemento con más decimales de los que nadie necesita. A un nivel atómico, los elementos se comportan de manera predecible. Pero cuando se tropiezan con todo el caos de la biología, siguen dejándonos perplejos. Incluso los elementos más vulgares y cotidianos pueden darnos sorpresas cuando se encuentran en circunstancias excepcionales.

El 19 de marzo de 1981, cinco técnicos desmontaron un panel de una nave espacial de simulación en la sede central de la NASA en Cabo Cañaveral con el objeto de introducirse en una angosta cámara trasera situada encima de los motores. Un «día» de treinta y tres horas acababa de finalizar con una simulación perfecta de un despegue, y puesto que la lanzadera espacial *Columbia* la más avanzada de todas las diseñadas, tenía programado el lanzamiento para su primera misión en abril, la agencia se sentía tranquila y confiada. Ahora que había finalizado la parte más dura del día, los técnicos, satisfechos y cansados, se introdujeron en el compartimento para realizar un chequeo rutinario de los sistemas. Segundos más tarde se desplomaban con un inquietante sosiego.

Hasta aquel momento, la NASA no había perdido ninguna vida en tierra o en el

espacio desde 1967, cuando tres astronautas habían muerto quemados durante un entrenamiento para el *Apolo 1*. Por aquel entonces, la NASA, siempre preocupada por reducir la carga, sólo permitía que por las naves circulara oxígeno puro, no aire, que contiene un 80 por ciento de nitrógeno (es decir, un 80 por ciento de peso muerto). Por desgracia, como la NASA reconocía ya en un informe técnico fechado en 1966, «en el oxígeno puro [las llamas] arden más rápido y a más alta temperatura sin la dilución del nitrógeno atmosférico, que absorbe algo del calor o interfiere de otros modos». En cuanto los átomos de las moléculas de oxígeno ( $O_2$ ) absorben calor, se disocian y arman un gran alboroto robándoles los electrones a otros átomos cercanos. Además, el oxígeno no necesita mucha provocación para saltar. A algunos ingenieros les preocupaba que la simple electricidad estática del velcro de los trajes de los astronautas pudiera encender un gas de oxígeno puro y vigoroso. No obstante, el informe concluía que si bien «el gas inerte se ha considerado como medio para suprimir la flamabilidad... los aditivos inertes no sólo son innecesarios, sino que tienen sus propias complicaciones».

Esa conclusión tal vez fuera correcta en el espacio, donde la presión atmosférica es nula y basta un poco de gas en el interior para evitar el colapso de la nave espacial. Pero para hacer ensayos en el pesado aire de la Tierra, los técnicos de la NASA tuvieron que bombear en los simuladores mucho más oxígeno para evitar que las paredes se arrugasen hacia el interior, lo que implicaba un peligro mayor, pues hasta los fuegos más modestos arden con violencia en oxígeno puro. Cuando un día de 1967 saltó una chispa de origen desconocido, las llamas envolvieron el módulo y quemaron a los tres astronautas que estaban en su interior.

Los desastres ayudan a disipar las dudas, y en este caso la NASA decidió que a partir de entonces utilizaría gases inertes siempre que fuera necesario, con complicaciones o sin ellas, en todas las lanzaderas y simuladores. En 1981, durante la misión llenaron cada uno de los compartimentos que pudieran producir chispas con nitrógeno inerte ( $N_2$ ). La electrónica y los motores funcionan igual en una atmósfera de nitrógeno, y si salta una chispa, la apaga el nitrógeno, que tiene una forma molecular más fuerte que el oxígeno. Los trabajadores que entran en un compartimento inerte simplemente tienen que llevar una máscara de gas o esperar a que se extraiga el nitrógeno y sea reemplazado por aire respirable, una

precaución que no se tomó el 19 de marzo. Alguien dio paso demasiado pronto, los técnicos se introdujeron en la cámara ignorantes del peligro y fueron cayendo uno tras otro. El nitrógeno no sólo impide que las neuronas y las células cardíacas absorban nuevo oxígeno, sino que además roba el poco oxígeno que las células guardan para los momentos de escasez, lo que aceleró la muerte de los técnicos. Los socorristas sacaron a rastras a los cinco hombres pero sólo lograron revivir a tres de ellos. John Bjornstad había muerto, y Forrest Cole murió tras un coma el primero de abril.

Para ser justos con la NASA, hay que decir que durante las últimas décadas el nitrógeno también ha asfixiado a mineros en túneles y a trabajadores que operaban bajo tierra en aceleradores de partículas,<sup>lxii</sup> y siempre en las mismas circunstancias, que parecen salidas de una película de terror. La primera persona que entra se desploma en segundos sin razón aparente. Una segunda y, a veces, tercera persona corren a asistirlo y sucumben también. Lo más terrorífico es que nadie lucha antes de morir. Nunca se presenta el pánico, pese a la falta de oxígeno. Eso le parecerá increíble a cualquiera que haya estado atrapado bajo el agua. El instinto por no asfixiarnos nos empuja a la superficie. Pero nuestro corazón, pulmones y cerebro carecen en realidad de una forma de detectar el oxígeno. Estos órganos sólo juzgan dos cosas: si estamos inhalando algún gas, cualquier gas, y si estamos exhalando dióxido de carbono. El dióxido de carbono se disuelve en la sangre formando ácido carbónico, y mientras purguemos el CO<sub>2</sub> con cada exhalación y reduzcamos los niveles del ácido, nuestro cerebro estará tranquilo. En realidad se trata de una chapuza de la evolución. Tendría más sentido seguir los niveles de oxígeno, que es lo que realmente necesitamos. Pero a las células les resulta más fácil asegurarse de que los niveles de ácido carbónico sean cercanos a cero, y por lo general les basta con eso, así que hacen lo mínimo.

El nitrógeno burla este sistema. Es inodoro, incoloro y no produce ninguna acumulación de ácido en nuestras venas. Lo inhalamos y exhalamos sin dificultad, así que nuestros pulmones están tranquilos, y no hace saltar ninguna alarma mental. Es un «asesino amable» que pasa por delante de los sistemas de seguridad del cuerpo con un saludo familiar. (Es irónico que el nombre tradicional del grupo de elementos de la columna del nitrógeno, los «pnictógenos», provenga de la palabra



griega que significa «asfixiarse» o «estrangular».) Los trabajadores de la NASA, las primeras víctimas de la malograda lanzadera espacial *Columbia* que veintidós años más tarde habría de desintegrarse sobre el cielo de Texas, seguramente se sintieron mareados y aletargados en aquella bruma de nitrógeno. Pero cualquiera se sentiría así después de treinta y seis horas de trabajo, y como podían exhalar dióxido de carbono sin problema, poco más debió pasar por su mente antes de que se desvanecieran y el nitrógeno ocluyera su cerebro.

Como tiene que combatir los microbios y otros organismos vivos, el sistema inmunitario del cuerpo tiene una biología más sofisticada que el sistema respiratorio. Pero eso no significa que sea más listo y evite caer en engaños. Por suerte, frente a algunas de las artimañas químicas dirigidas contra el sistema inmune, la tabla periódica engaña al cuerpo por su propio bien.

En 1952, el doctor sueco Per-Ingvar Brånemark estaba estudiando la producción de células sanguíneas en la médula ósea. Quería observar el proceso en directo y, como tenía estómago para soportarlo, en el fémur de unos conejos practicó unos orificios y los tapó con unas «ventanas» de titanio tan finas que eran transparentes a la luz intensa. La observación fue satisfactoria, y Brånemark decidió despegar las costosas pantallas de titanio para usarlas en otros experimentos. Pero no hubo manera y, fastidiado, tuvo que olvidarse de ellas (y de los pobres conejos). Cuando en otros experimentos le ocurrió lo mismo, que el titanio quedaba fijado al fémur como si estuviera atornillado, examinó la situación con más detenimiento. Lo que vio hizo que de repente el estudio de las jóvenes células sanguíneas perdiera todo interés, y revolucionó el aletargado campo de la prótesis.

Desde tiempos antiguos los médicos habían reemplazado los miembros perdidos con torpes apéndices de madera y patas de palo. Durante y después de la revolución industrial, las prótesis de metal se hicieron habituales, y los soldados desfigurados en la primera guerra mundial llevaban incluso rostros de metal de quita y pon que les permitían pasar entre la gente sin atraer las miradas. Pero nadie había logrado integrar el metal o la madera en el cuerpo, que era la solución ideal. El sistema inmunitario rechazaba todos los intentos, sin importar que se usara oro, cinc, magnesio o vejigas de cerdo cromadas. Como experto en sangre que era, Brånemark sabía por qué. Normalmente, una cuadrilla de células sanguíneas se

encarga de envolver el cuerpo extraño en una camisa de fuerza hecha con el escurridizo y fibroso colágeno. Este mecanismo de sellado del cuerpo extraño para evitar que vaya desprendiendo trozos funciona bien con cosas como los perdigones de un accidente de caza. Pero las células no son lo bastante listas para distinguir entre cuerpos extraños invasores y materia extraña útil, y a los pocos meses de la implantación, cualquier nuevo apéndice quedaba cubierto de colágeno y comenzaba a separarse de su lugar de anclaje.

Como esto ocurría incluso con metales que el cuerpo metaboliza, como el hierro, y como el cuerpo no necesita titanio ni siquiera en cantidades minúsculas, el titanio parecía un pobre candidato para que fuera aceptado por el sistema inmunitario. Pero Brånemark descubrió que, por alguna razón, el titanio hipnotiza a las células sanguíneas: no desencadena ninguna reacción inmune e incluso camela a los osteoblastos del cuerpo, las células encargadas de la formación de los huesos, para que se unan a él como si no hubiera ninguna diferencia entre el elemento veintidós y el hueso de verdad. El titanio puede integrarse plenamente en el cuerpo, engañándolo por su propio bien. Desde 1952, se ha convertido en el elemento estándar en los implantes dentales, las prótesis de dedos y las de articulaciones, como la prótesis de cadera que recibió mi madre a principios de la década de 1990. Por culpa de una fenomenal mala suerte, la artritis había acabado con el cartílago de la cadera de mi madre cuando aún era joven, y le había quedado el hueso rozando contra hueso como la mano de mortero contra el mortero. Con sólo treinta y cinco años, tuvieron que reemplazarle las articulaciones de la cadera, lo que significaba que en el fémur previamente serrado tenían que clavarle una púa de titanio con una bola en su extremo, y atornillarle a la cadera la fosa, el acetábulo de la articulación. A los pocos meses, caminaba sin dolor por primera vez en años, mientras yo andaba explicando por ahí tan feliz que le habían hecho la misma operación que a Bo Jackson.<sup>12</sup>

Por desgracia, y en parte porque no estaba dispuesta a tomárselo con calma en el jardín de infancia donde trabajaba, la cadera de mi madre falló a los nueve años. Volvieron el dolor y la inflamación, y otro equipo de cirujanos tuvo que cortar para ver qué había pasado. Resultó que el componente de plástico del interior del falso

---

<sup>12</sup> Jugador de béisbol y fútbol americano célebre en Estados Unidos. (N. del T)

acetábulo había comenzado a desprender fragmentos, que su cuerpo había atacado como debía, cubriéndolos de colágeno. Pero el acetábulo de titanio anclado en su pelvis estaba intacto y, de hecho, tuvieron que arrancarlo para ajustar la nueva pieza de titanio. Como recuerdo por ser su paciente más joven con dos reemplazos de cadera, los cirujanos de la clínica Mayo le regalaron a mi madre el acetábulo original. Todavía lo guarda en su casa, en una bolsa de papel. Tiene el tamaño de una bola de tenis cortada por la mitad, y aún hoy, una década más tarde, se pueden ver trozos de hueso blanco inamovibles unidos a la superficie gris oscura del titanio.

Más avanzado aún que nuestro inconsciente sistema inmunitario es nuestro sistema sensorial, nuestro tacto, gusto y olfato, que comunica nuestro cuerpo físico con nuestra mente incorpórea. Pero a estas alturas ya debería resultar obvio que unos nuevos niveles de sofisticación introducen unas nuevas e inesperadas vulnerabilidades en cualquier sistema vivo. Y resulta que el provechoso engaño del titanio es una excepción. Creemos que nuestros sentidos nos ofrecen información cierta sobre el mundo, que nos protegen de daños; descubrir que en realidad son crédulos es una cura de humildad, y resulta un poco aterrador.

Dentro de la boca, unos receptores nos alarman e inducen a soltar una cuchara de sopa antes de que nos queme la lengua, pero, curiosamente, las guindillas de algunas salsas contienen una sustancia química, la capsaicina, que también irrita a esos mismos receptores. La menta nos refresca la boca porque contiene metanol, que activa los receptores del frío, dejándonos helados como si acabara de atravesarnos una brisa del Ártico. Algunos elementos engañan de modo parecido al olfato y el gusto. Si alguien vertiera sobre la piel la más pequeña cantidad de telurio (o teluro), apestaría a ajo durante semanas, y la gente sabría que ha estado en una habitación aun horas después de abandonarla. Más extraño todavía es el caso del berilio, el elemento cuatro, que sabe a azúcar. Más que ningún otro nutriente, los humanos necesitamos para vivir la energía rápida que nos proporciona el azúcar, y tras miles de años cazando para sustentarnos, uno creería que disponemos de sistemas bastante sofisticados para detectar esa dulce sustancia. Sin embargo, el berilio, un metal pálido, difícil de fundir e insoluble, de átomos pequeños que no se parecen en nada a los anillos de las moléculas de azúcar, excita igual que éstas a

las papilas gustativas.

Este disfraz sería divertido si no fuera porque el berilio, aunque dulce en cantidades muy pequeñas, enseguida alcanza dosis tóxicas<sup>lxiii</sup>. Según algunas estimaciones, hasta un 10 por ciento de la población humana es hipersusceptible a la beriliosis aguda, el equivalente en la tabla periódica de la alergia a los cacahuets. Incluso para el resto de los humanos, la exposición al polvo de berilio puede producir cicatrices en los pulmones y la misma neumonitis química que produce la inhalación de finas partículas de sílice, como descubrió uno de los grandes científicos de todos los tiempos, Enrico Fermi. De joven, un altivo Fermi utilizó polvo de berilio en experimentos con uranio radiactivo. El berilio era ideal para esos experimentos porque cuando se mezcla con una sustancia radiactiva, reduce la velocidad de las partículas emitidas. En lugar de permitir que las partículas escapen inútilmente al aire, el berilio las devuelve al entramado de uranio, donde pueden provocar la emisión de nuevas partículas. En sus últimos años, tras mudarse de Italia a Estados Unidos, Fermi se envalentonó tanto con estas reacciones que produjo la primera reacción nuclear en cadena de la historia, en una cancha de squash de la Universidad de Chicago. (Por suerte, también fue lo bastante listo para saber cómo detenerla.) Pero mientras Fermi domeñaba la energía nuclear, el sencillo berilio acababa con él. Sin saberlo, de joven había inhalado una cantidad demasiado elevada de este dulce polvo químico, y sucumbió a una neumonitis a la edad de cincuenta y tres años, conectado a un tanque de oxígeno y con los pulmones hechos trizas.

Si el berilio puede ganarse la confianza incluso de las personas que saben de sus tretas es en parte porque tenemos un sentido del gusto un poco excéntrico. Es verdad que algunos de los cinco tipos de papilas gustativas son bastante fiables. Las papilas del gusto amargo buscan en los alimentos, sobre todo plantas, compuestos nitrogenados venenosos, como el cianuro de las semillas de manzana. Las papilas del sabor umami (que en japonés significa gustoso o sabroso) detectan el glutamato, la G de MSG, el glutamato monosódico. Como es un aminoácido, el glutamato ayuda a construir proteínas, de modo que estas papilas nos informan de los alimentos ricos en proteínas. Pero las papilas de los gustos dulce y ácido son fáciles de engañar. Lo hace el berilio, pero también una proteína especial de las

bayas de algunas especies de plantas. Esta proteína, que recibe al apropiado nombre de miraculina, elimina la desagradable acidez de algunos alimentos sin alterar los matices de su sabor, de modo que el vinagre de manzana sabe a sidra y la salsa de tabasco sabe a salsa marinara. La miraculina consigue esto silenciando las papilas gustativas del sabor ácido y excitando las del dulce, haciéndolas sensibles a los iones de hidrógeno ( $H^+$ ) que producen los ácidos. En la misma línea, la gente que por accidente inhala ácido clorhídrico o sulfúrico a menudo dice haber notado un dolor en los dientes como si alguien le hubiera obligado a masticar unas rodajas muy ácidas de limón. Pero como Gilbert Lewis demostró, los ácidos están íntimamente ligados a los electrones y otras cargas. A nivel molecular, pues, «ácido» es simplemente el gusto que notamos cuando nuestras papilas gustativas se abren y dejan entrar iones de hidrógeno. Nuestra lengua mezcla la electricidad, el flujo de partículas cargadas, con las sustancias ácidas. Alessandro Volta, el conde italiano que sirvió de inspiración para el epónimo «voltio», demostró esto hacia el año 1800 por medio de un ingenioso experimento. Volta hizo que varios voluntarios formaran una cadena y cada uno pellizcara la lengua de su vecino. Luego las dos personas de los extremos tocaron con sus dedos los terminales de una batería. Al instante, a lo largo de toda la línea, los voluntarios notaron un gusto ácido en los dedos de sus vecinos.

Las papilas gustativas del sabor salado también se ven afectadas por el flujo de cargas, pero sólo de ciertos elementos. El sodio es el que desencadena el reflejo salado más fuerte en la lengua, pero el potasio, el primo químico del sodio, por su semejanza también tiene gusto salado. Ambos elementos existen en la naturaleza en forma de iones, y es sobre todo la carga eléctrica de estos, más que el sodio y el potasio en sí mismos, lo que detecta la lengua. Nuestra evolución nos ha conducido a notar este sabor porque los iones de sodio y potasio son utilizados por las células nerviosas para enviar señales y por las células musculares para contraerse; sin la carga de estos iones estaríamos literalmente en muerte cerebral y se nos detendría el corazón. Nuestra lengua también nota ligeramente salados otros iones fisiológicamente importantes como el magnesio y el calcio.<sup>lxiv</sup> Como sería de esperar, dado lo complicado del sentido del gusto, la cualidad de salado no es algo tan bien definido como podría sugerir el párrafo anterior. También notamos salados

otros iones sin utilidad fisiológica que, por su gusto, pasan a parecerse al sodio y el potasio (por ejemplo, el litio y el amonio). Además, dependiendo de con quién se aparezcan, el sodio y el potasio pueden llegar a disfrazarse del gusto salado o ácido. A veces, como ocurre con el cloruro de sodio, las mismas moléculas que a baja concentración nos resultan amargas, a concentraciones más altas se transforman, como por arte de magia, en sustancias saladas. El potasio también puede apagar los receptores de la lengua. El gimnemato potásico, una sustancia química que se encuentra en las hojas de la planta puede neutralizar la miraculina, la milagrosa proteína que convierte lo ácido en dulce. De hecho, tras mascar gimnemato potásico, desaparece el subidón que, como si fuera una cocaína, produce la glucosa, sucrosa o fructosa en la lengua y el corazón; un montoncito de azúcar en la lengua se percibe entonces como arena.<sup>lxv</sup>

Todo esto sugiere que el gusto es una mala guía de los elementos. Que nos engañe el potasio es extraño, pero quizá un exceso de ansia y una recompensa excesiva de los centros del placer de nuestro cerebro sean buenas estrategias para los nutrientes. En cuanto al berilio, probablemente nos engañe porque ningún ser humano saboreó nunca berilio puro hasta que un químico lo aisló en París después de la Revolución francesa, de modo que no hemos tenido tiempo suficiente para que la evolución nos lleve a desarrollar un saludable desagrado por este elemento. El caso es que, al menos en parte, somos un producto de nuestro entorno, y por bueno que sea nuestro cerebro para compilar información química en un laboratorio o para diseñar experimentos químicos, nuestros sentidos sacan sus propias conclusiones y encuentran ajo en el telurio y azúcar en el berilio.

El gusto sigue siendo uno de nuestros sentidos esenciales, y debemos maravillarnos ante su complejidad. Un componente principal de la sensación del gusto, el olfato, es el único sentido que se salta los procesos lógicos neurales para conectarse directamente con los centros emocionales del cerebro. En combinación con el tacto y el olfato, el gusto penetra más a fondo en nuestras emociones que cualquier otro sentido por sí solo. Por eso besamos con la lengua. Es sólo que cuando se trata de la tabla periódica, es mejor mantener la boca cerrada.

Un cuerpo vivo es tan complicado, es tal la cascada caótica de procesos que, como en el cuento del aleteo de una mariposa en Brasil, puede desencadenarse a partir

de algo insignificante, que cuando en el torrente sanguíneo, el hígado o el páncreas se inyecta un elemento cualquiera, no hay manera de saber qué pasará. Ni siquiera la mente o el cerebro son inmunes. Las facultades más elevadas de los seres humanos, como la lógica, la sabiduría o el juicio, son igualmente vulnerables ante el engaño de elementos como el yodo.

Tal vez eso no debiera extrañarnos, pues el yodo lleva el engaño en su propia estructura química. Los elementos tienden a hacerse más pesados en cada fila de izquierda a derecha, y Dmitri Mendeléev sentenció en la década de 1860 que el aumento del peso atómico era lo que subyacía a la periodicidad de la tabla. El problema es que las leyes universales de la naturaleza no pueden tener excepciones, y Mendeléev sabía de una excepción especialmente intratable en la parte inferior derecha de la tabla. Para que el telurio y el yodo se alinearan debajo de elementos parecidos, el telurio, el elemento cincuenta y dos, tenía que estar a la izquierda del yodo, el elemento cincuenta y tres. Pero el telurio es más pesado que el yodo, y seguía empeñado en pesar más por mucho que Mendeléev se quejara a los químicos de que sus equipos debían estar engañándolos. Pero los datos son los datos.

En la actualidad, esta inversión no es más que una inocente treta química, una broma aleccionadora para Mendeléev. Los científicos conocen hoy cuatro pares de inversiones entre los noventa y dos elementos naturales, a saber, argón-potasio, cobalto-níquel, yodo-telurio y torio-protactinio, además de unas pocas inversiones más entre los elementos superpesados sintetizados por el hombre. Pero un siglo después de Mendeléev, se destapó un engaño mucho mayor e insidioso protagonizado por el yodo, algo así como descubrir a un trintero que además es mafioso. El caso es que aún en nuestros días persiste entre los mil millones de habitantes de la India el rumor de que Mahatma Gandhi, aquel sabio de la paz, odiaba el yodo con todas sus fuerzas. Gandhi probablemente detestara también el uranio y el plutonio, por las bombas que con éstos se podían construir, pero de acuerdo con discípulos modernos de Gandhi que quieren apropiarse de su poderosa leyenda, guardaba en su corazón un lugar especial para odiar al elemento cincuenta y tres.

En 1930, Gandhi dirigió al pueblo indio en la famosa marcha a Dandi, para protestar

por el opresivo impuesto británico a la sal. La sal era uno de los pocos bienes que un país de una pobreza endémica como la India podía producir por sí mismo. La gente recogía agua del mar, la dejaba evaporar y vendía la sal seca en las calles en sacos de arpillera. El impuesto con el que los británicos gravaban la producción de sal, del 8,2 por ciento, resultaba tan avaricioso y ridículo como gravar a los beduinos por recoger arena o a los esquimales por fabricar hielo. Para protestar por ello, el 12 de marzo Gandhi y setenta y ocho seguidores suyos iniciaron una marcha de 380 kilómetros. En cada pueblo que encontraban a su paso, se les unían más y más personas, y cuando aquella marea creciente de personas llegó a la ciudad costera de Dandi el 6 de abril, formaba una fila de más de tres kilómetros. Gandhi reunió a la multitud a su alrededor para una arenga, y en el clímax tomó del suelo un puñado de lodo salado y gritó: «¡Con esta sal haré que se tambaleen los cimientos del Imperio [británico]!». Para el subcontinente indio, aquello fue el equivalente del motín del té de Boston. Gandhi animó a todos a hacer sal ilegal, sin pagar el impuesto, y para cuando la India consiguió la independencia, diecisiete años más tarde, la llamada sal común era realmente común en la India.

El único problema era que la sal común contiene poco yodo, un ingrediente esencial para la salud. A principios del siglo xx, los países occidentales ya habían descubierto que añadir yodo a la dieta era la medida de salud pública más barata y eficaz que podía adoptar un gobierno para prevenir defectos de nacimiento y retraso mental. Comenzando por Suiza en 1922, muchos países hicieron obligatoria la sal yodada, pues la sal es un medio barato y fácil de distribuir el elemento, y los médicos de la India comprendieron que, con los suelos pobres en yodo del subcontinente y una tasa de nacimientos catastróficamente elevada, podían salvar a millones de niños de atroces deformidades si también yodaban su sal.

Pero incluso décadas después de la marcha de Gandhi a Dandi, la producción de sal era una industria del pueblo para el pueblo, y la sal yodada, que los países occidentales parecían querer imponer a la India, desprendía un tufo a colonialismo. A medida que los beneficios para la salud fueron quedando más claros y la India se fue modernizando, las prohibiciones de sal no yodada se fueron extendiendo entre los gobiernos de los estados de la India, entre las décadas de 1950 y 1990, pero no sin disconformidades. En 1998, cuando el gobierno federal indio obligó a prohibir la



sal común en tres estados que todavía se resistían, se produjo una reacción negativa. Los pequeños productores familiares de sal protestaron por el coste añadido en el proceso. Los nacionalistas hindúes y gandhianos arremetieron contra la imposición de la ciencia occidental. Algunos hipocondríacos incluso se preocuparon, sin fundamento, de que la sal yodada pudiera difundir el cáncer, la diabetes, la tuberculosis y, lo más extraño, el malhumor. Estos oponentes trabajaron con ahínco, y tan sólo dos años más tarde, ante la mirada atónita y aterrorizada de Naciones Unidas y de todos los médicos de la India, el primer ministro revocó la prohibición federal de la sal común. Esto técnicamente sólo hacía legal la sal común en tres estados, pero en la práctica fue interpretado como una aprobación. El consumo de sal yodada cayó de golpe un 13 por ciento en todo el país. Y aumentó la incidencia de defectos de nacimiento.

Por suerte, la revocación sólo duró hasta 2005, cuando un nuevo primer ministro volvió a prohibir la sal común. Pero eso no soluciona el problema que tiene la India con el yodo. Sigue vivo el resentimiento en el nombre de Gandhi. Con la esperanza de inculcar algo de amor por el yodo a una generación con menos vínculos con Gandhi, Naciones Unidas anima a los niños a llevarse a hurtadillas un poco de sal de su casa hasta la escuela. Allí, juegan con sus maestros a un juego de química haciendo ensayos de deficiencia de yodo. Pero ha sido una batalla perdida. Aunque a la India sólo le costaría un penique por persona y año producir suficiente sal yodada para todos sus ciudadanos, los costes del transporte son elevados, y medio país (quinientos millones de personas) todavía no pueden conseguir sal yodada de manera regular. Las consecuencias son terribles, más allá incluso de los defectos de nacimiento. La falta de yodo produce bocio, una desagradable inflamación de la glándula tiroides en el cuello. Si la deficiencia persiste, la tiroides se seca. Como esta glándula regula la producción y liberación de hormonas, incluidas algunas hormonas del cerebro, el cuerpo no puede funcionar bien sin ella. Los afectados pueden perder rápidamente sus facultades mentales e incluso desarrollar una forma de retraso mental.

El filósofo inglés Bertrand Russell, otro destacado pacifista del siglo xx, utilizó en cierta ocasión estos datos médicos sobre el yodo para argumentar contra la existencia de un alma inmortal. «La energía utilizada para pensar parece tener un

origen químico...», escribió. «Por ejemplo, una deficiencia de yodo convierte a un hombre listo en un idiota. Los fenómenos mentales parecen estar ligados a la estructura material.» Dicho de otro modo, el yodo hizo que Russell comprendiera que la razón y las emociones y los recuerdos dependen de las condiciones materiales del cerebro. No vio el modo de separar el «alma» del cuerpo, y llegó a la conclusión de que la rica vida mental de los seres humanos, la fuente de todas sus glorias y de muchos de sus males, no es más que química. De pies a cabeza, somos tabla periódica.

**Parte IV**  
**LOS ELEMENTOS DEL CARÁCTER HUMANO**

**Capítulo 12**  
**Elementos políticos**

96	84	71	72	91	57	109
Cm	Po	Lu	Hf	Pa	La	Mt
(247)	209	174.967	178.492	231.036	138.905	(276)

La mente y el cerebro humanos son las estructuras más complejas que conocemos. Imponen en los humanos una carga de deseos fuertes, complicados, a menudo contradictorios, e incluso algo tan austero y científicamente puro como la tabla periódica refleja esos deseos. Al fin y al cabo, fueron seres humanos, y por tanto falibles, quienes construyeron la tabla periódica. Más aún, la tabla periódica es donde lo conceptual se encuentra con lo terreno, donde nuestras aspiraciones por conocer el universo, las más nobles facultades humanas, tienen que interactuar con la sustancia material de que está hecho nuestro mundo, la materia de que están hechos nuestros vicios y limitaciones. La tabla periódica encarna nuestras frustraciones y fracasos en todos los campos de la empresa humana: la economía, la psicología, las artes, y, como demuestra el legado de Gandhi y las disputas legales sobre el yodo, la política. La historia de la tabla es científica pero también, y no en menor medida, social.

Esa historia social puede seguirse especialmente por Europa, comenzando por un país que fue un peón de las potencias coloniales tanto como lo fue la India. Como si no fuera más que un pobre escenario ambulante, de Polonia se había dicho que era un «país sobre ruedas», en referencia a todas sus salidas y entradas en el escenario del mundo. Los imperios que rodeaban a Polonia (Rusia, Austria, Hungría, Prusia, Alemania) llevaban mucho tiempo con refriegas sobre este llano e indefenso rueda, tomando turnos para hacerse políticamente con el «patio de recreo de Dios». Si se escoge un mapa al azar de cualquier año de los últimos cinco siglos, lo más

probable es que Polska (Polonia) no esté en él.

Así que no debe extrañar que Polonia no existiera cuando uno de los más ilustres polacos de todos los tiempos, Marie Skłodowska, nació en Varsovia en 1867, justo cuando Mendeléev estaba construyendo sus grandes tablas. Rusia había engullido a Varsovia cuatro años antes tras una revuelta por la independencia condenada al fracaso desde el principio (como la mayoría de las polacas). La Rusia zarista tenía una opinión retrógrada sobre la educación de las mujeres, por lo que fue su propio padre quien actuó de tutor. Demostró aptitudes para la ciencia ya en la adolescencia, pero también se unió a activos grupos políticos e hizo campaña por la independencia. Tras manifestarse demasiado a menudo contra la gente equivocada, Skłodowska decidió que lo más prudente era mudarse al otro gran centro cultural de Polonia, Cracovia (que por entonces, ¡ay!, era austriaca). Tampoco allí consiguió la formación científica que deseaba. Por fin se trasladó a la Sorbona en el lejano París. Planeaba regresar a su patria tras obtener un doctorado, pero se enamoró de Pierre Curie y se quedó en Francia.

En la década de 1890, Marie y Pierre Curie iniciaron la que tal vez haya sido la más fructífera colaboración en la historia de la ciencia. La radiactividad era el campo de estudio más flamante del momento, y las investigaciones de Marie sobre el uranio, el más pesado de los elementos naturales, la llevaron a una conclusión crucial en los primeros pasos para conocerlo: su química estaba separada de su física. Átomo a átomo, el uranio puro emitía la misma cantidad de rayos radiactivos que el uranio en forma de mineral porque los enlaces electrónicos entre un átomo de uranio y los átomos de su entorno (su química) no determinaban si o cuándo se desintegraba radiactivamente su núcleo (su física). Los científicos ya no tenían que examinar millones de sustancias químicas y medir tediosamente la radiactividad de cada una de ellas (como tenían que hacer para medir los puntos de fusión, por ejemplo). Tan sólo tenían que estudiar los noventa y tantos elementos de la tabla periódica. Esto simplificó enormemente el campo de estudio, apartó las enojosas telarañas para revelar únicamente las vigas de hierro que sostienen el edificio. Los Curie compartieron el premio Nobel de Física de 1903 por este descubrimiento.

Durante aquel tiempo, la vida en París satisfacía a Marie, que en 1897 tuvo una hija, Irene. Pero nunca dejó de verse como una polaca. De hecho, Curie fue un

ejemplo temprano de una especie cuya población se disparó durante el siglo xx, la del científico refugiado. Como cualquier otra actividad humana, la ciencia siempre ha estado llena de política, de murmuraciones, de celos y tácticas mezquinas. Ningún panorama de la política en la ciencia estaría completo sin ejemplos de éstos. Pero el siglo xx ofrece los mejores (o sea, los más atroces) ejemplos históricos de cómo el empuje de los imperios también puede distorsionar la ciencia. La política estropeó la carrera de quienes probablemente sean las mayores científicas de la historia, e incluso esfuerzos puramente científicos por rehacer la tabla periódica abrieron cismas entre químicos y físicos. Más que cualquier otra cosa, la política demostró la ingenuidad de los científicos que escondieron sus cabezas en el trabajo del laboratorio confiando en que el mundo que los rodeaba resolviera sus problemas con la misma pulcritud con la que ellos resolvían sus ecuaciones.

No mucho después de ser galardonada con el premio Nobel, Curie realizó otro descubrimiento fundamental. Tras realizar experimentos para purificar uranio, observó con curiosidad que el «residuo» del que solía deshacerse era trescientas veces más radiactivo que el uranio. Con la esperanza de que ese residuo contuviera un elemento hasta entonces desconocido, ella y su marido alquilaron un cobertizo que en otro tiempo se había utilizado para diseccionar cadáveres y comenzaron a reducir miles de kilos de peblenda, un mineral de uranio, cociéndolo en un caldero cuyo contenido removían con «una barra de hierro casi tan grande como yo misma», según sus palabras, y todo para obtener unos pocos gramos del residuo, los suficientes para poder estudiarlo adecuadamente. Tras varios años de trabajo opresivo y tedioso, su investigación culminó con *dos* nuevos elementos, y como se trataba de elementos mucho más radiactivos que cualquiera de los conocidos hasta entonces, le concedieron otro premio Nobel en 1911, esta vez de química.

Puede parecer raro que la misma investigación básica fuese reconocida con premios de distinta categoría, pero por aquel entonces la distinción entre las disciplinas de la ciencia de los átomos no estaba tan clara como en la actualidad. Muchos de los primeros ganadores de química o de física obtuvieron el galardón por investigaciones relacionadas con la tabla periódica, que los científicos todavía intentaban acabar de entender. (Sólo para cuando Glenn Seaborg y sus colaboradores crearon el elemento noventa y seis y lo bautizaron curio en honor a

Marie se consideró esta investigación firmemente química.) Sea como fuere, nadie más que Marie Curie consiguió en aquellos primeros tiempos más de un premio Nobel.

Como descubridores de los nuevos elementos, los Curie se ganaron el derecho a darles nombre. Con la idea de aprovechar la gran sensación que habían causado estos extraños elementos (cuando menos porque uno de los descubridores era una mujer), Marie bautizó el primero de ellos como polonium (polonio), el nombre en latín de su inexistente patria, Polonia. Nunca antes se había puesto nombre a un elemento con motivaciones políticas, y Marie supuso que su osada elección atraería la atención de todo el mundo hacia la lucha por la independencia de Polonia, que de este modo se vería reforzada. No fue así. El público parpadeó y bostezó, y luego se cebó en los detalles salaces de la vida privada de Marie.

Lo primero y más trágico sucedió en 1906, cuando un tranvía atropelló y mató a Pierre<sup>lxvi</sup> (que por eso no compartió el segundo premio Nobel, para el que sólo son elegibles personas vivas). Unos pocos años más tarde, en un país que aún bullía con el caso Dreyfus (cuando el ejército francés inventó pruebas que acusaban de espionaje a un oficial judío llamado Dreyfus, que fue condenado por traición), la prestigiosa Academia Francesa de las Ciencias se negó a admitir a Marie por ser mujer (que era cierto) y por sospechosa de ser judía (que no lo era). Poco después, ella y Paul Langevin, su colega científico y, como después se supo, amante, asistieron juntos a un congreso en Bruselas. Ofendida por las vacaciones de su marido, la señora Langevin envió las cartas de amor de Paul y Marie a un periódico difamatorio, que publicó todos los detalles jugosos. Langevin, humillado, acabó defendiendo el honor de Marie en duelos a pistola, aunque nadie resultó herido. La única víctima se produjo cuando la señora Langevin tumbó a Paul con una silla.

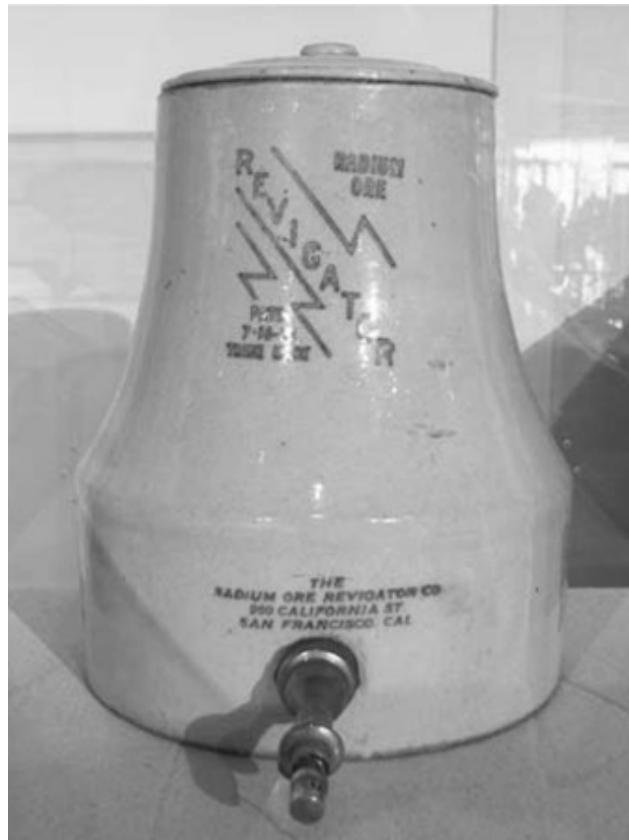
El escándalo Langevin se destapó en 1911, y en la Academia Sueca de las Ciencias se debatió entonces si debían rechazar la nominación de Curie a un segundo premio Nobel, por temor a las consecuencias políticas de vincularse con ella. Decidieron que en buena conciencia científica no podían hacer eso, pero le pidieron que no asistiera a la ceremonia en su honor. Ella los desafió asistiendo de todos modos. (Marie tenía la costumbre de desacatar las convenciones. En una ocasión, de visita en la casa de un eminente científico, invitó a su anfitrión y a otro hombre a entrar en un armario

oscuro para enseñarles un tubo con un metal radiactivo que resplandecía en la oscuridad. Justo cuando comenzaban a acostumbrar la vista, un golpe seco los interrumpió. La esposa de uno de los hombres estaba al corriente de la reputación de mujer fatal de Marie y pensó que tardaban demasiado en salir.)

Marie consiguió una leve tregua en su tormentosa vida personal<sup>lxvii</sup> cuando el cataclismo de la primera guerra mundial y la caída de los imperios europeos, resucitó Polonia, que por primera vez en varios siglos probó el sabor de la independencia. Pero darle el nombre de Polonia a su primer elemento no sirvió para nada. De hecho, resultó ser una decisión apresurada. Como metal, el polonio es inútil. Se desintegra tan deprisa que podría ser una metáfora burlona de la propia Polonia. Y con el olvido del latín, su nombre no trae a la mente el recuerdo de Polonia sino de Polonio, el viejo chocho de Peor aún, el segundo elemento, el radio, relumbra con un brillo verde translúcido y no tardó en aparecer en productos de consumo de todo el mundo. Incluso se puso de moda beber, como tónico para la salud, agua con infusión de radio, que se obtenía de unas vasijas con baño de radio que recibían el nombre de Revigators. (Una compañía competidora, Radithor, vendía botellines individuales de agua previamente expuesta a una fuente de radio y torio.)<sup>lxviii</sup> En suma, el radio le hizo sombra a su hermano y provocó el tipo exacto de sensación que Curie había deseado para el polonio. Además, el polonio se ha vinculado al cáncer de pulmón provocado por los cigarrillos, pues las plantas de tabaco absorben el polonio demasiado bien y lo concentran en sus hojas. Una vez quemadas las hojas e inhalado el humo, éste destruye los tejidos pulmonares con su radiactividad. De todos los países del mundo, sólo Rusia, muchas veces conquistadora de Polonia, se molesta en obtener polonio. Por eso cuando el ex agente del KGB Alexander Litvinenko comió sushi amañado con polonio y apareció en los vídeos con el aspecto de una víctima adolescente de leucemia, tras haber perdido todo su cabello, cejas incluidas, sus antiguos jefes del Kremlin se convirtieron en los principales sospechosos.

Históricamente, sólo ha habido un caso de envenenamiento agudo por polonio que se acerque al drama de Litvinenko, el de Irene Joliot-Curie, la hija delgada y de mirada lánguida de Marie. Irene fue también una brillante científica que, con su marido, Frédéric Joliot-Curie, siguió con las investigaciones de Marie y pronto las

superó. En lugar de limitarse a buscar elementos radiactivos, Irene descubrió un método para convertir elementos mansos en átomos artificialmente radiactivos a base de bombardearlos con partículas subatómicas. Consiguió con ello su propio premio Nobel en 1935. Por desgracia, Joliot-Curie utilizó polonio como fuente de partículas. Un día de 1946, no mucho tiempo después de que Polonia fuera liberada de la Alemania nazi sólo para ser tomada como marioneta de la Unión Soviética, una cápsula de polonio explotó en su laboratorio, e Irene inhaló el querido elemento de Marie. Aunque sin la humillación pública de Litvinenko, Joliot-Curie murió de leucemia en 1956, igual que su madre veinte años antes.



*El Revigator, muy de moda en su época, era una vasija de barro con un baño interior de radio nuclear. Para usarla, se llenaba el depósito con agua, que se tornaba radiactiva tras reposar durante una noche. Las instrucciones sugerían beber cada día seis o más vasos de esta refrescante bebida. (National Museum of Nuclear Science and History.)*

La impotente muerte de Irene Joliot-Curie resultó ser doblemente irónica porque las



sustancias radiactivas artificiales y poco costosas que ella hizo posibles se han convertido desde entonces en herramientas médicas indispensables. Cuando se ingieren en pequeñas cantidades, los «trazadores» radiactivos iluminan los órganos y los tejidos blandos de una forma tan efectiva como los rayos X iluminan los huesos en las radiografías. Todos los hospitales del mundo utilizan trazadores, y una rama entera de la medicina, la radiología, se ocupa exclusivamente de estas técnicas. Lo sorprendente es que los trazadores tienen su origen en una broma que un estudiante de doctorado, un amigo de Joliot-Curie, le quiso gastar a su casera a modo de venganza.

En 1910, justo antes de que Marie Curie recogiera su segundo premio Nobel por la radiactividad, el joven György Hevesy llegó a Inglaterra con la intención de estudiar la radiactividad. Su director de laboratorio en la Universidad de Manchester, Ernest Rutherford, le encargó de inmediato la tarea hercúlea de separar los átomos radiactivos de los no radiactivos en el interior de bloques de plomo. En realidad, más que hercúlea, la tarea resultó ser imposible. Rutherford pensaba que los átomos radiactivos, conocidos como radio-D, eran de una sustancia distinta del plomo, cuando en realidad se trataba de plomo radiactivo y, por tanto, no podía separarse por medios químicos. Desconocedor de todo esto, Hevesy malgastó dos años con tediosos intentos de separar el plomo del radio-D, hasta que por fin se rindió.

Hevesy, un aristócrata calvo, con mostacho y mejillas caídas que venía de Hungría, también se enfrentaba a frustraciones domésticas. Se encontraba lejos de su casa y estaba acostumbrado a la sabrosa cocina húngara, no a la cocina inglesa de su residencia. Tras observar ciertas pautas en los menús, Hevesy comenzó a sospechar que, igual que un comedor de instituto que recicla las hamburguesas del lunes para hacer el chile de carne del jueves, la carne «fresca» que les servía diariamente su casera era cualquier cosa menos fresca. Cuando se lo dijo, ella lo negó en redondo, así que Hevesy decidió buscar pruebas.

Milagrosamente, había realizado un progreso importante en el laboratorio justo por aquella época. Todavía no podía separar el radio-D, pero se había dado cuenta de que podía convertir ese fracaso en un beneficio. Llevaba tiempo dándole vueltas a la posibilidad de inyectar cantidades minúsculas de plomo disuelto en un organismo

vivo para seguirle la pista al elemento, puesto que el organismo en cuestión metabolizaría el plomo radiactivo y el no radiactivo del mismo modo, y el radio-D emitiría señales radiactivas a lo largo de su camino. Si la idea funcionaba, podría seguir el camino de unas moléculas en el interior de venas y órganos con una resolución sin precedentes.

Antes de aplicar su idea a un ser vivo, Hevesy decidió ponerla a prueba en el tejido de un ser muerto, con un motivo añadido. Una noche cogió mucha más carne de lo habitual durante la cena y, cuando la casera se giró, roció sobre ella un poco de plomo «caliente». La casera recogió sus sobras como era habitual, y al día siguiente Hevesy se trajo a casa el flamante detector de radiación de su compañero de laboratorio, Hans Geiger. En efecto, cuando pasó el detector por encima del gulash de aquella noche, el contador de Geiger comenzó a emitir un furioso György Hevesy se encaró con su casera armado con las pruebas. Pero, como el científico romántico que era, Hevesy sin duda exageró y adornó su explicación de los misterios de la radiactividad. La casera quedó tan encantada de que la hubieran pillado de una forma tan ingeniosa, con lo último de la ciencia forense, que ni siquiera se enfadó. Lo que no sabemos es si al final cambió el menú.

Al poco de descubrir los trazadores elementales, la carrera de Hevesy floreció, y siguió trabajando en proyectos a caballo entre la química y la física. Pero esas dos disciplinas estaban divergiendo claramente, y la mayoría de los científicos tomaron partido. Los químicos siguieron interesados en los enlaces que forman unos átomos con otros. A los físicos les fascinaban las partes que forman los átomos y un nuevo campo de investigación llamado mecánica cuántica, una forma extraña pero elegante de describir la materia. Hevesy dejó Inglaterra en 1920 para estudiar en Copenhague con Niels Bohr, un destacado físico cuántico. Y fue allí donde Bohr y Hevesy, sin saberlo, convirtieron la fractura entre la química y la física en una verdadera fractura política.

En 1922, la casilla del elemento setenta y dos de la tabla periódica seguía vacía. Los químicos habían averiguado que todos los elementos entre el cincuenta y siete (lantano) y el setenta y uno (lutecio) tenían sangre de tierras raras. El elemento setenta y dos era ambiguo. Nadie sabía si ponerlo al final de las tierras raras, siempre difíciles de separar, en cuyo caso los cazadores de elementos tendrían que

rebuscar en las muestras del recién descubierto lutecio; o, por el contrario, clasificarlo de manera provisional como un metal de transición, que merecería su propia columna.

Dice la leyenda que Niels Bohr, solo en su despacho, construyó una demostración casi euclídea de que el elemento setenta y dos *no* era una tierra rara parecida al lutecio. Conviene recordar que todavía no se conocía demasiado bien el papel de los electrones en la química, y Bohr fundamentó su demostración en las extrañas matemáticas de la mecánica cuántica, que dice que los elementos sólo pueden esconder hasta cierto número de electrones en sus capas internas. El lutecio, con sus capas tenía electrones escondidos por todos los rincones, y Bohr razonó que el siguiente elemento no tenía más remedio que comenzar a poner electrones a la vista y actuar como un auténtico metal de transición. En consecuencia, Bohr encargó a Hevesy y al físico Dirk Coster que examinaran a fondo muestras de circonio, el elemento situado encima del elemento setenta y dos en la tabla, que era su análogo químico más probable. En lo que tal vez sea el descubrimiento menos trabajoso de toda la historia de la tabla periódica, Hevesy y Coster hallaron el elemento setenta y dos en su primer intento. Lo denominaron hafnio, por Hafnia, el nombre latino de Copenhague.

Para entonces la mecánica cuántica ya se había ganado a muchos físicos, pero a los químicos se les antojaba fea y poco intuitiva. No era tanto porque fuesen reaccionarios como porque eran pragmáticos: no les parecía que esa extraña manera de contar electrones tuviera mucho que ver con la química real. No obstante, las predicciones de Bohr sobre el hafnio, realizadas sin haber puesto un pie en el laboratorio, les hicieron callar la boca. Casualmente, Hevesy y Coster realizaron su descubrimiento justo antes de que Bohr aceptase el premio Nobel de Física de 1922. Le informaron por telegrama en Estocolmo, y Bohr anunció su descubrimiento en su discurso. Todo esto hacía que la mecánica cuántica se pareciera a la ciencia de la evolución, pues excavaba en la estructura atómica más profundamente de lo que podía hacerlo la química. Comenzó así una campaña de rumores que, como antes había ocurrido con Mendeléev, llevó a los colegas de Bohr (que ya se inclinaba al misticismo científico) a atribuirle aptitudes de oráculo.

O eso dice la leyenda, porque la verdad es un poco distinta. Hubo por lo menos tres

científicos que precedieron a Bohr, entre ellos un químico que influyó en él de manera directa, y en sus artículos, que se remontaban a 1895, vinculaban el elemento setenta y dos con metales de transición como el circonio. No eran genios adelantados a su tiempo, sino químicos de a pie con poco conocimiento o interés por la física cuántica. Parece que Bohr les robó sus argumentos a la hora de situar el hafnio, y probablemente usara sus cálculos de mecánica cuántica para formalizar un argumento *químico* menos romántico, pero aun así viable, sobre su lugar en la tabla.<sup>lxix</sup>

No obstante, como pasa con todas las leyendas, lo importante no es tanto la verdad como sus consecuencias, la reacción de la gente ante la historia. Y el caso es que a medida que se pregonaba el mito, la gente quería creer que Bohr había descubierto el hafnio con la sola ayuda de la mecánica cuántica. La física siempre había funcionado mediante la reducción de las máquinas de la naturaleza a piezas más pequeñas, y para muchos científicos Bohr había reducido la rancia y polvorienta química a una rama especializada, y de pronto muy atractiva, de la física. Los filósofos de la ciencia también dan un salto en la historia para proclamar que la química de Mendeléev había muerto y que su reino estaba ahora en manos de la física de Bohr. Lo que comenzó como una discusión científica se convirtió en una disputa política sobre el territorio y sus fronteras. Tal es la vida, tal la ciencia.

La leyenda también le presta mucha atención al hombre que estaba en el centro de todo el alboroto, György Hevesy. Algunos de sus colegas lo habían nominado para el premio Nobel en 1924 por el descubrimiento del hafnio, pero había una disputa sobre la prioridad con un químico y pintor aficionado francés. George Urbain, a quien ya hemos conocido por su intento fallido de abochornar a Henry Moseley con su muestra de elementos de tierras raras, había descubierto el lutecio en 1907. Mucho más tarde afirmó haber hallado hafnio, o al menos un hafnio con características de tierras raras, mezclado en sus muestras. A la mayoría de los científicos el trabajo de Urbain no les pareció convincente; por desgracia, en 1924 Europa todavía estaba dividida por la reciente conflagración, y la disputa adquirió tintes nacionalistas. (Los franceses consideraban a Bohr y Hevesy alemanes aunque eran danés y húngaro, respectivamente. Un periódico francés dijo con desprecio que todo aquello «apestaba a hunos», como si el propio Atila hubiera descubierto el

elemento.) Los químicos también desconfiaban de Hevesy por su doble «nacionalidad» de químico y físico, y eso, unido a las disputas políticas, impidió que el comité del premio Nobel le diera el premio, que prefirió dejar vacante.

Triste pero incólume, Hevesy dejó Copenhague para trasladarse a Alemania, donde continuó con sus importantes experimentos sobre trazadores químicos. Durante su tiempo libre, ayudó incluso a determinar cuánto tarda el cuerpo humano, por término medio, en reciclar una molécula de agua (nueve días), para lo cual se presentó voluntario para beber agua «pesada»,<sup>lxx</sup> en la que algunos átomos de hidrógeno tienen un neutrón adicional, y dejar que se realizaran mediciones del peso de su orina cada día. (Como en el incidente de su casera, el protocolo formal de investigación no era lo suyo.) Mientras tanto, químicos como Irene Joliot-Curie lo nominaron al premio Nobel de forma tan repetida como inútil. Año tras año se quedó sin el premio, cada vez un poco más abatido. Pero a diferencia de Gilbert Lewis, la evidente injusticia hizo crecer las simpatías por Hevesy, y curiosamente la falta de un premio reafirmó su posición en la comunidad internacional.

En cualquier caso, por culpa de su ascendencia judía, Hevesy no tardó en tener problemas mayores que el de no tener un premio Nobel. Abandonó la Alemania nazi en la década de 1930 para establecerse nuevamente en Copenhague, donde permaneció hasta agosto de 1940, cuando las tropas de asalto nazis llamaron a la puerta del instituto de Bohr. Cuando llegó el momento, Hevesy demostró su valentía. Durante los años treinta, dos alemanes, uno judío y el otro simpatizante y defensor de los judíos, le habían enviado a Bohr sus medallas de oro del premio Nobel para que las guardara, seguros de que los nazis se las quitarían en Alemania. Como Hitler había declarado que la exportación de oro era un crimen contra la nación, el descubrimiento de las medallas en Dinamarca podía conducir a múltiples ejecuciones. Hevesy sugirió que enterrasen las medallas, pero Bohr pensó que eso era demasiado obvio, de modo que, como Hevesy recordaría más tarde, «mientras las fuerzas invasoras marchaban por las calles de Copenhague, yo estaba ocupado disolviendo la medalla de [Max von] Laue y la de James Franck». Usó para ello agua regia, una mezcla cáustica de ácidos nítrico y clorhídrico que había fascinado a los alquimistas porque podía disolver «metales regios» como el oro (aunque no fácilmente, según recordaría Hevesy). Cuando los nazis saquearon el instituto de

Bohr, registraron todo el edificio en busca de indicios de algún delito, pero pasaron de largo del matraz que contenía agua regia anaranjada. Hevesy fue obligado a huir a Estocolmo en 1943, pero cuando regresó a su maltrecho laboratorio tras el día de la victoria en Europa, encontró el inocuo matraz intacto sobre un estante. Hizo precipitar el oro, y la Academia Sueca más tarde refundió las medallas de Franck y Laue. La única queja de Hevesy tras todo aquel calvario fue que perdió un día de trabajo en el laboratorio huyendo de Copenhague.

En medio de todas esas aventuras, Hevesy siguió colaborando con colegas, entre ellos Joliot-Curie. De hecho, Hevesy fue testigo involuntario de una enorme metedura de pata de Joliot-Curie, que impidió que esta investigadora realizara uno de los mayores descubrimientos científicos del siglo xx. Ese honor recayó en otra mujer, una judía austriaca que, como Hevesy, había huido de la persecución nazi. Por desgracia, el roce de Lise Meitner con la política, tanto la mundana como la científica, acabó bastante peor que en el caso de Hevesy.

Meitner y su colaborador, Otto Hahn, ligeramente más joven que ella, comenzaron a trabajar juntos en Alemania justo antes del descubrimiento del elemento noventa y uno. Su descubridor, el químico polaco Kazimierz Fajans, sólo había detectado en 1913 formas del elemento de vida corta, por lo que lo bautizó «brevio». Meitner y Hahn descubrieron en 1917 que en realidad la mayoría de los átomos de este elemento perduran durante cientos de miles de años, lo que hacía que «brevio» sonara un poco estúpido. Lo volvieron a bautizar como protactinio, o «progenitor del actinio», el elemento en el que (tarde o temprano) se convertía al desintegrarse.

No cabe duda de que Fajans protestó por el rechazo de «brevio». Aunque era admirado por su elegancia en la alta sociedad, sus coetáneos decían del polaco que tenía un carácter pugnaz y poco tacto para las cuestiones profesionales. De hecho, un mito dice que el comité del premio Nobel votó a favor de concederle a Fajans el premio vacante de química de 1924 (el que supuestamente correspondía a Hevesy) por sus investigaciones sobre la radiactividad, pero revocó el voto como castigo por su arrogancia cuando una foto de Fajans y una noticia titulada «K. Fajans gana el premio Nobel» apareció en un periódico sueco antes del anuncio formal. Fajans siempre sostuvo que un miembro influyente y hostil del comité bloqueó la concesión por razones personales.<sup>lxxi</sup> (La versión oficial de la Academia Sueca es que ese año

había dejado vacante el premio porque necesitaba el dinero para apuntalar su legado, que había quedado diezmado por los elevados impuestos suecos. Pero sólo hizo pública esa excusa después de que se produjera una protesta pública. En un principio sólo había anunciado que no habría premios en varias categorías, echando la culpa a «una falta de candidatos cualificados». Quizá nunca lleguemos a conocer la historia verdadera, pues la academia dice que «tal información se considera secreta para siempre».)

Sea como fuere, «brevio» perdió y «protactinio» ganó,<sup>lxxii</sup> y en la actualidad Meitner y Hahn a veces reciben el mérito por el descubrimiento conjunto del elemento noventa y uno. Sin embargo, queda por revelar otra historia todavía más intrigante referida a las investigaciones que condujeron al nuevo nombre. El artículo científico que anunció el protactinio de vida media larga dejó entrever los primeros signos de la inusual devoción que Meitner sentía por Hahn. No era nada sexual, pues Meitner nunca llegó a casarse, ni se le conoce ningún amante, pero al menos a un nivel profesional estaba loca por él, probablemente porque Hahn había reconocido su valía y había decidido trabajar con ella en un taller de carpintería convertido en laboratorio cuando los oficiales alemanes se negaron a darle a Meitner un laboratorio de verdad por ser mujer. Aislados en el taller, entablaron una buena relación en la que él realizaba la química, identificando los elementos presentes en las muestras radiactivas, y ella hacía la física, averiguando por qué Hahn había encontrado lo que decía. Lo insólito, sin embargo, es que Meitner realizó el trabajo de los experimentos finales publicados sobre el protactinio porque Hahn estaba ocupado en la guerra química de Alemania durante la primera guerra mundial. Pese a ello, Meitner se aseguró de que Hahn recibiera parte del mérito. (Recuérdese este favor.)

Al acabar la guerra, reiniciaron su relación profesional, pero aunque las décadas de entre guerras en Alemania fueron emocionantes en la ciencia, en la política fueron aterradoras. Con su mostacho y fuerte quijada, Hahn tenía el aspecto de la pura raza germánica, y no tenía nada que temer ante el ascenso al gobierno de los nazis en 1932. A su favor debe decirse que cuando, en 1933, Hitler expulsó del país a todos los científicos judíos, provocando la primera oleada de refugiados científicos, Hahn dimitió de su cátedra en señal de protesta (aunque siguió asistiendo a las

clases). Meitner, por su parte, aunque había sido criada como una buena protestante austriaca, tenía abuelos judíos. Como era típico de ella, y tal vez también porque por fin se había ganado el derecho a su propio laboratorio de investigación, le restó importancia al peligro y se abandonó a los deslumbrantes descubrimientos de la física nuclear.

El primero de estos descubrimientos se produjo en 1934, cuando Enrico Fermi anunció que al acribillar átomos de uranio con partículas atómicas, había sintetizado los primeros elementos transuránicos. No era así, pero la gente estaba maravillada con la idea de que la tabla periódica ya no estuviera limitada a las noventa y dos casillas. Todo un espectáculo pirotécnico de nuevas ideas de física nuclear mantenía ocupados a los científicos de todo el mundo.

Aquel mismo año, otra figura destacada del campo, Irene Joliot-Curie, realizó sus propios bombardeos. Tras meticulosos análisis químicos, anunció que los nuevos elementos transuránicos manifestaban una rara semejanza con el lantano, la primera de las tierras raras. También este hallazgo era inesperado, hasta el punto que Hahn no lo creyó. Los elementos más pesados que el uranio simplemente no podían comportarse exactamente igual que un diminuto elemento metálico muy alejado del uranio en la tabla periódica. Con toda la delicadeza de que fue capaz, le dijo a Frédéric Joliot-Curie que el vínculo con el lantano era una tontería y prometió rehacer los experimentos de Irene para demostrar que los transuránicos no se parecían en nada al lantano.

También en 1938, el mundo de Meitner se vino abajo. Hitler audazmente se anexionó Austria y acogió a todos los austriacos como sus hermanos, salvo que fueran siquiera remotamente judíos. Tras años de voluntaria invisibilidad, Meitner de repente se vio sometida a los pogromos nazis. Cuando un colega, un químico, intentó delatarla, no le quedó más remedio que huir con lo que llevaba puesto y diez marcos alemanes. Encontró refugio en Suecia y aceptó un trabajo, irónicamente, en uno de los institutos Nobel de ciencia.

Pese a las dificultades, Hahn se mantuvo fiel a Meitner, y los dos siguieron colaborando, escribiéndose cartas como dos amantes clandestinos, y viéndose ocasionalmente en Copenhague. Durante uno de esos encuentros, a finales de 1938, Hahn llegó un poco agitado. Tras repetir los experimentos de Irene Joliot-



Curie, había encontrado los mismos elementos que ella. Y no sólo se comportaban el lantano (y otro elemento cercano que había encontrado, el bario), sino que, de acuerdo con todos los ensayos químicos conocidos, lantano y bario. Hahn era considerado el mejor químico del mundo, pero aquel hallazgo «contradecía toda la experiencia previa», según admitiría más tarde. Con humildad, confesó a Meitner su desconcierto.

Pero Meitner no estaba en absoluto perpleja. De todas las grandes mentes que trabajaban en los elementos transuránicos, sólo la desapasionada Meitner había comprendido que no eran transuránicos. Sólo ella (tras discusiones con su sobrino y nuevo colaborador, el físico Otto Frisch) se dio cuenta de que Fermi no había descubierto nuevos elementos, sino la fisión nuclear. Había roto el uranio en elementos más pequeños, pero no había interpretado bien sus resultados. El eka-lantano que Joliot-Curie había encontrado era simple lantano, el producto de las primeras y minúsculas explosiones nucleares. Hevesy, que vio algunos de los borradores de los artículos de

Meitner de aquella época, recordaría más tarde lo mucho que se había acercado a aquel inimaginable descubrimiento. Pero Joliot-Curie, en palabras de Hevesy, «no tenía la suficiente confianza en sí misma» para creerse la interpretación correcta. Meitner sí que confiaba en sí misma, y convenció a Hahn de que todos los demás se equivocaban.

Naturalmente, Hahn quería publicar estos sorprendentes resultados, pero su colaboración con Meitner, y la deuda que tenía con ella, convertían la publicación conjunta en algo políticamente delicado. Discutieron sus opciones y ella, deferente, accedió a que sólo aparecieran Hahn y su ayudante en el artículo clave. Las contribuciones teóricas de Meitner y Frisch, que daban sentido a todo, aparecieron más tarde en otra revista. Con aquellas publicaciones, la fisión nuclear nacía justo al mismo tiempo que Alemania invadía Polonia y estallaba la segunda guerra mundial. Así comenzó una improbable secuencia de acontecimientos que culminó en el más imperdonable descuido de la historia de los premios Nobel. Aun sin conocer el proyecto Manhattan, el comité del premio Nobel decidió en 1943 conceder el premio a la fisión nuclear. La cuestión era quién lo merecía. Hahn, sin duda. Pero la guerra había aislado a Suecia, impidiendo las entrevistas con otros científicos para aclarar

las contribuciones de Meitner, una parte integral de la decisión del comité. Éste hubo de conformarse con las revistas científicas, que llegaban con meses de retraso, cuando llegaban; además, muchas de ellas, sobre todo las alemanas, muy prestigiosas, habían excluido a Meitner. La creciente división entre la química y la física también hacía más difícil valorar las investigaciones interdisciplinarias.

Tras suspender los premios en 1940, la Academia Sueca comenzó a conceder algunos galardones con efectos retroactivos en 1944. En primer lugar, y por fin, Hevesy fue galardonado con el premio vacante de química de 1943, aunque quizá en parte como gesto político, en honor a todos los refugiados políticos. En 1945, el comité acometió el asunto más polémico de la fisión. Tanto Meitner como Hahn tenían fuertes defensores en el comité Nobel, pero el defensor de

Hahn tuvo la desfachatez de señalar que Meitner no había hecho investigaciones «de gran importancia» durante los últimos años. ¡Estaba escondiéndose de Hitler! (No está claro por qué motivo el comité del premio Nobel no se molestó en entrevistar a Meitner, que trabajaba en un cercano instituto Nobel, aunque no suele ser una buena idea entrevistar a una persona sobre si merece un premio.) El defensor de Meitner respaldó la concesión de un premio compartido y seguramente con el tiempo habría logrado convencer al comité. Pero murió de manera inesperada, los miembros del comité que simpatizaban con el Eje se movilaron, y Hahn ganó en solitario el premio de 1944.

Para su vergüenza, cuando Hahn se enteró de que había ganado (los Aliados lo tenían entonces bajo custodia militar por sospechoso de trabajar para la bomba atómica alemana; más tarde sería absuelto), no defendió a Meitner. En consecuencia, la mujer que en otro tiempo había tenido en estima hasta el punto de desafiar a sus jefes y trabajar en un taller de carpintería, no obtuvo nada, víctima, como sostienen unos pocos historiadores, de «sesgos disciplinarios, cerrazón política, ignorancia y prisas».<sup>lxxiii</sup>

El comité podría haber rectificado en 1946, o más tarde, después de que la historia aclarara las contribuciones de Meitner. Incluso algunos de los arquitectos del proyecto Manhattan admitieron cuánto le debían a ella. Pero el comité Nobel, famoso por lo que la revista calificó en cierta ocasión de «malhumor de solterona», no tiende a admitir sus errores. Pese a ser nominada varias veces a lo largo de su

vida, entre otros por Kazimierz Fajans, que conocía mejor que nadie el dolor de perder un premio Nobel, falleció en 1968 sin conseguir el galardón.

Por fortuna, «la historia tiene su propia justicia». El elemento transuránico 105 fue inicialmente bautizado hahnio, en honor a Otto Hahn, por Glenn Seaborg, Al Ghiorso y otros en 1970. Pero durante la disputa sobre los derechos de denominación del elemento, un comité internacional (¡como si el hahnio fuese Polonia!) le cambió el nombre al elemento, que en 1997 pasó a llamarse dubnio. A causa de las peculiares reglas de nomenclatura de los elementos<sup>lxxiv</sup> (básicamente, cada nombre tiene una sola oportunidad) el hahnio tampoco podrá proponerse como nombre de un nuevo elemento en el futuro. Así que el premio Nobel es todo lo que se lleva Hahn. En cambio, el comité pronto coronó a Meitner con un honor mucho más exclusivo que un premio que se concede cada año. El elemento 109 es y será conocido para siempre como meitnerio.

## Capítulo 13

### Elementos y dinero

30	79	52	63	13
Zn	Au	Te	Eu	Al
65.384	196.967	127.603	151.964	26.982

Si la tabla periódica tiene una historia relacionada con la política, aún más larga e íntima la tiene con el dinero. Las historias de muchos elementos metálicos no pueden contarse sin enmarañarse en la historia del dinero e, inevitablemente, de la falsificación. En distintos siglos, se ha usado como moneda ganado, especias, dientes de marsopa, sal, bayas de cacao, cigarrillos, patas de escarabajo y tulipanes; nada de lo cual puede falsificarse de forma convincente. Con los metales es más fáciles engañar. En particular, la química y la densidad de los metales de transición se asemejan porque tienen una estructura electrónica parecida, y pueden mezclarse y sustituirse en las aleaciones. Desde hace siglos se han utilizado distintas combinaciones de metales preciados y no tan preciados para estafar.

Alrededor del 700 a.C., un príncipe llamado Midas heredó el reino de Frigia, en lo que hoy es Turquía. De acuerdo con varios mitos (que pueden confundir a dos gobernantes llamados Midas), el rey tuvo una vida muy agitada. El celoso Apolo, dios de la música, le pidió a Midas que juzgara una competición entre él y los otros grandes intérpretes de lira de la época, y como Midas juzgó mejor a otro, Apolo le transformó las orejas en orejas de burro. (No merecía las humanas si tenía tan mal oído para la música.) También se dice que Midas cuidaba el mejor jardín de rosas del mundo antiguo. En el plano científico, a veces se atribuye a Midas el descubrimiento del estaño (no es cierto, aunque en su reino había minas de este metal) y el descubrimiento de los minerales «plomo negro» (grafito) y «plomo blanco» (un hermoso pigmento de plomo, de color blanco brillante y venenoso). Pero, por supuesto, nadie recordaría a Midas en la actualidad si no fuera por otra novedad metalúrgica: su tacto áureo. Ganó esta habilidad por haber cuidado al sátiro Sileno, que una noche durmió la borrachera en su jardín de rosas. Sileno agradeció tanto la hospitalidad del monarca que le ofreció una recompensa. Midas le

pidió que todo lo que tocara se transformara en oro, un prodigio que pronto le costaría la vida de su hija cuando la abrazó, y que casi se cobró la suya, pues durante algún tiempo hasta la comida se convertía en oro al contacto con sus labios.

Obviamente, nada de eso debió ocurrirle al Midas histórico. Pero hay indicios de que Midas se ganó su leyenda por una buena razón. Todo se remonta a la Edad de Bronce, que comenzó en la región de Midas alrededor de 3000 a.C. La fundición de bronce, una aleación de cobre y estaño, era la alta tecnología del momento, y aunque el metal seguía siendo caro, la tecnología había penetrado en la mayoría de los reinos en tiempos del reinado de Midas. El esqueleto de un rey popularmente llamado Midas (pero que después se demostró que en realidad era su padre, Gordias) fue descubierto en su tumba, en Frigia, rodeado de calderos y hermosos cuencos de bronce con inscripciones, y el esqueleto, por lo demás desnudo, llevaba un cinturón también de bronce. Pero al decir «bronce» tenemos que ser más específicos, pues este metal no es como el agua, en la que siempre se combinan dos partes de hidrógeno con una de oxígeno. Diversas aleaciones con distintas proporciones entre metales cuentan como bronce, y los metales de bronce del mundo antiguo diferían en su color dependiendo del porcentaje de estaño, cobre y otros elementos presentes allí donde se extraían los metales.

Una característica única de los depósitos de metales cercanos a Frigia era la abundancia de menas con cinc. Las menas de cinc y estaño suelen aparecer mezcladas en la naturaleza, y los depósitos de uno de estos metales pueden confundirse fácilmente con los del otro. Lo realmente interesante es que el cinc mezclado con cobre no forma bronce, sino latón. Y las fundiciones de latón más antiguas se encuentran precisamente en la parte de Asia Menor en la que en un tiempo reinó Midas.

¿Todavía no resulta obvio? Busquemos un objeto de bronce y otro de latón y examinémoslos. El bronce es lustroso, pero con matices de cobre. No puede confundirse con nada. El brillo del latón es más seductor, más sutil, un poco más... dorado. Así que el toque de Midas posiblemente no era más que un accidental toque de cinc en su rincón de Asia Menor.

Para contrastar esta teoría, en 2007 un profesor de metalurgia de la Universidad de

Ankara, en Turquía, y unos pocos historiadores construyeron un primitivo horno de la época de Midas, en el que colocaron menas de su región. Las fundieron, vertieron el líquido resultante en moldes y dejaron que se secara. *Mirabile dictu*, al endurecerse se formó un lingote de un sospechoso color dorado. Como es obvio, no hay manera de saber si los contemporáneos del rey Midas tenían por oro a sus preciosos cuencos y estatuas y cinturones con un toque de cinc. Pero no fueron ellos necesariamente quienes crearon las leyendas sobre el rey. Lo más probable es que los viajeros griegos que más tarde colonizaron aquella región de Asia Menor simplemente se enamoraran de los «bronces» frigios, mucho más brillantes que los suyos. Las historias que enviaron a sus hogares debieron ir hinchándose siglo tras siglo, hasta que un latón con tonos dorados se convirtió en oro real, y el poder terreno de un héroe local se convirtió en el poder sobrenatural de crear metales preciosos con solo tocarlos. Después, bastó el genio de Ovidio para embellecer la historia en sus *Metamorfosis*, *et voilà*, un mito con un origen más que plausible.

Un arquetipo de la cultura humana más profundo aún que Midas es la ciudad perdida del oro y las historias de viajeros por tierras lejanas y extrañas que tropiezan con una riqueza inimaginable. El Dorado. En nuestros tiempos modernos y (un poco) más realistas, este sueño suele adoptar la forma de una fiebre del oro. Cualquiera que haya prestado la más mínima atención a las clases de historia sabrá que las auténticas fiebres del oro eran horrendas, sucias y peligrosas, llenas de osos, piojos, derrumbes de minas y una patética sobreabundancia de prostitución y juego. Además, la probabilidad de acabar siendo rico era casi cero. Pero casi nadie con la más mínima imaginación ha dejado de soñar alguna vez con tirar por la borda toda su monótona vida para salir en busca de unas pocas pero preciosas pepitas. El deseo de una gran aventura y la pasión por la riqueza prácticamente forman parte de la naturaleza humana. Así que no es de extrañar que la historia esté salpicada de innumerables fiebres del oro.

La naturaleza, como es natural, no cede sus tesoros tan fácilmente, así que inventó la pirita (disulfuro de hierro, el oro de los necios) como un obstáculo más para los buscadores aficionados. Lo más perverso del oro de los necios es que relumbra con un brillo aún más dorado que el oro verdadero, como el oro de los cómics o el oro imaginado. Más de unos pocos novatos y gente cegada por la avaricia han caído en

el engaño de una fiebre del oro de los necios. Pero en toda la historia, probablemente la más confusa de todas las fiebres del oro fue la que tuvo lugar en 1896, en las agrestes tierras de la frontera del interior de Australia. Si la pirita de hierro es el falso oro, esta fiebre del oro de Australia, en la que algunos buscadores desesperados acabarían tirando abajo con picos sus propias chimeneas y rebuscando entre los escombros, fue quizá la primera estampida de la historia provocada por el «oro de los necios de los necios».

Tres irlandeses, entre los que se contaba Patrick (Paddy) Hannan, estaban atravesando el interior de Australia en 1893 cuando uno de sus caballos perdió una herradura a veinte millas de su campamento. Debió ser el tropiezo más afortunado de toda la historia. A los pocos días, sin tener que cavar ni un centímetro en el suelo, habían recogido casi cuatro kilos de pepitas de oro sin hacer otra cosa que caminar. Honestos pero con pocas luces, el trío reclamó las tierras ante los oficiales del territorio, que hicieron público el registro con la localización. En sólo una semana, cientos de buscadores se abalanzaron sobre Hannan's Find («el hallazgo de Hannan»), como ya se conocía el lugar, con la esperanza de hacerse ricos.

En cierto modo, el lugar se prestaba a la ganancia rápida y sin esfuerzo. Durante aquellos primeros meses en el desierto, el oro era más abundante que el agua. Pero aunque eso parezca estupendo, no lo era. El oro no puede beberse, y a medida que iban llegando los mineros uno tras otro, los precios de los suministros fueron subiendo, y la competencia por los lugares de extracción se hizo más feroz. La gente comenzó a tener que cavar para encontrar oro, y algunos descubrieron que era más fácil ganar dinero construyendo un pueblo de verdad. Comenzaron a aparecer en Hannan's Find bares y prostíbulos, además de casas y carreteras pavimentadas. Para hacer ladrillos, cemento y mortero, los constructores aprovecharon los escombros de las excavaciones. Los mineros se limitaban a echarlo a un lado, y mientras no fueran a hacer otra cosa que cavar, no había nada mejor que hacer con los escombros.

O eso creían. El oro es un metal solitario. No suele encontrarse mezclado en el interior de minerales o menas, porque no forma enlaces con otros elementos. Las escamas y pepitas de oro suelen ser puras, con la excepción de unas pocas y raras aleaciones. El único elemento que forma enlaces con el oro es el telurio, un

elemento vampírico que fue aislado por primera vez en Transilvania en 1782. El telurio se combina con oro para formar algunos minerales de nombre estridente, como la krennerita, la petzita, la silvanita y la calaverita, con fórmulas químicas igual de atroces. En lugar de presentar proporciones enteras y fijas como las de  $\text{H}_2\text{O}$  o  $\text{CO}_2$ , la fórmula de la krennerita es  $(\text{Au}_{08}, \text{Ag}_{02})\text{Te}_2$ . Además, los teluridos varían en el color, y uno de ellos, la calaverita, tiene un brillo amarillento.

En realidad su brillo se parece más al latón o a la piritita de hierro que al dorado del oro, pero seguramente basta para engañar a alguien que lleve todo el día buscando bajo el sol.

Es fácil imaginar a un novato sucio de dieciocho años que acarrea sus pepitas de calaverita al tasador de Hannan's Find, sólo para que éste las desprecie por no ser más que un montón de lo que los mineralogistas podrían llamar merderita. Además, como se recordará, algunos compuestos de telurio (aunque no la calaverita) tienen un olor acre, como de ajo pero mil veces más fuerte, un olor del que cuesta mucho deshacerse. Es mejor venderlo y enterrarlo en carreteras, donde no huele, y volver a cavar en busca de oro del bueno.

Pero la gente no paraba de apelonarse en Hannan's Find, y el agua y los alimentos desde luego no bajaban de precio. En cierto momento, las tensiones alrededor de los suministros se hicieron insostenibles y se armó un alboroto. Cuando las cosas se estaban poniendo peor, comenzaron a circular rumores sobre esa roca amarillenta de telurio que andaban extrayendo sólo para tirarla. Aunque los mineros más bisoños no conocían la calaverita, los geólogos conocían sus propiedades desde hacía muchos años. Para empezar, se descompone a bajas temperaturas, por lo que separar el oro es muy fácil. La calaverita se había descubierto en Colorado en la década de 1860.<sup>lxxv</sup> Los historiadores sospechan que en un campamento alguien debió observar que las piedras con las que habían construido el círculo para la hoguera comenzaban a exudar oro. Historias como ésta no tardaron en llegar a Hannan's Find.

El caos comenzó el 29 de mayo de 1896. Parte de la calaverita utilizada para construir Hannan's Find contenía catorce kilos de oro por tonelada de roca, así que los mineros no tardaron en intentar hacerse con todas las rocas que pudieran encontrar. Comenzaron por atacar las pilas de escombros, buscando entre ellos las



rocas desechadas. Cuando los escombros quedaron limpios, fueron a por la propia ciudad. Los baches que habían sido reparados volvieron a ser baches; las aceras fueron arrancadas a golpe de cincel; y cabe imaginar que el minero que construyó la chimenea y el hogar de su nueva casa con ladrillos con telururo de oro no debió ponerse demasiado sentimental en el momento de tirarla abajo.

En décadas posteriores, el área alrededor de Hannan's Find, que pronto cambió su nombre por el de Kalgoorlie, se convirtió en el mayor productor de oro del mundo. La Milla de Oro, la llamaban, y Kalgoorlie se jactaba de que sus ingenieros pasaban por delante de todo el mundo cuando se trataba de extraer oro del suelo. Parece que las generaciones posteriores aprendieron la lección de no tirar las rocas al buen tuntún, después de la fiebre del oro de los necios de los necios de sus padres.

El cinc de Midas y el telurio de Kalgoorlie son casos infrecuentes de engaño no intencionado, dos momentos inocentes en una historia monetaria de miles de años de falsificaciones deliberadas. Un siglo después de Midas apareció en Lidia, en Asia Menor, el primer dinero real, monedas hechas de una aleación natural de plata y oro llamada electro u oro blanco. Poco tiempo después, otro gobernante de la antigüedad fabulosamente rico, Creso, rey de Lidia, consiguió averiguar cómo separar el electro en monedas de plata y oro, estableciendo así el primer sistema monetario real. A los pocos años de la hazaña de Creso, en el año 540 a.C., el rey Polícrates, de la isla griega de Samos, comenzó a comprar a sus enemigos de Esparta con monedas falsas de plomo con un baño de oro. Desde entonces, los falsificadores han venido utilizando elementos como el plomo, el cobre, el estaño y el hierro del mismo modo que las tabernas baratas añaden agua a los barriles de cerveza: para estirar el dinero un poco más.

En la actualidad la falsificación de moneda se considera un simple caso de fraude, pero durante la mayor parte de la historia, la moneda de metal precioso de un reino estaba tan ligada a su riqueza económica que los reyes consideraban la falsificación un crimen de alta traición. Los convictos por esa traición se enfrentaban a la horca, si no algo peor. La falsificación siempre ha atraído a las personas que no comprenden los costes de oportunidad, esa ley básica de la economía que dice que se puede ganar mucho más dinero con el comercio honrado que gastando cientos de horas intentando hacerse con dinero «gratis». Así y todo, han hecho falta

algunas mentes brillantes para protegerse de esos criminales diseñando una moneda casi infalible.

Mucho después de derivar las leyes del cálculo y su monumental teoría de la gravedad, hacia finales del siglo xvii, Isaac Newton se convirtió en maestro de la Real Casa de la Moneda de Inglaterra. Con poco más de cincuenta años, Newton sólo deseaba tener un trabajo de funcionario bien pagado, aunque, para ser justos, nunca se lo tomó como una sinecura. La falsificación, especialmente el «afeitado» de las monedas para fundir las raspaduras y fabricar nuevas monedas, era un mal endémico en las partes más sórdidas de Londres. El gran Newton se vio envuelto en intrigas de espías, gentes de los bajos fondos, borrachos y ladrones, un enredo que disfrutó enormemente. Como pío cristiano que era, a los malhechores que descubría, Newton los perseguía con la ira del Dios del Antiguo Testamento, sordo a sus súplicas de clemencia. Incluso hizo que un notorio y esquivo falsificador, William Chaloner, que llevaba años acosando a Newton con acusaciones de fraude en la ceca, fuese ahorcado y destripado en público.

La falsificación de monedas fue lo que dominó durante el trabajo de Newton, pero poco después de que dimitiera de su cargo, el sistema financiero mundial tuvo que enfrentarse a nuevas amenazas en la forma de billetes falsos. Un emperador mongol de China, Kublai Khan, había introducido allí el papel moneda hacia el 1200. La innovación se extendió con rapidez por Asia al principio (en parte, todo sea dicho, porque Kublai Khan ejecutaba a todo aquel que se negara a usarla), pero sólo de manera intermitente en Europa. Con todo, cuando el Banco de Inglaterra comenzó a emitir billetes, en 1694, las ventajas del papel moneda ya eran más que evidentes. Los minerales utilizados para fabricar monedas eran caros, las monedas en sí, pesadas e incómodas, y la riqueza basada en ellas dependía demasiado de recursos minerales con una distribución heterogénea. Además, las monedas eran más fáciles de falsificar que el papel moneda para muchas personas con conocimientos de metalurgia, más comunes en siglos pasados. (En la actualidad la situación es la contraria. ¿Quién conoce a alguien, ni que sea una sola persona, que pueda fundir una moneda de calidad pasable, aun en el caso de que eso mereciera la pena?)

Si en otro tiempo fue la química común de las aleaciones de las monedas de metal

la que favoreció a los estafadores, en la era del papel moneda es la química peculiar de metales como el europio la que ayuda a los gobiernos a combatir a los estafadores. Todo se debe a la química del europio, especialmente al movimiento de electrones dentro de sus átomos. Hasta el momento sólo hemos comentado los enlaces entre electrones, el movimiento de electrones entre átomos. Pero los electrones también dan vueltas constantemente alrededor de sus propios núcleos, un movimiento que suele compararse con el de los planetas alrededor del Sol. Aunque es una buena analogía, tiene un fallo si se toma de forma literal. En teoría, la Tierra podría haber acabado en cualquiera de muchas órbitas distintas alrededor del Sol. En cambio, los electrones no pueden escoger cualquier órbita alrededor de un núcleo. Se desplazan en el interior de capas a distintos niveles de energía, y como no hay ningún nivel de energía entre uno y dos, o entre dos y tres, etcétera, las trayectorias de los electrones quedan estrechamente circunscritas: sólo orbitan a determinadas distancias de su «sol» y en formas oblongas con extraños ángulos. Además, a diferencia de un planeta, un electrón excitado por la luz o el calor puede saltar de su capa de baja energía a un capa vacía de mayor energía. Como el electrón no puede permanecer en ese estado de mayor energía durante mucho tiempo, enseguida se desploma hasta el nivel inferior. Pero no se trata de un simple movimiento arriba y abajo, pues al desplomarse, el electrón libera energía en forma de luz.

El color de la luz emitida depende de las alturas relativas de los niveles de energía inicial y final. Una caída entre niveles cercanos (por ejemplo del dos al uno) libera un pulso de luz rojiza de baja energía, mientras que una caída entre niveles más espaciados (por ejemplo del cinco al dos) libera una luz purpúrea de alta energía. Como las opciones de los electrones acerca de dónde saltar están limitadas a niveles de energía que son números enteros, la luz emitida también está restringida. La luz emitida por los electrones de los átomos no es como la luz blanca de una bombilla, sino que los electrones emiten luz de colores muy puros y muy específicos. Las capas de cada elemento se sitúan a distintas alturas, y por ello cada elemento emite luz en bandas de colores característicos, las mismas que Robert Bunsen había observado con su mechero y su espectroscopio. Más adelante, llegar a comprender que los electrones saltan entre niveles definidos por números enteros y

nunca se sitúan en órbitas de niveles fraccionarios fue uno de los aciertos fundamentales de la mecánica cuántica. Todas las rarezas que todos hemos oído sobre la mecánica cuántica se derivan de manera directa o indirecta de estos saltos discontinuos.

El europio puede emitir luz del modo descrito, pero no lo hace muy bien: él y sus hermanos lantánidos no absorben la luz o el calor de manera eficiente (una razón más de que durante tanto tiempo los químicos tuvieran problemas para identificarlos). Pero la luz es una moneda internacional que puede canjearse de muchas maneras en el mundo de los átomos, y los lantánidos pueden emitir luz de una manera distinta de la simple absorción. Es lo que se conoce como fluorescencia,<sup>lxxvi</sup> familiar para todos por las luces negras y los pósteres psicodélicos. Por lo general, las emisiones normales de luz implican sólo a los electrones, mientras que la fluorescencia implica moléculas enteras. Además, mientras que los electrones absorben y emiten luz del mismo color (si entra amarillo, sale amarillo), las moléculas fluorescentes absorben luz de alta energía (luz ultravioleta) pero emiten esa energía en forma de luz visible de menor energía. Dependiendo de la molécula de la que forme parte, el europio puede emitir luz roja, verde o azul.

Esa versatilidad es una pesadilla para los falsificadores y es lo que ha hecho del europio una estupenda herramienta para luchar contra la falsificación. De hecho, la Unión Europea (UE) usa su elemento epónimo en la tinta de sus billetes. Para preparar la tinta, los químicos de las cecas europeas añaden iones de europio a un tinte fluorescente. (No se sabe qué tinte porque la UE ha prohibido que se intente identificar. Los químicos respetuosos con la ley sólo pueden hacer conjeturas al respecto.) Pese a este anonimato, los químicos saben que los tintes de europio están formados por dos partes. De un lado está el receptor o antena, que forma la mayor parte de la molécula. La antena capta la energía luminosa incidente, que el europio no puede absorber, la transforma en energía vibratoria, que el europio sí puede absorber, y la lleva, trepidante, hasta la punta de la molécula. Allí la recibe el europio, que agita sus electrones, y éstos saltan a niveles de energía superiores. Pero justo antes de que los electrones salten, se desplomen y emitan, una parte de la onda de energía entrante «rebota» y regresa a la antena. Eso no ocurriría con átomos aislados de europio, pero en este caso la parte más voluminosa de la

molécula amortigua la energía y la disipa. A causa de esta pérdida, cuando los electrones caen de vuelta a su nivel, producen luz de menor energía.

Pero ¿para qué sirve todo eso? Los tintes fluorescentes se seleccionan de modo que el europio aparezca apagado bajo la luz visible, de manera que un falsificador crea que ha obtenido una réplica perfecta. Pero si se desliza un billete de euros bajo un láser especial, el láser excitará a la tinta invisible. El papel en sí se torna oscuro, pero atravesado por pequeñas fibras orientadas al azar que brillan como constelaciones de colores gracias a que tienen europio. El bosquejo de Europa de los billetes brilla con un color verdoso, como si lo estuviéramos viendo a través de los ojos de un alienígena. Una corona de estrellas de color pastel gana un halo amarillo o rojo, mientras que monumentos y firmas y sellos ocultos brillan en color azul marino. Para pescar a los falsificadores, la policía sólo tiene que buscar billetes que no muestren todos esos signos.

Así que en cada billete en realidad hay dos euros: el que vemos cada día y un segundo euro oculto dibujado por encima del primero, como un código incrustado. Este efecto es extraordinariamente difícil de falsificar sin una formación profesional, y los tintes de europio, unidos a otras características de seguridad, convierten al euro en el instrumento monetario más sofisticado jamás diseñado. Los billetes de euro no han escapado a la falsificación, algo que posiblemente sea imposible mientras a la gente le guste el dinero. Pero en la lucha contra aquélla, en toda la tabla periódica el europio ocupa un puesto de honor entre los metales más preciosos.

Pese a los problemas de la falsificación, a lo largo de la historia se han utilizado muchos elementos para la fabricación de dinero. Algunos, como el antimonio, fueron un desastre. Otros se convirtieron en dinero en circunstancias truculentas. Mientras trabajaba en una planta química de una prisión durante la segunda guerra mundial, el escritor y químico italiano Primo Levi comenzó a robar pequeñas varillas de cerio. Este elemento da chispas cuando se hiere, lo que lo convierte en una piedra ideal para los encendedores de cigarrillos, así que Levi vendía las varillas a trabajadores civiles a cambio de pan y sopa. Levi llegó bastante tarde a los campos de concentración, donde casi muere de inanición, y sólo comenzó a traficar con cerio en noviembre de 1944. Según su propia estimación, compró de este modo dos

meses de raciones, dos meses de vida, lo suficiente para sobrevivir hasta que el ejército soviético liberó su campo en enero de 1945. Su conocimiento del cerio hizo posible que hoy tengamos su obra maestra del post holocausto, *El sistema periódico*.

Otras propuestas de elementos como dinero fueron menos pragmáticas, más excéntricas. Glenn Seaborg, embargado por el entusiasmo nuclear, sugirió en cierta ocasión que el plutonio se convertiría en el nuevo oro de las finanzas mundiales, a causa de su gran valor para las aplicaciones nucleares. Quizá a modo de burla de Seaborg, un escritor de ciencia ficción sugirió que los residuos radiactivos serían más útiles para el capitalismo global, pues las monedas que los contuvieran sin duda circularían muy deprisa. Y, por supuesto, durante cada crisis económica, la gente se queja de que deberíamos volver a una estándar de oro o plata. Hasta el siglo xx, la mayoría de los países consideraban que el papel moneda era equivalente a una cantidad de oro o plata reales, y los billetes se podían canjear por el metal. Algunos historiadores de la literatura creen que el libro de 1900 de L. Frank Baum, *El mago de Oz*, donde Dorothy calzaba zapatos plateados, no rojo rubí, y viajaba por una carretera de adoquines dorados hacia una ciudad de color verde dinero, era realmente una alegoría de los méritos relativos de los estándares de plata y oro.

Por muy anticuada que parezca una economía basada en los metales, aquella gente tenía su parte de razón. Aunque los metales eran bastante ilíquidos, los mercados de metales son una de las fuentes de riqueza más estables a largo plazo. No tiene por qué ser oro o plata. Gramo por gramo, el elemento más valioso de los que pueden comprarse es el rodio. (Por eso, para superar a un mero disco de platino, en 1979 el *Guinness Book of Records*, le regaló al ex Beatle Paul McCartney un disco hecho de rodio para celebrar que se había convertido en el músico más vendido de todos los tiempos.) Pero nunca nadie hizo más dinero en menos tiempo con un elemento de la tabla periódica que el químico alemán Charles Hall con el aluminio.

Fueron varios los químicos brillantes que dedicaron su carrera al aluminio a lo largo del siglo xix, y se hace difícil decidir si el elemento estaba mejor antes o después. Un químico danés y otro alemán extrajeron simultáneamente este metal del alumbre, una sustancia utilizada desde antiguo como astringente, alrededor de 1825. (El alumbre es el polvo que a veces tragan algunos personajes de cómic,

como el gato Silvestre, y que les obliga a contraer la boca.) A causa de su lustre, los mineralogistas clasificaron inmediatamente el aluminio entre los metales preciosos, como la plata o el platino, con un valor de cientos de dólares por onza.

Veinte años más tarde, un francés descubrió la manera de industrializar el proceso de extracción, haciendo que el aluminio estuviera disponible comercialmente. Por un buen precio. Todavía era más caro incluso que el oro. La razón de ello es que, a pesar de ser el metal más común de la corteza de la Tierra (en torno al 8 por ciento en peso, cientos de veces más común que el oro), el aluminio nunca aparece en menas de aluminio puro. Siempre aparece enlazado a algo, por lo general al oxígeno.



*Unos ingenieros muy arreglados rehabilitan el remate de aluminio del monumento a Washington. El gobierno de Estados Unidos coronó el monumento con aluminio en 1884 porque era el metal más caro (y, por tanto, más impresionante) del mundo, muy por encima del oro. (Bettmann/Corbis.)*

Las muestras puras eran consideradas milagros. En otro tiempo, los franceses exhibían lingotes de aluminio, al estilo de los de oro de Fort Knox, junto a las joyas de la Corona, y el modesto emperador Napoleón III reservaba una preciada

cubertería de aluminio para los invitados especiales de los banquetes. (Los invitados más comunes usaban cuchillos y tenedores de oro.) Y en 1884, los ingenieros del gobierno de Estados Unidos, para alardear de la potencia industrial de su país, remataron el monumento a Washington con una pirámide de aluminio de casi tres kilos.

Un historiador cuenta que medio kilo de esquirlas de la pirámide habrían pagado un jornal a todos los trabajadores que erigieron el monumento.

Los sesenta años de reinado del aluminio como sustancia más preciosa del mundo fueron gloriosos, pero entonces un químico americano lo echó por tierra. Las propiedades del metal (ligero, fuerte y atractivo) seducían a los fabricantes, y su omnipresencia en la corteza de la Tierra tenía el potencial de revolucionar la producción de metal. Era algo que obsesionaba a mucha gente, pero nadie conseguía descubrir una forma eficiente de separarlo del oxígeno. En Oberlin College, en Ohio, un profesor de química llamado Frank Fanning Jewett entretenía a sus estudiantes con historias de El Dorado de aluminio que aguardaba a quien lograra domeñar este elemento. Al menos uno de sus estudiantes fue lo bastante ingenuo para tomarse en serio al profesor.

En sus últimos años, el profesor Jewett se jactaba ante sus antiguos amigos de la universidad de que «mi mayor descubrimiento fue descubrir un hombre», refiriéndose a Charles Hall. Hall trabajó con Jewett en la separación del aluminio durante sus años de estudiante en Oberlin. Fracasó una y otra vez, pero cada vez fracasaba sabiendo algo más. Por fin, en 1886, Hall hizo pasar una corriente eléctrica de unas baterías caseras (todavía no había tendido eléctrico) a través de un líquido que contenía compuestos de aluminio disueltos. La energía de la corriente arrancó el metal puro que, una vez liberado, se depositó en pequeñas pepitas en el fondo del tanque. El proceso era fácil y barato, y funcionaba igual de bien en grandes contenedores en el laboratorio. Éste había sido el tesoro químico más buscado desde la piedra filosofal, y Hall lo había encontrado. El «niño prodigio del aluminio» tenía entonces tan sólo veintitrés años.

Así y todo, la fortuna de Hall no se fraguó de inmediato. El químico Paul Héroult había descubierto el mismo proceso en Francia más o menos al mismo tiempo. (En la actualidad Hall y Héroult comparten el mérito por el descubrimiento que hizo que



se desplomara el mercado del aluminio.) Un austriaco inventó otro método de separación en 1887, y con la competencia que se cernía sobre Hall, éste se apresuró a fundar lo que después sería la Aluminum Company of America, o Alcoa, en Pittsburgh, uno de los negocios de más éxito de toda la historia.

La producción de aluminio de Alcoa crecía a un ritmo endiablado. En sus primeros meses, en 1888, Alcoa producía unos veinticinco kilos de aluminio al día; dos décadas más tarde, tenía que sacar 40 toneladas al día para satisfacer la demanda. Mientras la producción se disparaba, el precio se desplomaba. Años antes de que Hall naciera, el descubrimiento de una persona había reducido el precio del aluminio de 1.100 dólares el kilo a 36 dólares el kilo en siete años. Cincuenta años más tarde, sin siquiera corregir por la inflación, la compañía de Hall arrastró el precio hasta sólo 50 centavos el kilo. Este ritmo de crecimiento sólo ha sido superado probablemente en una sola ocasión en toda la historia americana, durante la revolución de los semiconductores de silicio, ochenta años más tarde,<sup>lxxvii</sup> y al igual que los barones de la informática de nuestros días, Hall se hizo de oro. En el momento de su muerte, en 1914, era propietario de acciones de Alcoa por valor de 30 millones de dólares<sup>lxxviii</sup> (unos 650 millones de dólares actuales). Gracias a Hall, el aluminio se convirtió en el vulgar metal que todos conocemos, la base de las latas de refrescos, los tintineantes bates de Little League y el fuselaje de los aviones. (De forma anacrónica, todavía se encuentra en lo alto del monumento a Washington.) Supongo que depende del gusto y temperamento de cada uno considerar si el aluminio estaba mejor cuando era el metal máspreciado del mundo o, por el contrario, ahora que es el más productivo.

Por cierto que en este libro utilizo la forma del inglés internacional, «aluminium», en lugar de la forma estrictamente americana, «aluminum». Este desacuerdo sobre su ortografía<sup>lxxix</sup> se remonta al momento de mayor crecimiento de este metal. Cuando los químicos de principios del siglo xix especularon sobre la existencia del elemento trece, utilizaron las dos grafías pero acabaron decidiéndose por la forma con una *i* adicional. Esa grafía coincidía con la de otros elementos descubiertos por la misma época, como el bario (barium), el magnesio (magnesium), el sodio (sodium) y el estroncio (estrontium). Cuando Charles Hall solicitó las patentes de su proceso eléctrico de separación, también usó la *i* adicional. Sin embargo, en los anuncios de

su metal, Hall fue menos riguroso con su lenguaje. Se debate si lo de quitar la *i* fue intencional o un error fortuito en los folletos de anuncio; en cualquier caso, cuando Hall vio «aluminum», se le antojó una brillante acuñación. Eliminó la vocal para siempre, y con ella una sílaba, con lo que conseguía poner su producto a la altura delpreciado platino (en inglés, platinum). Su nuevo metal prendió tan rápido y se hizo tan importante para la economía que «aluminum» quedó estampado de forma indeleble en la psique americana. Como siempre en Estados Unidos, el dinero manda.

## Capítulo 14

### Elementos artísticos

<sup>66</sup> Dy 162.500	<sup>59</sup> Pr 140.908	<sup>38</sup> Sr 87.621	<sup>44</sup> Ru 101.072	<sup>88</sup> Ra 226	<sup>3</sup> Li 6.941
--------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	----------------------------	-----------------------------

A medida que la ciencia iba ganando en sofisticación a lo largo de la historia, también se iba haciendo más cara, y el dinero, el dinero con mayúsculas, comenzó a decidir si, cuándo y cómo se hacía la ciencia. Ya en 1956, el novelista germanoinglés Sybille Bedford pudo escribir<sup>lxxx</sup> que habían pasado muchas generaciones desde que «las leyes del universo eran algo a lo que cualquiera podía enfrentarse agradablemente instalado en un taller dispuesto detrás de los establos».

Por supuesto, en la época a la que se refería Bedford, durante los siglos xviii y xix, muy poca gente, la mayoría aristócratas, podía permitirse el lujo de disponer de un taller en el que dedicarse a la ciencia. Sin duda no es por casualidad que fuera gente de clase alta la que hiciera cosas como descubrir nuevos elementos: nadie más gozaba de tiempo libre para sentarse tranquilamente a discutir de qué estaba hecha alguna extraña roca.

Esta marca aristocrática perdura en la tabla periódica, una influencia que puede leerse sin necesidad del menor conocimiento de química. En toda Europa, los aristócratas recibían una educación en la que los clásicos tenían mucho peso, y por eso los nombres de muchos elementos, como el cerio, el torio o el prometio, evocan mitos de la antigüedad. También los nombres más raros, como el praseodimio, el molibdeno y el disprosio, son amalgamas de latín y griego. Disprosio significa «difícil de alcanzar», pues resulta difícil separarlo de sus elementos vecinos. Praseodimio significa «gemelo verde» por razones parecidas (su otra mitad es el neodimio, «nuevo gemelo»). Los nombres de la mayoría de los gases nobles significan «extraño» o «inactivo». Incluso los orgullosos caballeros franceses, aun a mediados de los años 1880, no escogieron «Francia» y «París» para consagrar nuevos

elementos sino los filológicamente moribundos «Gallia» (galio) y «Lutetia» (lutecio), respectivamente, como si tuvieran que hacerle la pelota a Julio César.

Que los científicos recibieran más formación en lenguas antiguas que, en fin, en ciencia, hoy nos parece raro, pero durante siglos la ciencia no era tanto una profesión como un entretenimiento para aficionados,<sup>lxxxi</sup> como la filatelia. La ciencia todavía no se expresaba en lenguaje matemático, las barreras para entrar eran bajas y un noble con el peso de, pongamos por caso, Johann Wolfgang von Goethe, podía imponer su presencia en las tertulias científicas, estuviera cualificado o no.

Goethe es recordado hoy como un escritor de tal amplitud y poder emotivo que muchos críticos lo sitúan sólo por debajo de Shakespeare, pero además de escribir desempeñó un papel activo en el gobierno y en debates políticos de casi todos los campos. Para muchos todavía es el más grande e insigne alemán de toda la historia. Pero debo admitir que mi primera impresión de Goethe fue la de un farsante.

Durante mis años universitarios, pasé un verano trabajando para un profesor de física que, aparte de contar unas historias estupendas, siempre andaba corto de cosas básicas como cables eléctricos, lo que significaba que tenía que visitar con frecuencia la oficina de suministros del departamento para suplicar que nos dieran más. El dueño y señor de aquella mazmorra era un hombre que hablaba alemán. En conformidad con su trabajo de Quasimodo, a menudo venía sin afeitarse, llevaba una melena ondulada que le bajaba hasta los hombros, y sus grandes brazos y pecho habrían parecido descomunales si no fuera porque medía un metro setenta. Yo temblaba cada vez que tenía que llamar a su puerta, sin saber qué replicar cuando entrecerraba los ojos y decía, más como burla que como pregunta: «¿Zha no le queda cable cohaxial?».

Nuestra relación mejoró al semestre siguiente, cuando asistí a un curso (obligatorio) en el que él impartía una parte. Eran unas prácticas de laboratorio, lo que significaba muchas horas tediosas montando y cableando cosas, y un par de veces durante los descansos hablamos de literatura. Un día mencionó a Goethe, a quien yo no conocía. «Es el Shakespeare de Alemania», me explicó. «Todos los alemanes estirados lo citan constantemente. Da asco. Luego dicen: "¿Cómo? ¿No conoces a Goethe?".»

Había leído a Goethe en el original alemán y le había parecido mediocre. Yo todavía era lo bastante joven para dejarme impresionar por las convicciones fuertes, así que su condena me predispuso contra Goethe como gran pensador. Años más tarde, después de leer mucho más, llegué a apreciar el talento literario de Goethe. Pero debo admitir que mi director de prácticas tenía razón respecto a la mediocridad de Goethe en algunas áreas. Aunque fue un autor que marcó una época, Goethe no pudo reprimir el impulso de pronunciarse también sobre asuntos de filosofía y de ciencia, algo que hizo con todo el entusiasmo de un aficionado, y más o menos con la misma competencia.

A finales del siglo xviii, Goethe concibió una teoría de los colores para refutar la propuesta por Isaac Newton, sólo que Goethe se inspiró tanto en la poesía como en la ciencia, lo que lo llevó a sugerir la extravagante tesis de que «los colores son las obras de la luz, las obras y los sufrimientos». No quisiera parecer un positivista enfurruñado, pero la verdad es que ese enunciado no tiene absolutamente ningún significado. También cargó su novela *Las afinidades electivas* con la idea espuria de que los matrimonios funcionan como las reacciones químicas. O sea, que si la pareja AB se pone en contacto con la pareja CD, todos pueden cometer un natural adulterio formando nuevas parejas:  $AB + CD \rightarrow AD + BC$ . No era una simple metáfora. Los personajes realmente discutían esta reordenación algebraica de sus vidas. Sean cuales sean los otros méritos de la novela (especialmente su descripción de la pasión), está claro que Goethe hubiera hecho bien en dejar de lado la ciencia.

Incluso la obra maestra de Goethe, *Fausto*, contiene una rancia especulación sobre la alquimia y, lo que es peor (la alquimia al menos es guay), incluye un vano diálogo socrático entre «neptúnicos» y «plutónicos»<sup>lxxxii</sup> sobre cómo se forman las rocas. Los neptúnicos como Goethe pensaban que las rocas se formaban por precipitación de minerales en el océano, el reino del dios Neptuno; se equivocaban. Los plutónicos, así llamados en honor al dios del inframundo, Plutón, y de cuya defensa se hace cargo en *Fausto*, en una indirecta poco sutil, el mismísimo Satán, argumentaban, correctamente, que los volcanes y el calor del interior de la Tierra forman la mayoría de las rocas. Como siempre, Goethe tomó partido por el bando perdedor porque estéticamente le placía. Fausto sigue siendo una historia sobre la

arrogancia científica tan poderosa como *Frankenstein*, pero a Goethe le hubiera matado descubrir que, después de su muerte en 1832, su ciencia y su filosofía se desintegrarían con rapidez, y que hoy su obra se lee estrictamente por sus valores literarios.

Así y todo, Goethe hizo una aportación duradera a la ciencia en general y a la tabla periódica en particular, aunque fuese a través del mecenazgo. En 1809, siendo ministro de Estado, Goethe tuvo la responsabilidad de escoger un científico para una cátedra vacante de química en la Universidad de Jena. Tras escuchar las recomendaciones de sus amigos, Goethe tuvo la habilidad de escoger para el puesto a otro Johann Wolfgang: J. W. Döbereiner. Se trataba de un hombre provinciano sin ningún título de química y un currículo pobre, que había probado suerte con la química sólo después de fracasar en las industrias farmacológica, textil, agrícola y cervecera. Sin embargo, el trabajo que Döbereiner realizó en la industria le enseñó algunas habilidades prácticas que un caballero como Goethe nunca había aprendido, pero admiraba enormemente en una época en que la industria avanzaba a grandes zancadas. Goethe no tardó en interesarse por el joven, y pasaban juntos muchas horas discutiendo alegremente sobre los temas más candentes de la química, por ejemplo, por qué la col lombarda quita el lustre a la plata o cuáles eran los ingredientes de la pasta dentífrica de Madame de Pompadour. Pero la amistad no podía borrar del todo las grandes diferencias de su extracción social y su educación. Goethe, naturalmente, había recibido una amplia educación clásica, y todavía hoy se le aclama (con un toque de hipérbole) como el último hombre que sabía de todo, algo que todavía era posible entonces, cuando la ciencia, el arte y la filosofía se solapaban de manera considerable. También fue un hombre muy viajado y cosmopolita. Cuando Goethe lo nombró para el puesto en Jena, Döbereiner nunca había salido de Alemania, y los caballeros intelectuales como Goethe, seguían siendo mucho más típicos entre los científicos que la gente rústica como el pobre J. W.

Resulta apropiado, entonces, que la mayor aportación de Döbereiner a la ciencia fuera inspirada por uno de los pocos elementos, el estroncio, cuyo nombre no es ni helénico ni se basa en nada sacado de Ovidio. El estroncio fue el primer destello de luz que indicaba que existía algo parecido a la tabla periódica. Lo descubrió un

médico en 1790 en el laboratorio de un hospital de los barrios bajos de Londres, no lejos del lugar donde se alzaba el viejo Globe Theatre de Shakespeare. Lo bautizó con el nombre del lugar de donde provenían los minerales que estaba estudiando, el pueblo minero de Strontian, en Escocia. Döbereiner siguió su trabajo veinte años más tarde. Las investigaciones de Döbereiner se centraban (nótese el espíritu práctico) en buscar formas precisas de pesar los elementos, y el estroncio, un elemento nuevo y raro, constituía todo un reto. Con el apoyo de Goethe, se dispuso a estudiar sus características. Pero a medida que iba refinando sus cifras sobre el estroncio, se dio cuenta de algo extraño: su peso caía justamente entre el del calcio y el del bario. Además, cuando estudió la química del estroncio, vio que en las reacciones químicas se comportaba como el bario y el calcio. De algún modo, el estroncio era una mezcla de aquellos otros dos elementos, uno más pesado y el otro más ligero.

Intrigado, Döbereiner comenzó a medir con precisión el peso de otros elementos, en busca de otras «tríadas». No tardó en dar con el cloro, el bromo y el yodo; con el azufre, el selenio y el telurio; y con otras. En cada uno de estos casos, el peso del elemento de en medio caía a medio camino entre el de sus primos químicos. Convencido de que no se trataba de una coincidencia, Döbereiner comenzó a agrupar esos elementos en lo que hoy reconoceríamos como columnas de la tabla periódica. De hecho, los químicos que construyeron las primeras tablas periódicas cincuenta años más tarde lo hicieron sobre los pilares levantados por Döbereiner.<sup>lxxxiii</sup>

Ahora bien, la razón de que entre Döbereiner y Dmitri Mendeléev hubieran de pasar cincuenta años sin una tabla periódica fue que la investigación sobre las tríadas se les fue de las manos a los químicos. En lugar de utilizar el estroncio y sus vecinos como punto de partida para buscar una forma universal de organizar la materia, comenzaron a ver trinidades por todas partes y a profundizar en la numerología triádica, influidos quizá por el cristianismo, la alquimia y la creencia pitagórica en que, de algún modo, los números poseen una realidad metafísica. Calcularon trilogías con el único fin de calcular trilogías, y elevaron cada relación de tres en uno, por tenue que fuera, a la categoría de algo sagrado. No obstante, gracias a Döbereiner el estroncio se convirtió en el primer elemento correctamente situado en

un esquema universal de todos los elementos. Y Döbereiner nunca habría descubierto nada de esto si no hubiera contado con la fe y el apoyo de Goethe.

Más tarde, Döbereiner hizo una vez más que su mentor pareciera aún más un genio por apoyarlo en su carrera cuando, en 1823, inventó el primer encendedor portátil. Este encendedor se fundamentaba en la curiosa capacidad del platino para absorber y almacenar una gran cantidad del inflamable gas hidrógeno. En una época en la que cocinar y calentarse todavía requerían fuego, resultó ser un éxito económico sin parangón. El encendedor, llamado lámpara de Döbereiner, hizo a éste casi tan famoso en todo el mundo como Goethe.

Así pues, aunque Goethe no destacó precisamente por sus trabajos científicos, lo que escribió ayudó a diseminar la idea de que la ciencia era noble, y su patrocinio empujó a los químicos hacia la tabla periódica. Merece al menos una posición honorífica en la historia de la ciencia, lo cual, la verdad, le hubiera gustado. Por citar nada menos que al propio Johann Wolfgang von Goethe (con el permiso de mi viejo director de laboratorio): «La historia de la ciencia es la propia ciencia».

Goethe valoraba la belleza intelectual de la ciencia, y la gente que valora la belleza en la ciencia suele disfrutar con las simetrías de la tabla periódica y sus variaciones sobre el tema al estilo de Bach. Pero no toda la belleza de la tabla es abstracta. La tabla inspira el arte en todas sus formas. El oro, la plata y el platino son hermosos en sí mismos, y otros elementos, como el cadmio y el bismuto, brillan con toda su hermosura en los vistosos pigmentos minerales y en las pinturas al óleo. Los elementos también desempeñan un papel importante en el diseño, en la fabricación de objetos cotidianos bellos. A menudo, una nueva aleación de elementos proporciona una sutil mejora de la resistencia o la flexibilidad y transforma un diseño funcional en otro fenomenal. Con una infusión del elemento adecuado, algo tan humilde como una pluma estilográfica puede alcanzar un diseño que, si no resulta embarazoso decirlo (desde luego no para algunos aficionados a las plumas), roza lo majestuoso.<sup>lxxxiv</sup> A finales de la década de 1920, el legendario diseñador húngaro (después estadounidense) László Moholy-Nagy estableció una distinción académica entre «obsolescencia forzada» y «obsolescencia artificial». La obsolescencia forzada es el curso normal de los objetos de la tecnología, la fibra de los libros de historia: los arados dejaron paso a las cosechadoras, los mosquetes a



las ametralladoras Gatling, los barcos con casco de madera a los de acero. Sin embargo, la obsolescencia artificial, decía Moholy-Nagy, dominaba y dominaría cada vez más durante el siglo xx. La gente se deshacía de bienes de consumo no porque fueran caducos, sino porque los vecinos los tenían más nuevos, con mejor diseño. Moholy-Nagy, artista y, en cierto modo, filósofo del diseño, calificaba la obsolescencia artificial de materialista y pueril, una forma de «desintegración moral».

Y por mucho que cueste creerlo, la humilde pluma estilográfica fue en un tiempo un ejemplo de la golosa necesidad de tener algo, lo que sea, avanzado y absolutamente

La carrera de la pluma como anillo de Frodo comenzó en 1923 con un hombre. A sus veintiocho años, Kenneth Parker convenció a los directores del negocio familiar para que invirtieran el dinero de la firma en un nuevo diseño, su lujosa pluma Duofold. (Fue lo bastante listo para esperar a que *Mr.* Parker, su padre y jefe supremo, partiera hacia un largo crucero alrededor de África y Asia, y no pudiera vetar su idea.) Diez años más tarde, en los peores días de la Gran Depresión, Parker se la jugó de nuevo al introducir otro modelo de gama alta, la Vacumatic. Y a los pocos años, Parker, que ahora ya era el jefe, estaba deseoso de introducir un nuevo diseño. Había leído y asimilado las teorías de Moholy-Nagy sobre el diseño, pero en lugar de permitir que el reproche moral a la obsolescencia artificial lo restringiera en lo más mínimo, lo interpretó en el más puro estilo americano: como una oportunidad para ganar mucho dinero. Si la gente tenía algo mejor que comprar, lo harían, aunque no lo necesitasen. Con este fin, en 1941 introdujo la que suele considerarse la mejor pluma estilográfica de la historia, la Parker 51, que recibió su nombre por el número de años que llevaba en marcha la compañía cuando llegó a las tiendas este maravilloso y absolutamente superfluo modelo.

Era la elegancia hecha pluma. Los capuchones llevaban un baño de oro o de cromo, y un clip en forma de flecha dorada. El cuerpo era tan grueso y tentador para los dedos como un cigarrillo, y se ofrecía en colores elegantes como azul cedro, verde Nassau, coco, ciruela y rojo rabioso. La cabeza de la pluma, de color negro India, que parecía una tímida cabeza de tortuga, se iba afilando hacia una bella boca caligráfica. De esta boca emergía, como una lengua enrollada, un diminuto plumín

de oro que administraba la tinta. En el interior de este pulcro almacén, la pluma funcionaba con un plástico recién patentado llamado Lucite y un sistema cilíndrico, también recién patentado, para conducir una tinta recién patentada, una tinta que por primera vez en la historia de las estilográficas no se secaba por evaporación, mientras descansaba el papel, sino que penetraba de las fibras del papel, secándose por absorción en un instante. Incluso la forma en que el capuchón se cerraba a presión contra el cuerpo de la pluma fue objeto de dos patentes. Los ingenieros de Parker eran genios escribanos.



*Los aficionados a las estilográficas suelen citar la Parker 51 como la mejor de la historia, y además como uno de los diseños de más estilo de todos los tiempos, en todos los campos. El plumín estaba hecho con un raro y duradero elemento, el rutenio. (Jim Mamoulides, [www.PenHero.com](http://www.PenHero.com).)*

La única tacha de este bello instrumento era la punta del plumín de oro, la parte que toca el papel. El oro, un metal blando, se deforma con la rigurosa fricción de la escritura. Parker al principio hizo la punta del plumín de osmiridio, una aleación de iridio y osmio. Los dos metales tenían la dureza buscada, pero eran escasos, caros e importarlos era una pesadilla. Cualquier repentina escasez o subida de precio podía condenar el diseño al fracaso, así que Parker contrató a un metalurgista recién

salido de la Universidad de Yale para que buscara un sustituto. En menos de un año, la compañía solicitaba otra patente para una punta de rutenio, un elemento que hasta entonces no valía mucho más que la chatarra. Por fin tenían una punta a la altura del resto del diseño, y el rutenio comenzó a aparecer en las puntas de todas las Parker 51 en 1944.<sup>lxxxv</sup>

Ahora bien, la verdad es que pese a toda esa soberbia ingeniería, la Parker 51 probablemente desempeñaba más o menos igual que cualquier otra pluma su función básica: llevar la tinta al papel. Pero como el profeta del diseño Moholy-Nagy podía haber predicho, la moda triunfaba sobre la necesidad. Con su nueva punta, la compañía convenció a los consumidores, por medio de la publicidad, de que los instrumentos de escritura a mano habían alcanzado su apoteosis, y la gente comenzó a desechar modelos de Parker más antiguos para comprarse éste. La 51, «la estilográfica más deseada del mundo», se convirtió en un símbolo de estatus, el único instrumento con el que banqueros, agentes de bolsa o políticos con estilo se dignaban a firmar los cheques, las cuentas del bar o las tarjetas de puntuaciones de golf. Incluso los generales Dwight D. Eisenhower y Douglas MacArthur usaron estas plumas para firmar los tratados que pusieron fin a la segunda guerra mundial en Europa y el Pacífico en 1945. Con tal publicidad, y con el optimismo que inundó el mundo al acabar la guerra, las ventas saltaron de 440.000 unidades en 1944 a 2,1 millones en 1947, toda una hazaña si se tiene en cuenta que la 51 costaba al menos 12,50 dólares por aquel entonces, y llegaba a alcanzar los 50 dólares (100 y 400 dólares actuales), y que el cartucho de tinta recargable y la resistente punta de rutenio hacían que nadie tuviera que cambiar la pluma.

Incluso Moholy-Nagy, aunque posiblemente afligido por lo fácilmente que sus teorías se habían trasladado a la mercadotecnia, tuvo que doblegarse ante la 51. Su equilibrio en la mano, su suave conducción de la tinta, tenían a Moholy-Nagy tan entregado que en una ocasión la citó como *el* diseño perfecto. Incluso aceptó un trabajo como consultor de Parker a partir de 1944, tras lo cual persistieron durante décadas los rumores de que había sido el propio Moholy-Nagy quien había diseñado la 51. Parker siguió vendiendo varios modelos de la 51 hasta 1972, y aunque eran el doble de caras que su competencia, este modelo se había vendido más que cualquier otra pluma construida hasta ese momento, alcanzando los 400 millones de

dólares en ventas (varios miles de millones de dólares actuales).

Por supuesto, al poco tiempo de que desapareciera la Parker 51, el mercado de plumas de gama alta comenzó a encogerse. La razón es bastante obvia: mientras la 51 triunfaba haciendo que otras plumas parecieran inferiores, las plumas en sí se estaban viendo forzadas a la obsolescencia con la llegada de nuevas tecnologías, como la máquina de escribir. Pero en ese cambio queda por desvelar una historia irónica que comienza con Mark Twain y acaba volviendo a la tabla periódica.

Tras presenciar una demostración de una máquina de escribir en 1874, y a pesar de la depresión económica mundial, Twain corrió a comprarse una por el escandaloso precio de 125 dólares (2.400 dólares actuales). En menos de una semana ya estaba escribiendo cartas (todo en mayúsculas, pues carecía de minúsculas) explicando cuánto deseaba deshacerse de ella: «ES DEMASIADO DESGARRADORA PARA LA MENTE», se lamentaba. A veces es difícil separar las quejas reales de Mark Twain de su huraña personalidad, así que a lo mejor estaba exagerando. Pero en 1875 ya había regalado la máquina y en su lugar había decidido promocionar dos nuevas plumas estilográficas de dos compañías. Su pasión por las plumas más caras nunca flaqueó, ni siquiera cuando necesitaba «una soberana cantidad de reniegos para que funcionasen». Desde luego no era ninguna Parker 51.

Con todo, Twain hizo más que nadie por asegurar el eventual triunfo de las máquinas de escribir frente a las plumas de gama alta. Fue él quien envió el primer manuscrito mecanografiado a una editorial, *Vida en el Mississippi* en 1883. (Dictado, no mecanografiado por el propio Twain.) Y cuando la compañía Remington le pidió que promocionara sus máquinas de escribir (Twain de mala gana había comprado otra), declinó la oferta con una carta malhumorada que la compañía publicó de todas formas.<sup>lxxxvi</sup> Que Twain, probablemente la persona más popular de Estados Unidos, poseyera una Remington era promoción suficiente.

Estas historias de cómo despotricaba de las plumas que amaba y escribía con las máquinas que odiaba dejan entrever una contradicción en Twain. Aunque tal vez fuera la antítesis de Goethe en un sentido literario, el coloquial y democrático Twain compartía con el alemán cierta ambivalencia con respecto a la tecnología. Twain no tenía pretensiones de practicar la ciencia, pero a él y a Goethe les fascinaban los descubrimientos científicos. Al mismo tiempo, dudaban de que el *Homo sapiens*

gozara de suficiente sabiduría para usarla bien. En Goethe, esta duda se manifestó en *Fausto*. Twain, en cambio, escribió lo que hoy, sin ninguna duda, llamaríamos ciencia ficción. En contraste con sus novelas de muchachos y barcos del Mississippi, escribió historias cortas sobre inventos, tecnología, distopías, viajes en el tiempo y por el espacio, e incluso, en su desconcertante relato «Vendido a Satán», sobre los peligros de la tabla periódica.

La historia, de unas dos mil palabras, comienza poco después de un hipotético desplome de las acciones del acero alrededor de 1904. El narrador, harto de intentar conseguir dinero, decide venderle su alma a Mefistófeles. Para negociar un trato, él y Satán se encuentran en una oscura y escondida guarida a medianoche, beben unos cuantos vasos de licor caliente y charlan sobre el bajo precio que, lamentablemente, se paga esos días por un alma. Al poco tiempo, sin embargo, su conversación se desvía hacia una característica bastante insólita de la anatomía de Satán: todo él está hecho de radio.

Seis años antes del relato de Twain, Marie Curie había sorprendido al mundo científico con sus historias sobre los elementos radiactivos. Las noticias eran genuinas, pero Twain debía estar bastante atento a la escena científica para introducir todos los peculiares detalles que aparecen en «Vendido a Satán». La radiactividad del radio carga de electricidad el aire que lo rodea, así que Satán brilla con un color verde luminiscente, para deleite del narrador. Además, como si fuera una roca de sangre caliente, el radio siempre es algo más cálido que su alrededor, a causa de la radiactividad. Este calor crece de manera exponencial con la masa de radio, de modo que el Satán de Twain, de metro ochenta y cinco y «cuatrocientos y pico» kilos de peso está lo bastante caliente para poder encender un cigarro con la punta del dedo. (Enseguida lo apaga, no obstante, para «guardarlo para Voltaire». Al oírlo, el narrador hace que Satán se lleve cincuenta cigarros más para, entre otros, Goethe.)

Más adelante, el relato se ocupa con cierto detalle del refinado de los metales radiactivos. No es lo más perspicaz que haya escrito Twain, pero como la mejor ciencia ficción, resulta profético. Para evitar incinerar a la gente con la que se tropieza, Satán lleva un traje protector hecho de polonio, otro elemento nuevo descubierto por Curie. Desde un punto de vista científico, eso es pura basura: un

escudo «transparente» de polonio, «fino como una película de gelatina», nunca podría soportar el calor de una masa crítica de radio. Pero tendremos que perdonar a Twain, porque el polonio tiene en su relato un propósito dramático de mayor alcance. Le ofrece a Satán una razón para amenazar: «Si me despojara de esta piel, el mundo se desvanecería en un breve fogonazo y una nube de humo, y los restos de la luna extinguida descenderían por el espacio como en una lluvia de grises cenizas!».

Siendo quien era, Twain no podía permitir que la historia acabase con Satán en una posición de poder. El calor del radio atrapado es tan intenso que Satán enseguida admite, con una ironía no intencionada: «Me quemo. Sufro en mi interior». Bromas aparte, ya en 1904 Twain estaba temblando por el estremecedor poder de la energía nuclear. Si hubiera vivido cuarenta años más, sin duda hubiera sacudido la cabeza, con abatimiento pero no con sorpresa, al ver la ambición y codicia de la gente por los misiles nucleares y no por la abundante energía atómica. A diferencia de las incursiones de Goethe en la ciencia dura, los relatos de Twain sobre la ciencia todavía pueden leerse hoy con provecho.

Twain exploró con desesperación los bajos fondos de la tabla periódica. Pero de todos los relatos de artistas y elementos ninguno es más triste o más duro, más fáustico incluso, que las aventuras del poeta Robert Lowell con uno de los elementos primordiales, el litio, en lo más alto de la tabla.

De jóvenes, en el bachillerato, a principios de los años treinta, los amigos llamaban a Lowell «Cal», por Calibán, el monstruo de *La tempestad*. Otros juran que fue Calígula quien inspiró el mote. En cualquier caso, era un nombre apropiado para este poeta confesional, ejemplo del artista lunático, como Van Gogh o Poe, cuyo genio surge de una parte de la psique que la mayoría de nosotros no podemos alcanzar, y mucho menos dominar con propósitos artísticos. Por desgracia, fuera de los límites de su poesía, Lowell no podía controlar su locura, que acabó desbordándose en su vida real. Un día se presentó en casa de un amigo hablando atropelladamente, convencido de que era la Virgen María. En otra ocasión, en Bloomington (Indiana), llegó al convencimiento de que podía parar los coches de la autopista con sólo extender los brazos como Jesús. En las clases que impartía, echaba a perder horas y horas farfullando y reescribiendo los poemas de los

estudiantes más modestos en el estilo obsoleto de Tennyson o Milton. Cuando tenía diecinueve años, abandonó a su prometida y condujo desde Boston hasta la casa de campo de un poeta de Tennessee con la esperanza de que se convirtiera en su mentor. Suponía que aquel hombre lo acogería. El poeta, burlón, le explicó que no le quedaban habitaciones libres en la posada, por así decirlo, y que Lowell tendría que acampar en el césped si quería quedarse. Lowell asintió y se fue... a Sears. Se compró una tienda de campaña y regresó para montarla sobre la hierba.

El público literario disfrutaba con todas estas historias, y durante las décadas de 1950 y 1960, Lowell fue el principal poeta de Estados Unidos, donde ganaba premios y vendía miles de libros. Todo el mundo suponía que las aberraciones de Lowell eran el toque de una enloquecida musa divina. La psicología farmacéutica, un campo que comenzaba a afirmarse por aquella época, tenía una explicación distinta: Cal sufría un desequilibrio químico que lo hacía maníaco-depresivo. El público sólo veía al hombre extravagante, no sus momentos más oscuros e incapacitantes, los que lo arruinaron espiritualmente y, cada vez más, también económicamente. Por suerte, el primer auténtico estabilizador del estado de ánimo, el litio, llegó a Estados Unidos en 1967. Un Lowell desesperado, que acababa de ser internado en un centro psiquiátrico donde los médicos le habían confiscado el cinturón y los cordones de los zapatos, accedió a que lo medicaran.

Curiosamente, pese a toda su potencia como fármaco, el litio no desempeña ningún papel en la biología normal. No es un mineral esencial como el hierro o el magnesio, ni siquiera un micronutriente como el cromo. De hecho, el litio puro es un metal terriblemente reactivo. Se han dado casos de personas a las que, caminando por la calle, les prendió fuego el pantalón por culpa de un cortocircuito causado por el entrechocar de llaves o monedas con pilas de litio en el bolsillo. Además, el litio (que en su forma farmacológica es una sal, carbonato de litio) no actúa del modo en que suelen actuar los fármacos. Tomamos antibióticos en lo peor de una infección porque matan los microbios. Pero tomar litio en lo más álgido de un episodio de manía o en lo más hondo de una etapa de depresión no soluciona el problema. El litio sólo impide que comience el siguiente episodio. Y aunque ya en 1886 los científicos conocían la eficacia del litio, hasta hace poco tiempo no tenían la menor idea de por qué funcionaba.

El litio modifica muchas sustancias químicas del cerebro relacionadas con el estado de ánimo, con efectos complejos. Lo más interesante es que el litio parece restablecer el ritmo circadiano del cuerpo, su reloj interno. En la gente normal, las condiciones ambientales, especialmente el sol, dictan sus estados de ánimo y determinan cuándo están agotados al final del día. Siguen un ciclo de veinticuatro horas. Las personas bipolares siguen ciclos independientes del sol, que pueden persistir durante mucho tiempo. Se sienten bien, su cerebro se inunda de radiantes neuroestimulantes, y la falta de sol no cierra el grifo. Algunos lo llaman «entusiasmo patológico», pues apenas necesitan dormir, y su confianza en sí mismos se hincha hasta el punto que un hombre de Boston del siglo xx puede llegar a creer que el Espíritu Santo lo ha escogido como recipiente para Jesús. Al final, estas oleadas de entusiasmo agotan el cerebro, y la persona se colapsa. Cuando la melancolía los embarga, los casos graves de maníacos-depresivos pueden acabar postrados en la cama durante semanas.

El litio regula las proteínas que controlan el reloj interno del cuerpo. Este reloj funciona, curiosamente, con el ADN del interior de unas neuronas especiales situadas en lo más profundo del cerebro. Cada mañana se unen a este ADN unas proteínas especiales, que tras un tiempo fijo se degradan y separan. Pero la luz del sol repone las proteínas una y otra vez, de manera que persisten durante más tiempo. De hecho, las proteínas sólo acaban separándose del ADN cuando llega la noche, y entonces el cerebro debería «notar» el ADN desnudo y dejar de producir estimulantes. Este proceso se descontrola en los maníacos-depresivos porque las proteínas se mantienen fuertemente unidas al ADN aunque ya sea de noche. Sus cerebros no se percatan de que tienen que dejar de acelerar el motor. El litio ayuda a separar las proteínas del ADN para que la persona en cuestión pueda relajarse. El sol todavía gana al litio durante el día, reponiendo las proteínas; sólo cuando el sol se oculta por la noche puede el litio ayudar al ADN a librarse de las proteínas. Así que más que ser la luz del sol en una píldora, el litio actúa como una «anti-luz del sol». Neurológicamente, deshace el trabajo de la luz del sol y de este modo comprime el reloj circadiano para que vuelva a tener veinticuatro horas, impidiendo tanto que se forme la burbuja de la manía como el posterior desplome hacia la depresión.



Lowell respondió inmediatamente al litio. Su vida personal se fue haciendo más estable (aunque de ningún modo estable), y en cierto momento se declaró curado. Desde su perspectiva nueva y estable, podía ver cómo su antigua vida, llena de peleas, alcohol y divorcios, había dañado a tanta gente. Pese a todos los versos francos y emotivos de sus poemas, nada de lo que escribió Lowell es tan conmovedor, nada sobre la frágil química de los seres humanos tan emotivo, como el simple lamento que le transmitió a su editor, Robert Giroux, después de empezar a medicarse con litio.

«Es terrible, Bob», le dijo, «pensar que todo lo que he sufrido, y todo el sufrimiento que he causado, pueda ser el resultado de la falta de un poco de sal en el cerebro». Lowell sentía que su vida mejoraba con el litio, pero el efecto del litio sobre su arte era discutible. Como Lowell, la mayoría de los artistas sienten que cambiar un ciclo de manía y depresión por un apagado y prosaico ritmo circadiano les permite trabajar mejor sin estar distraídos por la manía o sedados por la depresión. Sin embargo, siempre se ha debatido si sus obras se resienten tras su «cura», cuando pierden el acceso a esa parte de la psique que la mayoría de nosotros nunca llegamos a vislumbrar.

Muchos artistas dicen sentirse aplacados o tranquilizados con el litio. Uno de los amigos de Lowell decía de él que parecía llevado por un zoo. No cabe duda de que su poesía cambió después de 1967, que se tornó más áspera e intencionadamente menos trabajada. Además, en lugar de inventar líneas con su mente libre y viva, comenzó a sustraer líneas de cartas privadas, lo que enojó a las personas que se vieron citadas. Esas obras ganaron un premio Pulitzer en 1974, pero no han resistido bien el paso del tiempo. Comparadas sobre todo con sus vivaces obras de juventud, apenas se leen en la actualidad. Pese a todo lo que la tabla periódica inspiró en Goethe, Twain y otros, tal vez en el caso de Lowell el litio aumentó la salud pero rebajó el arte, convirtiendo a un genio demente en un simple humano.

## Capítulo 15

### Un elemento de locura

<sup>34</sup> Se 78.963	<sup>25</sup> Mn 54.938	<sup>46</sup> Pd 106.421	<sup>56</sup> Ba 137.327	<sup>111</sup> Rg (280)
-------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	-------------------------------

Robert Lowell tipifica el artista loco, pero en nuestra psique cultural colectiva guardamos otra aberración psicológica: el científico loco. Los científicos locos de la tabla periódica tendían a tener menos arrebatos públicos que los artistas locos, y por lo general su vida privada no era particularmente notoria. Sus crisis psicológicas eran más sutiles, y sus errores eran típicos de un peculiar tipo de locura conocido como ciencia patológica.<sup>lxxxvii</sup> Lo más fascinante es cómo esa patología, esa locura, podían coexistir en la misma mente con la genialidad.

A diferencia de casi cualquier otro científico nombrado en este libro, William Crookes, que nació en 1832 en el seno de la familia de un sastre de Londres, nunca trabajó en una universidad. El primero de dieciséis hijos, él mismo tuvo diez hijos, y mantuvo a su numerosa familia escribiendo un popular libro sobre diamantes y editando una presuntuosa revista de cotilleo científico llamada *Chemical News*. No obstante, Crookes, un hombre que llevaba anteojos y gastaba barba y un mostacho afilado, hizo bastante investigación de primera clase sobre elementos como el selenio y el talio para ser elegido miembro del principal club científico de Inglaterra, la Royal Society, con sólo treinta y un años de edad. Una década más tarde, estuvo a punto de ser expulsado.

Su caída comenzó en 1867, cuando su hermano Philip murió en el mar.<sup>lxxxviii</sup> A pesar de lo numerosa que era su familia, o tal vez a causa de ello, William y los otros Crookes nunca enloquecieron de pena. Además, por aquel tiempo el espiritismo, un movimiento importado de Estados Unidos, se había introducido por un igual en los hogares de los aristócratas y de los tenderos en toda Inglaterra. Incluso gente como sir Arthur Conan Doyle, que creó al hiperracionalista detective Sherlock Holmes, supo encontrar un hueco en su amplia mente donde acoger el espiritismo como algo genuino. El clan de los Crookes, en su mayor parte

comerciantes sin interés ni formación científicos, era un producto de su tiempo, y comenzó a asistir a sesiones de espiritismo en masa para confortarse y conversar con el pobre difunto Philip.

No se sabe muy bien por qué William se unió al grupo una noche. Tal vez por solidaridad. Tal vez porque uno de sus hermanos era el director de escena del médium. Tal vez para disuadirlos a todos de volver en otra ocasión, pues en privado, en su diario, se burlaba de todos esos «contactos» espirituales, que tenía por pompa fraudulenta. Pero cuando vio cómo el médium tocaba el acordeón sin manos y escribía «mensajes automáticos», al modo de una güija, con un estilo y una tabla, quedó impresionado muy a su pesar. Cayeron sus defensas, y cuando el médium comenzó a transmitir los mensajes balbucientes de Philip desde el más allá, William comenzó a llorar a gritos. Fue a más sesiones, e incluso inventó un dispositivo para detectar el susurro de los espíritus errantes en aquellas estancias alumbradas con velas. No está claro si su nuevo radiómetro, una bombilla de vidrio en la que había hecho el vacío y que en su interior contenía una veleta muy sensible, llegó a detectar alguna vez a Philip (aunque podemos imaginarlo.) Pero William no podía desdeñar lo que sentía en las sesiones mientras cogía de la mano a miembros de su familia. Su asistencia se hizo habitual.

Estas simpatías colocaron a Crookes en una minoría entre sus colegas racionalistas de la Royal Society, probablemente una minoría de uno. Consciente de ello, Crookes escondió sus afinidades en 1870 cuando anunció que había diseñado un estudio científico del espiritualismo, y la mayoría de los miembros de la Royal Society se mostraron encantados, suponiendo que demolería todo aquel montaje en su provocadora revista. Pero no ocurrió exactamente eso. Tras tres años de cantos y convocatorias, Crookes publicó en 1874 «Notes of an Enquiry into the Phenomena Called Spiritual» («Notas sobre una investigación de los fenómenos llamados espirituales»), en una revista de su propiedad, el *Quarterly Journal of Science*. En el artículo se comparaba a sí mismo con un viajero a tierras exóticas, un Marco Polo de lo paranormal. Pero en lugar de atacar todas las argucias de los espiritualistas («levitación», «fantasmas», «sonidos persuasivos», «apariciones luminosas», «sillas y mesas que se elevan sobre el suelo»), concluyó que ni la charlatanería y la hipnosis en masa podían explicar, al menos no todo lo que había presenciado. No

era un espaldarazo acrítico, pero Crookes de todos modos afirmaba haber encontrado un «residuo» de fuerzas sobrenaturales legítimas.<sup>lxxxix</sup>

Viniendo de Crookes, hasta ese tibio apoyo conmocionó a todos en Inglaterra, incluidos los espiritualitas. Éstos se repusieron enseguida y comenzaron a cantar alabanzas de Crookes desde lo alto de las montañas. Aun en nuestros días, algunos cazadores de fantasmas rescatan el chirriante artículo de Crookes como «prueba» de que algún día las personas inteligentes se acercarán al espiritualismo; basta que lo contemplen con una mente abierta. Los colegas de Crookes en la Royal Society quedaron igualmente sorprendidos pero bastante más horrorizados. Se dijeron que a Crookes lo habían cegado los trucos de las sesiones, que se había dejado arrastrar por la dinámica de la muchedumbre, que lo habían ganado los gurús carismáticos. También lo atacaron por la dudosa pátina científica que le había dado a su artículo. Por ejemplo, Crookes había registrado «datos» irrelevantes sobre la temperatura y la presión barométrica dentro de la guarida del médium, como si los seres inmateriales no asomaran la cabeza cuando hace mal tiempo. Peor aún, algunos de los antiguos amigos de Crookes lo atacaron personalmente, acusándolo de paleta y cómplice de charlatanes. Si algunos espiritualistas todavía citan a Crookes, unos pocos científicos no pueden perdonarle que permitiera 135 años de basura con tintes New Age. Incluso citan su trabajo sobre los elementos como prueba de que se volvió loco.

Y es que de joven Crookes había sido pionero en el estudio del selenio. Aunque se trata de un micronutriente esencial para todos los animales (en los humanos, la falta de selenio en la sangre de los pacientes de sida es una indicación fatalmente precisa de la muerte), el selenio es tóxico en grandes dosis. Los rancheros lo saben bien. Si no vigilan, su ganado puede comer una planta de la pradera de la familia de las leguminosas conocida como *locoweed* (hierba loca), algunas variedades de la cual acumulan selenio del suelo. Las reses que rumian la hierba loca comienzan a tambalearse y dar tumbos, desarrollan fiebres, úlceras y anorexia, un conjunto de síntomas que se conocen como «vértigo ciego». Pero les gusta el colocón. La indicación más clara de que el selenio las vuelve locas es que el ganado se vuelve adicto a la hierba loca a pesar de sus terribles efectos secundarios, y la comen con preferencia a cualquier otra hierba. Es la droga de los animales. Algunos

historiadores imaginativos han llegado a culpar de la derrota de Custer en la batalla de Little Bighorn a que sus caballos se pegaron un chute de hierba loca antes de la batalla. Visto lo visto, resulta adecuado que «selenio» provenga de *selene*, «luna» en griego, con vínculos, a través del latín *luna*, con «lunático» y «alunado».

Dada su toxicidad, resulta tentador atribuir los delirios de Crookes al selenio, pero algunos datos inconvenientes desautorizan este diagnóstico. El selenio suele producir sus efectos al cabo de una semana; Crookes se volvió majara en su edad mediana, mucho después de abandonar sus investigaciones sobre el selenio. Además, tras décadas de que los rancheros culpasen al elemento treinta y cuatro cada vez que una vaca se tambaleaba, hoy muchos bioquímicos creen que hay otras sustancias químicas en la hierba loca que contribuyen igual al enloquecimiento y la intoxicación. Por último, hay una pista inapelable: Crookes nunca perdió la barba, un síntoma clásico de la seleniosis.

Una barba poblada también debilita la idea que otros han propuesto de que fue otro depilatorio de la tabla periódica, el veneno de los envenenadores, el talio, el que llevó a Crookes a la locura. Crookes descubrió el talio con veintiséis años (un descubrimiento que casi garantizaba su elección como miembro de la Royal Society) y siguió jugando con él en su laboratorio durante una década. Pero al parecer nunca inhaló lo bastante siquiera para perder los bigotes. Además, ¿acaso alguien malogrado por el talio (o el selenio) retendría una mente aguda hasta la vejez? Crookes abandonó los círculos espiritualistas después de 1874, volvió a dedicarse a la ciencia y produjo nuevos descubrimientos. Fue el primero en sugerir la existencia de isótopos. Construyó un nuevo equipo científico esencial con el que confirmó la presencia de helio en rocas, la primera vez que se detectó en la Tierra. Y en 1897, cuando acababa de ser nombrado caballero, sir William se interesó por la radiactividad, y en 1900 descubrió (aunque nunca llegó a darse cuenta de ello) el elemento protactinio.

No, la mejor explicación del entusiasmo de Crookes por el espiritualismo es psicológica: destrozado por la pena de perder a su hermano, sucumbió, *avant la lettre*, a la ciencia patológica.

Para explicar lo que es la ciencia patológica, es mejor disipar primero cualquier falsa impresión que pueda producir esa palabra tan cargada de significado, «patológico»,

y dejar claro desde el principio qué *no* es la ciencia patológica. No es un fraude, pues quienes se adhieren a la ciencia patológica creen tener razón, pero son unos incomprendidos. No es pseudociencia, como el freudianismo y el marxismo, campos que se meten en el terreno de la ciencia pero ignoran el rigor del método científico. Tampoco es ciencia política, como el lisenkoísmo, que consiste en jurar lealtad a una falsa ciencia a causa de amenazas o de una ideología perversa. Por último, no es una locura clínica general o una simple creencia desquiciada. Es una particular locura, un delirio con base en la información científica. Los científicos patológicos se centran en un fenómeno marginal e improbable que les atrae por la razón que sea e invierten toda su pericia científica en demostrar su existencia. Pero el juego está amañado desde el principio: su ciencia sólo sirve para satisfacer la profunda necesidad emocional de creer en algo. El espiritualismo *per se* no es una ciencia patológica, pero se convirtió en una en manos de Crookes gracias a sus meticulosos «experimentos» y a los ribetes científicos que les dio.

De hecho, la ciencia patológica no siempre nace de campos marginales. También prospera en los campos legítimos pero especulativos, donde los datos y los indicios son escasos y difíciles de interpretar. Por ejemplo, la rama de la paleontología que se ocupa de la reconstrucción de los dinosaurios y otros organismos extintos proporciona otro gran caso de estudio de la ciencia patológica.

A determinado nivel, por supuesto no sabemos nada de los animales extintos: los esqueletos completos son infrecuentes, y las impresiones de tejidos blandos extraordinariamente raras. Un chiste habitual entre quienes se ocupan de reconstruir la paleofauna es que si los elefantes se hubieran extinguido hace mucho tiempo, cualquiera que desenterrara un esqueleto de mamut en nuestros días imaginaría una cobaya gigante con colmillos en vez de un paquidermo peludo con una trompa. Tampoco sabríamos mucho de las peculiaridades de otros animales, como las rayas del pelaje, el caminar de pato, los labios, la panza, el ombligo, el hocico, la molleja, los estómagos con cuatro cavidades o las jorobas, por no mencionar las cejas, las nalgas, las unas de los pies, los carrillos, la lengua y los pezones. Sin embargo, comparando los surcos y depresiones de los huesos fosilizados con los de animales modernos, un ojo bien entrenado puede averiguar cómo era la musculatura, la enervación, el tamaño, la postura, la dentición e incluso

los hábitos de la cópula de especies extintas. Los paleontólogos sólo tienen que tener la prudencia de no extrapolar demasiado.

Una ciencia patológica aprovecha esa prudencia. Básicamente, sus creyentes utilizan la ambigüedad sobre los indicios como indicio, afirmando que los científicos no lo saben todo y, por lo tanto, hay sitio para mi particular teoría. Eso es exactamente lo que ocurrió con el manganeso y el megalodón.<sup>xc</sup>

Esta historia comienza en 1873, cuando el buque de investigación *Challenger* zarpó desde Inglaterra para explorar el océano Pacífico. Con una baja tecnología que hoy resulta encantadora, la tripulación lanzaba por la borda unos grandes cubos atados a cuerdas de cinco kilómetros de longitud y dragaban el fondo del océano. Además de peces fantásticos y otras criaturas, llevaron a la superficie docenas y docenas de rocas esféricas con forma de fósil de patata o de cucurucho de graso, sólido y mineralizado helado de vainilla. Estas masas, constituidas básicamente por manganeso, aparecieron por todo el lecho marino en cualquier parte del océano, lo que significaba que debía de haber millones y millones de ellas dispersas por todo el mundo.

Ésa fue la primera sorpresa. La segunda se produjo cuando la tripulación partió uno de los conos: el manganeso se había acumulado alrededor de un diente gigante de tiburón. El diente de tiburón más grande, el más brutalmente extravagante de las especies actuales se sitúa en poco más de seis centímetros. Los dientes recubiertos de manganeso alcanzaban trece centímetros o más, unas cizallas capaces de partir los huesos como hachas. Con la ayuda de las mismas técnicas básicas que se aplican a los fósiles de dinosaurios, los paleontólogos determinaron (isólo con los dientes!) que este tiburón elevado al cubo, al que llamaron megalodón, alcanzaba una longitud de unos quince metros, pesaba aproximadamente cincuenta toneladas y podía nadar más o menos a ochenta kilómetros por hora. Probablemente pudiera cerrar su boca de 250 dientes con una megatonelada de fuerza, y se alimentaba sobre todo de primitivas ballenas en los mares tropicales poco profundos. Probablemente se extinguió cuando sus presas migraron de manera permanente a aguas más frías y profundas, un ambiente inadecuado para su elevado metabolismo y su voraz apetito.

Hasta aquí todo es buena ciencia. La patología comenzó con el manganeso.<sup>xci</sup> Los

dientes de tiburón están dispersos por el fondo marino porque son una de las sustancias biológicas más duras que se conocen, la única parte de los cadáveres de tiburón que sobrevive a la presión del océano profundo (los escualos tienen esqueleto cartilaginoso). No está claro por qué, de todos los metales disueltos en el océano, es el manganeso el que se acumula alrededor de los dientes de tiburón; lo que los científicos sí saben es a qué ritmo se produce esa acumulación: entre medio milímetro y un milímetro y medio por milenio. A partir de esta tasa han determinado que la gran mayoría de los dientes recogidos datan de hace al menos 1,5 millones de años, lo que significa que los megalodones probablemente se extinguieron más o menos por aquel tiempo.

Pero, y ésta es la laguna sobre la que algunos se abalanzaron, algunos dientes de megalodón tienen una placa de manganeso misteriosamente fina, equivalente a unos once mil años. Evolutivamente, eso es poquísimo tiempo. Así que, ¿quién nos asegura que los científicos no encontrarán algún día un diente de hace diez mil años? ¿O de hace ocho mil? ¿O incluso más reciente?

Ya se ve adónde nos lleva esta argumentación. En la década de 1960, unos pocos entusiastas con una imaginación a la altura de *Parque Jurásico* se fueron convenciendo de que por los océanos todavía vagan unos pocos megalodones. «¡El megalodón vive!», gritaban. Y como los rumores sobre el Área 51 o el asesinato de Kennedy, la leyenda nunca ha acabado de morir. La versión más común dice que los megalodones han evolucionado hasta convertirse en habitantes del océano profundo, donde pasan sus días luchando contra monstruos abisales de las oscuridades. Como los fantasmas de Crookes, se *supone* que los megalodones son esquivos, lo que ofrece a algunos una conveniente escapatoria cuando se les presiona para que expliquen por qué los tiburones gigantes son tan escasos en la actualidad.

Es probable que no haya ni una sola persona viva que, en el fondo, no albergue la esperanza de que algunos megalodones todavía rondan los mares. Por desgracia, la idea se desmorona cuando se examina a fondo. Entre otras cosas, los dientes con capas finas de manganeso casi con certeza fueron arrancados de la roca debajo de los sedimentos del océano (donde no acumulaban manganeso) y sólo quedaron expuestos al agua del mar en tiempos recientes. Lo más seguro es que tengan



mucho más de once mil años. Y aunque hay testigos presenciales de las bestias, todas proceden de marineros, notorios por su capacidad para contar historias, en las que los megalodones varían exageradamente en forma y tamaño. ¡Un tiburón Moby Dick, todo blanco, alcanzó los noventa metros de longitud! (Curiosamente, a nadie se le ocurrió hacer una foto.) En general, esas historias, igual que el testimonio de Crookes sobre los seres sobrenaturales, dependen de interpretaciones subjetivas, y a falta de indicios objetivos, no es plausible concluir que los megalodones, ni siquiera unos pocos, se escaparon a los cepos de la evolución.

Pero lo que realmente convierte en patológica la actual búsqueda del megalodón es que las dudas del sistema científico sólo consiguen hacer más profundas las convicciones de los buscadores. En lugar de refutar los hallazgos sobre el manganoso, contraatacan con relatos heroicos de rebeldes y heterodoxos que en el pasado demostraron que los científicos vulgares y ortodoxos se habían equivocado. Invariablemente sacan a la luz el caso del celacanto, un primitivo pez del océano profundo que en otro tiempo se creyó que se había extinguido hace ochenta millones de años, hasta que en 1938 apareció en un mercado de pescado de Sudáfrica. Según esta lógica, como los científicos se equivocaron con el celacanto, también se podrían equivocar con el megalodón. Y ese «podrían» es todo lo que necesitan los entusiastas del megalodón. Y es que sus teorías sobre su supervivencia no se basan en la preponderancia de las observaciones y los indicios, sino en una fijación emocional: la esperanza, la necesidad, de que algo fantástico sea cierto.

Probablemente no haya mejor ejemplo de esa emoción que el siguiente caso de estudio, ese grande de todos los tiempos de la ciencia patológica, ese Alamo para los verdaderos creyentes, esa seductora de los futuristas, esa hidra científica: la fusión fría.

Pons y Fleischmann. Fleischmann y Pons. Se suponía que sería el más grande de los dúos científicos desde Watson y Crick, o quizá incluso desde Marie y Pierre Curie. Pero su fama se pudrió en la infamia. Hoy los nombres B. Stanley Pons y Martin Fleischmann sólo evocan, aunque injustamente, la idea de impostores, de estafadores, de falsos.

El experimento que creó y destruyó a Pons y Fleischmann fue, por así decirlo,

engañosamente simple. Los dos químicos, que en 1989 trabajaban en la Universidad de Utah, colocaron un electrodo de paladio en una cámara de agua pesada y encendieron la corriente. Cuando se hace pasar una corriente eléctrica a través de agua normal se sacude el  $H_2O$  y se produce hidrógeno y gas oxígeno. Algo parecido ocurrió en el agua pesada, salvo que el hidrógeno del agua pesada tiene además un neutrón. Así que en lugar de gas hidrógeno normal ( $H_2$ ) con un total de dos protones, Pons y Fleischmann crearon moléculas de gas hidrógeno con dos protones y dos neutrones.

Lo que hizo especial su experimento fue la combinación de hidrógeno pesado y paladio, un metal blanquecino con una asombrosa propiedad: puede tragarse novecientas veces su propio volumen en gas hidrógeno. Eso equivale más o menos a que una persona de 110 kilos se trague una docena de elefantes africanos machos<sup>xcii</sup> sin ganar ni un centímetro de cintura. A medida que el electrodo de paladio dentro del agua pesada comenzó a empaquetar hidrógeno, los termómetros y otros instrumentos de Pons y Fleischmann registraron un pico. El agua se tornó más caliente de lo que debía, de lo que *podía*, dada la modesta cantidad de energía de la corriente. Pons explicó después que durante un pico especialmente alto, su  $H_2O$  supercalentada hizo un agujero en el matraz, en la mesa de laboratorio debajo del matraz y en el suelo de hormigón debajo de la mesa.

O por lo menos observaron picos algunas veces. En conjunto, el experimento fue errático, de modo que el mismo diseño y los mismos ensayos no siempre producían el mismo resultado. Pero en lugar de insistir hasta averiguar qué es lo que estaba pasando con el paladio, los dos hombres permitieron que sus fantasías les convencieran de que habían descubierto la fusión fría, una fusión que no requería las increíbles temperaturas y presiones de las estrellas, sino que se producía a la temperatura ambiente. Como el paladio podía acoger tanto hidrógeno pesado en su interior, supusieron que de alguna manera fusionaba los protones y neutrones en helio, liberando en el proceso un montón de energía.

De forma bastante poco prudente, Pons y Fleischmann convocaron una conferencia de prensa para anunciar sus resultados, que parecían implicar que se habían acabado los problemas de energía de todo el mundo, y para colmo con un proceso barato que no contaminaba. Un poco como el propio paladio, la prensa se tragó la

grandiosa declaración. (Pronto se supo que otro residente de Utah, el físico Steven Jones, había realizado experimentos de fusión parecidos. Sin embargo, Jones quedó en segundo plano porque realizó declaraciones más modestas.) Pons y Fleischmann se convirtieron al instante en celebridades, y el empuje de la opinión pública pareció arrastrar incluso a la comunidad científica. En un congreso de la American Chemical Society celebrado poco después del anuncio, el dúo recibió una ovación en pie.

Pero aquí hace falta un poco de contexto. Al aplaudir a Fleischmann y Pons, muchos científicos probablemente recordaban el caso de los superconductores. Hasta 1986, los superconductores se consideraban del todo imposibles por encima de  $-240\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Pero de repente dos investigadores alemanes (que ganarían el premio Nobel en un tiempo récord, tan sólo dos años después) descubrieron superconductores que funcionaban por encima de esa temperatura. Otros equipos se subieron al carro y a los pocos meses habían descubierto superconductores de itrio de «altas temperaturas» que funcionaban a  $-173\text{ }^{\circ}\text{C}$ . (El récord actual se sitúa en  $-139\text{ }^{\circ}\text{C}$ .) La cuestión es que muchos científicos que habían predicho la imposibilidad de tales superconductores se sintieron estúpidos. Era el equivalente para la física de encontrar el celacanto. Y como los románticos del megalodón, en 1989 los entusiastas de la fusión fría podían señalar el caso reciente de los superconductores y forzar a unos científicos normalmente escépticos a suspender el juicio. De hecho, los fanáticos de la fusión fría parecían enardecidos ante la oportunidad de desplazar un dogma antiguo, un delirio típico de la ciencia patológica.

Con todo, unos pocos escépticos, especialmente en Cal Tech, estaban furiosos. La fusión fría ofendía la sensibilidad científica de estos hombres, y la arrogancia de Pons y Fleischmann ofendía su modestia. Esta pareja se había saltado el proceso habitual de evaluación por pares antes de anunciar los resultados, y algunos los consideraban charlatanes decididos a enriquecerse, sobre todo después de que apelaran directamente al presidente George H. W. Bush para conseguir una asignación inmediata de 25 millones de dólares para investigación. Pons y Fleischmann no ayudaron mucho cuando se negaron a responder preguntas sobre su aparato de paladio y su protocolo experimental, como si les ofendiera que les cuestionaran. Replicaron que no querían que les robaran las ideas, pero parecía que estuvieran escondiendo algo.

No obstante, muchos científicos de todo el mundo cargados de dudas cada vez mayores (salvo en Italia, donde apareció una declaración más de un proceso de fusión fría) aprendieron lo bastante a partir de lo que explicaron los dos hombres como para montar sus propios experimentos con paladio e hidrógeno pesado, y comenzaron a golpear a los científicos de Utah con resultados nulos. Algunas semanas más tarde, tras lo que quizá haya sido el esfuerzo más concertado desde Galileo por desacreditar, incluso deshonar, a unos científicos, cientos de químicos y físicos celebraron en Baltimore lo que casi equivalía a un congreso en contra de Pons y Fleischmann. Demostraron, para vergüenza de éstos, que el dúo había pasado por alto, los errores experimentales y usado técnicas de medición defectuosas. Un científico sugirió que los dos científicos habían dejado que se acumulara gas hidrógeno y que los picos de «fusión» eran en realidad explosiones químicas, al estilo del *Hindenburg*. (El supuesto pico de fusión que con el calor desprendido quemó agujeros en la mesa del laboratorio se produjo durante la noche, cuando no había nadie para verlo.) Suele tardarse años en identificar un error científico, o al menos en resolver una cuestión controvertida, pero la fusión fría estaba fría y muerta a los cuarenta días de anunciarse. Un chistoso que asistió al congreso glosó todo ese barullo en unos versos mordaces, aunque mal rimados:

*Tens of millions of dollars at stake, Dear Brother  
Because some scientists put a thermometer  
At one place and not another.*<sup>13</sup>

Pero la parte más interesante del asunto, desde el punto de vista de la psicología, aún estaba por llegar. La necesidad de creer en una energía limpia y barata para todo el mundo resultó ser muy tenaz: había tocado una fibra sensible. Fue entonces cuando la ciencia se mutó en algo patológico. Como en las investigaciones sobre los fenómenos paranormales, sólo un gurú (el médium, o Fleischmann y Pons) tenía el poder de producir los resultados clave, y sólo en circunstancias forzadas, nunca de manera natural. Eso no calmó los ánimos de los entusiastas de la fusión fría, sino

---

<sup>13</sup> «Decenas de millones de dólares en juego, colega, / porque unos científicos pusieron un termómetro / en un lugar y no en otro.»

que los excitó. Por su parte, Pons y Fleischmann nunca se desdijeron, y sus seguidores los defendieron (y desde luego ellos mismos) como si fueran unos importantes rebeldes, los únicos que *lo entendían*. Después de 1989, algunos críticos replicaron con sus propios experimentos, pero los defensores de la fusión fría siempre encontraban la manera de explicar cualquier resultado condenatorio, a veces con más ingenio que el que demostraban en sus propias investigaciones originales. Con el tiempo, los críticos dieron el caso por acabado. David Goodstein, un físico de Cal Tech, resumió el estado de la cuestión en un excelente ensayo sobre la fusión fría: «Como los defensores de la fusión fría se ven a sí mismos como una comunidad asediada, las críticas internas son mínimas. Los experimentos y las teorías tienden a aceptarse sin un examen a fondo por miedo a proporcionar más leña a los críticos de fuera, en el caso de que afuera haya alguien que se moleste en escuchar. En estas circunstancias florecen los excéntricos, complicando las cosas a quienes creen que en todo ello hay ciencia seria». Cuesta imaginar una descripción mejor y más concisa de la ciencia patológica.<sup>xciii</sup>

La explicación más benévola de lo que les sucedió a Pons y Fleischmann es la siguiente. Parece improbable que se tratara de dos charlatanes que sabían que la fusión fría era un sinsentido pero querían marcarse un tanto rápido. No estaban en 1789, cuando hubieran podido largarse a otro lugar a engañar a otros pueblerinos. Iban a pillarles. Tal vez albergaran dudas pero les cegó la ambición y querían saber qué se sentía cuando todo el mundo te considera un genio, aunque sólo fuera por un momento. Pero lo más probable es que a los dos científicos les confundiera una extraña propiedad del paladio. Aún hoy nadie sabe a ciencia cierta por qué el paladio puede absorber tanto hidrógeno. En una rehabilitación de las investigaciones de Pons y Fleischmann (aunque no de su interpretación), algunos científicos piensan que realmente ocurre algo raro en los experimentos con paladio y agua pesada. En el metal aparecen unas extrañas burbujas, y sus átomos se reorientan de otro modo. Tal vez intervenga la fuerza nuclear débil. Es justo reconocer que Pons y Fleischmann fueron pioneros de estas investigaciones. Pero no es eso por lo que querían pasar a la historia. Ni por lo que pasarán a la historia. Por supuesto, no todos los científicos con un toque de locura acaban ahogándose en la ciencia patológica. Algunos, como Crookes, consiguen escapar y alcanzar grandes

logros científicos. Luego están los raros casos de lo que en un principio parece ciencia patológica pero resulta ser legítima. Wilhelm Röntgen intentó por todos sus medios demostrar que estaba equivocado cuando investigaba un descubrimiento radical sobre rayos invisibles, pero no pudo. Gracias a su persistencia e insistencia en el método científico, este investigador mentalmente frágil consiguió reescribir la historia.

En noviembre de 1895, Röntgen estaba jugueteando en su laboratorio de Alemania central con un tubo de Crookes, un nuevo e importante instrumento para estudiar los fenómenos subatómicos. Bautizado en honor al inventor que ya conocemos, el tubo de Crookes consistía en un bulbo de cristal en el que se había practicado el vacío, con dos placas de metal en su interior, una en cada extremo. Cuando se hacía circular una corriente eléctrica entre las placas, se producía un rayo que saltaba por el vacío, un chisporroteo de destellos que parecían salidos de un laboratorio de efectos especiales. Hoy los científicos saben que se trata de haces de electrones, pero en 1895 Röntgen y otros todavía intentaban averiguar qué era.

Un colega de Röntgen había descubierto que cuando fabricaba un tubo de Crookes con una pequeña ventana hecha con una lámina de aluminio (algo que recuerda a la ventana de titanio que Per-Ingvar Brånemark soldaría más tarde en huesos de conejo), el haz pasaba por la lámina hacia el aire. Allí moría enseguida, pues el aire era como un veneno para el rayo, pero podía iluminar una pantalla fosforescente situada a varios centímetros de distancia. Un poco neurótico, Röntgen insistió en repetir todos los experimentos de sus colegas, por pequeños que fueran, de modo que construyó su propio aparato en 1895, pero con algunas modificaciones. En lugar de dejar desnudo su tubo de Crookes, lo cubrió con un papel negro, de modo que el rayo sólo pudiera escapar a través de la lámina. Y en lugar de las sustancias químicas fosforescentes que sus colegas habían utilizado, pintó sus placas con un compuesto luminiscente de bario.

Los relatos de lo que ocurrió después varían. Mientras Röntgen realizaba unos ensayos, asegurándose de que sus rayos saltaban entre las placas como debían, algo llamó su atención. La mayoría de los relatos dicen que fue un trozo de cartón recubierto de bario que había colocado sobre una mesa cercana. Otros contemporáneos dicen que se trataba de un trozo de papel que un estudiante había

pintado de bario con los dedos, entreteniéndose en dibujar la letra A o la S Sea como fuere, Röntgen, que era daltónico, al principio no habría visto nada más que un baile de blanco por el rabillo del ojo. Pero cada vez que encendía la corriente, la placa de bario (o la letra) resplandecía.

Röntgen se aseguró de que no escapara nada de luz a través del tubo de Crookes que había tapado. Estaba en un laboratorio interior, así que el relumbro no podía haberlo causado un rayo de sol. Pero también sabía que los haces de Crookes no podían sobrevivir tanto tiempo en el aire como para alcanzar la placa o la letra. Más tarde admitió que creía estar alucinando: estaba claro que el tubo era la causa, pero no sabía de nada que pudiera atravesar el papel negro y opaco.

Así que colocó derecha una pantalla con una capa de bario y, para bloquear el paso del rayo, puso cerca del tubo lo primero que encontró a mano: un libro. Horrorizado y atónito, vio cómo en la pantalla aparecía el perfil de una llave que usaba como marca de lectura. De algún modo, podía ver *a través de las cosas*. Probó con objetos en el interior de cajas de madera, y también pudo verlos. Pero lo más escalofriante, el auténtico momento de magia negra, se produjo cuando sostuvo un tapón de metal, y vio los huesos de su propia mano. Fue en ese momento cuando Röntgen decidió que no era un alucinado: era un loco de atar.

Hoy a lo mejor nos hace gracia que se alterase de ese modo al descubrir los rayos X. Pero lo importante del caso es su actitud. En lugar de saltar a la conveniente conclusión de que había descubierto algo radicalmente nuevo, Röntgen supuso que en algún lugar había cometido un error. Abochornado, y decidido a demostrar su error, se encerró en su laboratorio, se aisló en su cueva durante siete semanas implacables. Mandó retirarse a sus ayudantes y tomó sus comidas a regañadientes, ingiriéndolas sin degustarlas, y gruñendo más que hablando a su familia. A diferencia de Crookes, o de los cazadores de megalodones, o de Pons y Fleischmann, Röntgen trabajó con denuedo hasta conseguir explicar sus hallazgos con su física. No quería ser un revolucionario.

Irónicamente, aunque hizo lo imposible por eludir la ciencia patológica, los artículos de Röntgen dejan entrever que no supo sacarse del todo de la cabeza la idea de que se había vuelto loco. Además, su manera de rezongar y su cambio de humor llevaron a otros a cuestionar su salud mental. Medio en broma, le dijo a su mujer,

Bertha: «Estoy trabajando en algo que hará que otros digan: "¡El viejo Röntgen se ha vuelto loco!"». Tenía entonces cincuenta años, y su mujer debió pensarlo en serio.

Pero el tubo de Crookes siempre iluminaba las placas de bario, por mucho que no quisiera creer en ello. Así que Röntgen comenzó a documentar el fenómeno. Una vez más, a diferencia de los tres casos patológicos comentados más arriba, desestimó cualquier efecto fugaz o errático, cualquier cosa que pudiera considerarse subjetiva. Sólo quería resultados objetivos, por ejemplo placas fotográficas reveladas. Por fin, con algo más de confianza, se llevó a Bertha al laboratorio una tarde y expuso su mano a los rayos X.



*Una de las primeras radiografías reveló los huesos y el impresionante anillo de Bertha Röntgen, la esposa de Wilhelm Röntgen. Wilhelm, que temía haberse vuelto loco, se sintió aliviado al constatar que su mujer también veía los huesos de su mano en una placa con un recubrimiento de bario. Más desconfiada, ella lo vio como un presagio de muerte.*



Al ver sus huesos, Bertha se asustó, temiendo que fuera una premonición de su muerte. Después de aquella ocasión, se negó a volver a aquel laboratorio encantado, pero su reacción le proporcionó a Röntgen un alivio indecible. Tal vez fuera lo mejor que Bertha hubiera hecho nunca por él: le había demostrado que todo aquello no eran imaginaciones suyas.

Llegados a ese punto, Röntgen salió de su laboratorio, macilento, e informó a sus colegas de toda Europa sobre los «rayos Röntgen». Naturalmente, dudaron de él, igual que habían despreciado a Crookes y, años después, otros científicos despreciarían el megalodón y la fusión fría. Pero Röntgen había sido paciente y modesto, y cada vez que alguien objetaba algo, le contestaba diciendo que ya había investigado esa posibilidad, hasta que al fin sus colegas quedaron satisfechos. He aquí la cara edificante de las historias, normalmente severas, de la ciencia patológica.

Los científicos pueden ser crueles con las ideas nuevas. Es fácil imaginárselos preguntando: «Pero, Wilhelm, ¿qué tipo de “rayos misteriosos” pueden atravesar invisibles un papel negro y revelar los huesos del cuerpo? ¡Bah!». Pero cuando Wilhelm respondió con pruebas sólidas, con experimentos repetibles, la mayoría despachó sus viejas ideas y se adhirió a las suyas. Aunque durante toda su vida había sido un profesor normal y corriente, Röntgen se convirtió en el héroe de todo científico. En 1901 ganó el primer premio Nobel de Física. Dos décadas más tarde, un físico llamado Henry Moseley utilizó básicamente el mismo sistema experimental de rayos X para revolucionar el estudio de la tabla periódica. Y un siglo más tarde la gente todavía estaba tan entusiasmada que, en 2004, el más pesado de todos los elementos oficiales de la tabla periódica en aquel momento, el número 111, que durante mucho tiempo se había llamado ununio, se convirtió en el roentgenio.

**Parte V**  
**LA CIENCIA DE LOS ELEMENTOS DE HOY Y DE MAÑANA**

**Capítulo 16**  
**Química muy, muy bajo cero**

50	18	60	37
Sn	Ar	Nd	Rb
118.711	39.948	144.242	85.468

Röntgen no sólo proporcionó un ejemplo de ciencia meticulosa y brillante; también recordó a los científicos que la tabla periódica nunca está vacía de sorpresas. Siempre hay algo nuevo que descubrir sobre los elementos, incluso en nuestros días. Pero como todas las ganancias fáciles dieron su rédito en los tiempos de Röntgen, hacer descubrimientos después requirió algunas medidas drásticas. Los científicos tenían que sacarles información a los elementos en condiciones cada vez más extremas, en especial bajo un frío extremo, que los hipnotiza hasta el punto que manifiestan comportamientos extraños. El frío extremo tampoco trata muy bien a los humanos que hacen los descubrimientos. Si bien los contemporáneos de Lewis y Clark ya habían explorado buena parte de la Antártida en 1911, nadie había conseguido llegar todavía al Polo Sur. Inevitablemente, eso condujo a una carrera épica entre los exploradores para llegar allí los primeros y, también de forma inevitable, a una triste historia con moraleja sobre lo que puede ir mal con la química a temperaturas extremas.

Aquel año fue frío incluso para la Antártida, pero aun así un grupo de pálidos ingleses dirigidos por Robert Falcon Scott decidió que serían los primeros en alcanzar los noventa grados de latitud sur. Después de equiparse con perros y provisiones, partieron en el mes de noviembre. Buena parte de la caravana estaba formada por un equipo de apoyo, que tuvo la buena idea de ir dejando alijos de provisiones y combustible a lo largo del camino de ida para que el pequeño equipo que finalmente se acercara hasta el polo pudiera ir avituallándose durante el camino de vuelta.

Poco a poco, la mayor parte de la caravana se fue quedando por el camino hasta que, al final, tras varios meses caminando con grandes dificultades, cinco hombres, dirigidos por Scott, llegaron al polo en enero de 1912, sólo para encontrar allí una pequeña tienda de campaña, una bandera noruega y una carta fastidiosamente amable. Scott había perdido frente a Roald Amundsen, cuyo equipo había llegado un mes antes. Scott escribió en su diario una nota breve y tajante: «Ha ocurrido lo peor. Hay que abandonar todos los sueños». Y poco después: «¡Santo Dios! Este lugar es horrible. Hay que volver corriendo; nos espera una lucha desesperada. Ojalá lo consigamos».

Abatidos como estaban los hombres de Scott, su regreso hubiera sido difícil de cualquier modo, pero la Antártida lanzó sobre ellos todo lo que pudo para castigarlos y hostigarlos. Durante varias semanas estuvieron detenidos por tempestades de nieve, y sus diarios (hallados más tarde) revelan que tuvieron que enfrentarse a la inanición, el escorbuto, la deshidratación, la hipotermia y la gangrena. Pero lo más devastador fue la falta de combustible para calentarse. Scott había hecho un recorrido por el Ártico el año anterior y había descubierto que las juntas de piel de sus bombonas de queroseno tenían pérdidas de consideración. Por lo común perdían hasta la mitad del combustible. Para el viaje al polo sur, su equipo había experimentado con soldaduras enriquecidas en estaño o de estaño puro. Pero cuando sus desastrados hombres alcanzaron las bombonas que habían dejado para el viaje de regreso, descubrieron que muchas de ellas estaban vacías. Para colmo de males, a menudo el combustible había ido a parar a los alimentos.

Sin queroseno, los hombres no podían cocinar o fundir hielo para beber. Uno enfermó y murió; otro enloqueció con el frío y abandonó solo el grupo. Los tres últimos, entre los cuales se encontraba Scott, siguieron adelante. Según la versión oficial, murieron por congelación a finales de marzo de 1912, a sólo dieciocho kilómetros de la base británica, incapaces de soportar las últimas noches.

En su día, Scott había sido tan famoso como Neil Armstrong; los británicos recibieron las noticias de su suerte con llanto y crujir de dientes, e incluso en 1915 una iglesia hizo instalar vidrieras en su honor. En consecuencia, la gente no ha dejado de buscar una excusa para absolverlo, y la tabla periódica proporcionó un villano apropiado. El estaño, que Scott había usado en las soldaduras, ha sido un

metal apreciado desde los tiempos bíblicos porque es muy maleable. Irónicamente, cuanto mejor refinaban el estaño los metalurgistas, peor era para los usos cotidianos. Cada vez que una herramienta, una moneda o un juguete de estaño puro se enfriaba, una especie de óxido blanco comenzaba a cubrirlo como la escarcha blanca cubre una ventana en invierno. El óxido blanco se rompía después en pústulas, y debilitaba y corroía el estaño hasta que éste se hacía añicos, se erosionaba hasta quedarse en nada.

A diferencia de lo que pasa cuando se oxida el hierro, aquí no interviene ninguna reacción química. Como bien saben los científicos en la actualidad, esto ocurre porque en estado sólido los átomos de estaño pueden disponerse de dos maneras distintas, y cuando se someten al frío, cambian de su forma fuerte o «beta» a la forma quebradiza y pulverulenta o «alfa». Para visualizar la diferencia, imaginemos que apilamos átomos como naranjas en una caja. El fondo de la caja queda cubierto por una sola capa de esferas que se tocan sólo tangencialmente. Para llenar la segunda, la tercera y la cuarta capa, podría ponerse cada naranja en equilibrio justo encima de otra naranja de la primera capa. Ésa es una forma, o estructura cristalina. Pero también se puede disponer la segunda capa de átomos de manera que cada uno encaje en el espacio entre los átomos de la primera capa, luego la tercera capa en los espacios entre los átomos de la segunda, y así sucesivamente. Obtenemos así una segunda estructura cristalina con una densidad diferente y propiedades diferentes. Éstas son sólo dos de las muchas maneras en que pueden empaquetarse los átomos.

Lo que los hombres de Scott (quizá) descubrieron de la peor manera es que los átomos de un elemento pueden cambiar de manera espontánea de una forma de cristal débil a una forma fuerte, y viceversa. Por lo general se necesitan condiciones extremas para incitar esa reordenación, como el calor y presión de las profundidades de la Tierra que convierten el carbono del grafito en diamantes. El estaño se vuelve tornadizo a los 13 °C. Basta una noche fresca de octubre para que comiencen a formarse las pústulas y se extienda la escarcha, y las temperaturas más bajas aceleran el proceso. Cualquier tratamiento abusivo o deformación (por ejemplo, las mellas que puedan formarse cuando se tiran las bombonas sobre el hielo endurecido) puede catalizar la reacción, incluso en estaño que de otro modo

sería inmune. Además, no se trata de un defecto tópico, una herida superficial. La patología se denomina a veces lepra del estaño porque penetra en el interior como una enfermedad. El cambio alfa-beta puede incluso liberar la energía suficiente para producir una crepitación audible, que se conoce de forma muy gráfica como grito del estaño, aunque suena más bien como el ruido estático de un equipo de estéreo. El cambio alfa-beta del estaño ha sido una conveniente cabeza de turco a lo largo de la historia. Varias ciudades europeas con inviernos crudos (por ejemplo, San Petersburgo) tienen leyendas sobre costosos tubos de estaño del nuevo órgano de una iglesia que se han pulverizado en el instante en que el organista pulsó la primera nota. (Otros ciudadanos, más píos, le echaban la culpa al diablo.) De mayores consecuencias históricas fue el caso de las tropas de Napoleón. Cuando el emperador tuvo la estúpida idea de atacar Rusia durante el invierno de 1812, los broches de estaño de las chaquetas de sus soldados al parecer (algunos historiadores lo discuten) se partían cada vez que se levantaba un viento helado, dejando expuestas las ropas interiores de los franceses. Al igual que la extenuante situación a la que se enfrentó el pequeño grupo de Scott, el ejército francés no tenía muchas posibilidades en Rusia de todas formas.

Pero las dificultades añadidas por el elemento cincuenta tal vez empeoraran las cosas, y resultaba más fácil echarle la culpa a la imparcial química<sup>xciv</sup> que al mal juicio de un héroe.

No cabe duda de que los hombres de Scott encontraron las bombonas vacías (está en su diario), pero no está tan claro que la causa de la pérdida fueran las soldaduras de estaño. La lepra del estaño tiene mucho sentido, pero las bombonas de otros equipos descubiertas décadas más tarde conservaban sus soldaduras intactas. Scott utilizó estaño puro, pero tendría que haber sido extremadamente puro para que la lepra lo atacara. Sin embargo, no hay otra explicación aparte del sabotaje, y no hay ningún indicio de juego sucio. Sea como fuere, el pequeño grupo de Scott murió sobre el hielo, víctima al menos en parte de la tabla periódica.

Cuando la materia se enfría mucho y cambia de un estado a otro pasan cosas raras. En la escuela aprendemos que hay tres estados de la materia intercambiables: sólido, líquido y gaseoso. Los profesores de bachillerato suelen añadir un cuarto estado, el plasma, una forma de la materia supercalentada que se da en las

estrellas, en la que los electrones pierden el anclaje que los une a sus núcleos y salen libres.<sup>xcv</sup> En la universidad, los estudiantes aprenden sobre los superconductores y el helio superfluido. Durante el doctorado, los profesores a veces retan a sus estudiantes con estados como el plasma quark-gluón o la materia degenerada. Y en todo ese recorrido, siempre hay algún sabelotodo que pregunta por qué la gelatina de postre no se cuenta como un estado especial. (¿La respuesta? Los coloides como la gelatina son mezclas de dos estados.<sup>xcvi</sup> La mezcla de agua y gelatina puede verse como un sólido muy flexible o como un líquido muy viscoso.) La cuestión es que el universo dispone de muchos más estados de la materia, de muchas más microordenaciones de partículas, de las que caben en nuestras simples categorías de sólido, líquido y gaseoso. Estos nuevos estados no son híbridos como las gelatinas de postre. En algunos casos, llega a romperse incluso la distinción entre materia y energía. Albert Einstein descubrió uno de esos estados en 1924 mientras jugueteaba con unas cuantas ecuaciones de la mecánica cuántica, pero luego rechazó sus cálculos y repudió su descubrimiento teórico, que consideraba demasiado extraño para que existiera. Y así se mantuvo, imposible, hasta que alguien lo hizo posible en 1995.

En cierto modo, los sólidos son el estado más básico de la materia. (Si somos escrupulosos, habremos de admitir que la mayor parte de cualquier átomo es, con mucho, espacio vacío, pero la velocidad del movimiento de los electrones da a los átomos, para nuestros burdos sentidos, la persistente ilusión de solidez.) En los sólidos, los átomos se alinean en mallas repetitivas tridimensionales, aunque incluso los sólidos más flemáticos suelen formar más de un tipo de cristal. Con la ayuda de cámaras de alta presión, los científicos pueden persuadir al hielo para que forme hasta catorce cristales distintos. Algunos de estos hielos no flotan en el agua, sino que se hunden en ella; otros, en lugar de los cristales hexagonales de los copos de nieve, hacen formas parecidas a hojas de palmera o cabezas de coliflor. Uno de los más extraños, el hielo X, se funde a más de

2.0 °C. Incluso sustancias químicas tan impuras y complicadas como el chocolate forman cuasicristales que pueden cambiar de una forma a otra. ¿Quién no ha abierto alguna vez una tableta y se la ha encontrado de un color muy poco apetitoso? Podemos llamarlo lepra de chocolate, y su causa radica en los mismos

cambios alfa-beta que fueron la condena de Scott en la Antártida.

Los sólidos cristalinos se forman con mayor facilidad a baja temperatura, y dependiendo de lo baja que sea ésta, algunos elementos que uno creía conocer se tornan irreconocibles. Hasta los retraídos gases nobles, cuando se les fuerza a adoptar una forma sólida, deciden que mezclarse con otros elementos no es tan mala idea. Violando varias décadas de dogma, en 1962 el químico Neil Bartlett creó en Canadá el primer compuesto de un gas noble, el xenón.<sup>xcvii</sup> La verdad es que la reacción tuvo lugar a temperatura ambiente, pero sólo con hexafluoruro de platino, una sustancia química tan cáustica como un superácido. Además, como el xenón es el más pesado de los gases inertes estables, reacciona más fácilmente que el resto de los gases nobles porque sus electrones están unidos más débilmente a su núcleo. Para conseguir que reaccionen los gases nobles más ligeros, en los que los electrones cierran filas, los químicos tuvieron que bajar la temperatura drásticamente, hasta casi anestesiarnos. El criptón se defiende con uñas y dientes hasta aproximadamente  $-150\text{ }^{\circ}\text{C}$ , pero en este punto cede ante el superreactivo flúor.

Aun así, conseguir que el criptón reaccionara fue como mezclar bicarbonato y vinagre en comparación con lo que costó que el argón reaccionara. Tras el sólido de xenón de Bartlett en 1962 y el primer sólido de criptón en 1963, hicieron falta treinta y siete frustrantes años, hasta el 2000, para que por fin unos científicos fineses dieran con un procedimiento adecuado para el argón. Fue un experimento más delicado que un huevo de Fabergé, que requirió argón sólido, gas hidrógeno, gas flúor, un compuesto muy reactivo para iniciar la reacción (yoduro de cesio), y varios destellos, en los momentos justos, de luz ultravioleta, y todo ello a la gélida temperatura de  $-265\text{ }^{\circ}\text{C}$ . En cuanto el ambiente se caldeaba un poco, el compuesto de argón se desmoronaba.

No obstante, por debajo de esa temperatura el fluorohidruro de argón era un cristal estable. Los científicos fineses anunciaron el hito en un artículo con un título agradablemente claro para un trabajo científico, «A Stable Argon Compound». Sólo anunciar lo que habían conseguido era alarde suficiente. Los científicos están seguros de que los diminutos helio y neón no han formado nunca ningún compuesto, ni siquiera en las regiones más frías del espacio. Así que por el

momento el argón se lleva el título de elemento que más ha costado a los humanos que forme un compuesto.

Dada la reticencia del argón a cambiar sus hábitos, formar un compuesto de argón fue toda una hazaña. Con todo, los científicos no consideran que sean estados de la materia realmente distintos los compuestos de los gases nobles, ni siquiera los cambios entre formas alfa y beta del estaño. Los estados distintos requieren energías claramente distintas, en las que los átomos interaccionen de una forma claramente distinta. Por eso los sólidos, donde los átomos están (básicamente) fijos en el espacio; los líquidos, donde las partículas pueden fluir manteniéndose unidas; y los gases, donde las partículas pueden moverse con toda libertad, estados distintos de la materia.

Aun así, los sólidos, los líquidos y los gases tienen mucho en común. Para empezar, están formados por partículas bien definidas y discretas. Pero esa soberanía cede a la anarquía cuando algo se calienta hasta el estado de plasma y sus átomos comienzan a desintegrarse, o cuando se enfría lo bastante para que surjan estados colectivistas de la materia, en los que las partículas comienzan a solaparse y combinarse de formas fascinantes.

Veamos el caso de los superconductores. La electricidad es el ligero fluir de electrones en un circuito. En el interior de un hilo de cobre, los electrones fluyen entre y alrededor de los átomos, pero el hilo pierde energía en forma de calor porque a veces los electrones colisionan con los átomos. Obviamente, algo suprime ese proceso en los superconductores, pues los electrones que fluyen por ellos nunca desfallecen. De hecho, la corriente puede fluir indefinidamente siempre y cuando el superconductor se mantenga a muy baja temperatura, una propiedad que fue observada por primera vez en 1911 en mercurio a  $-270\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Durante décadas, la mayoría de los científicos supusieron que los electrones superconductores sencillamente disponían de más espacio para maniobrar: los átomos de los superconductores tienen mucha menos energía para vibrar arriba y abajo, de modo que los electrones tienen más espacio para colarse sin chocar. Esa explicación es cierta sólo hasta cierto punto. En realidad, como tres científicos descubrieron en 1957, son los propios electrones los que sufren una metamorfosis a bajas temperaturas.



Cuando pasan zumbando al lado de los átomos en un superconductor, los electrones tiran de los núcleos de los átomos. Los núcleos positivos se desplazan ligeramente en la dirección de los electrones, creando una onda de alta densidad de carga positiva. Esta carga de alta densidad atrae a otros electrones, que en cierto sentido acaban apareados con los primeros. No se trata de un acoplamiento fuerte entre electrones, más bien se parece al débil enlace entre el argón y el flúor; por eso el acoplamiento sólo aparece a temperaturas muy bajas, cuando los átomos no están vibrando lo suficiente para separar los electrones. A esas bajas temperaturas, no puede concebirse a los electrones como entidades aisladas: están vinculados y trabajan en equipo. Si durante su desplazamiento un electrón acaba pegado a un átomo o colisiona con un núcleo, sus compañeros lo sacan de allí antes de que pierda velocidad. Es un poco como una cuña de electrones en vuelo, como esa antigua (e ilegal) formación del fútbol americano en la que los jugadores sin casco se cogían por los brazos y avanzaban por el campo como un frente sólido. Este estado microscópico se traduce en superconductividad cuando billones y billones de pares hacen lo mismo.

Por cierto que esta explicación se conoce como teoría BCS de la conductividad, un acrónimo de los apellidos de los científicos que la desarrollaron: John Bardeen, Leon Cooper (las parejas de electrones se conocen como pares de Cooper) y Robert Schrieffer.<sup>xcviii</sup> Ese John Bardeen es el mismo que coinventó el transistor de germanio, ganó con ello un premio Nobel y tiró al suelo los huevos revueltos cuando se enteró de la noticia. Bardeen se dedicó a la superconductividad tras dejar los laboratorios Bell para irse a Illinois en 1951, y el trío BCS desarrolló su teoría al cabo de seis años. Resultó ser tan buena y precisa que compartieron el premio Nobel de Física de 1972 por su trabajo. Esta vez, Bardeen conmemoró la ocasión faltando a una conferencia de prensa que ofrecía su universidad porque no logró averiguar la manera de abrir su nueva puerta de garaje eléctrica (operada con un transistor). Pero cuando visitó Estocolmo por segunda vez, le presentó al rey de Suecia a sus dos hijos adultos, tal como le había prometido en los años cincuenta. Si el frío desciende por debajo incluso de las temperaturas de superconductividad, los átomos se vuelven tan locos que se superponen y se tragan unos a otros, un estado que recibe el nombre de coherencia. La coherencia es crucial para entender

ese imposible estado de la materia einsteniano del que ya hablamos al principio de este capítulo. Para entender la coherencia tenemos que hacer un desvío corto y, afortunadamente, rico en elementos, por la naturaleza de la luz y otra innovación que en otro tiempo hubiera parecido imposible, el láser.

Pocas cosas deleitan tanto al extraño sentido estético de un físico como la ambigüedad, la doble naturaleza de la luz. Solemos pensar en la luz como ondas. De hecho, Einstein formuló su teoría especial de la relatividad en parte imaginando el aspecto que le ofrecería el mundo (qué aspecto tendría el espacio y cómo pasaría, o no, el tiempo) si pudiera verlo a caballo de una de esas ondas. (Quién sabe cómo se le ocurrió pensar en eso.) Al mismo tiempo, Einstein demostró (su nombre aparece por doquier en estas lides) que la luz a veces actúa como unas partículas, una especie de corpúsculos llamados fotones. Combinando las perspectivas ondulatoria y corpuscular (la llamada dualidad onda-corpúsculo), dedujo correctamente que la luz no sólo es lo más veloz del universo sino, a 300.000 kilómetros por segundo en el vacío, lo más veloz posible. Que la luz se detecte como ondas o como fotones depende de cómo se mida, pues la luz no es enteramente ni lo uno ni lo otro.

A pesar de su austera belleza en el vacío, la luz se corrompe cuando interacciona con algunos elementos. El sodio y el praseodimio pueden frenar la luz hasta unos 10 kilómetros por segundo, más despacio que el sonido. Esos elementos pueden incluso captar la luz, retenerla durante unos pocos segundos como una pelota de béisbol, y luego lanzarla en otra dirección.

Los láseres manipulan la luz de una forma más sutil. Como se recordará, los electrones son como ascensores; nunca suben del nivel 1 al nivel 3,5 o bajan del nivel 5 al 1,8. Los electrones sólo saltan entre niveles discretos, definidos por números enteros. Cuando los electrones excitados se derrumban hasta su nivel original, expulsan el exceso de energía en forma de luz, y como los movimientos de los electrones están restringidos, también lo está el color de la luz que producen que, al menos en teoría, es monocromática. En la práctica, los electrones de distintos átomos están cayendo al mismo tiempo desde el nivel 3 al 1, o del 4 al 2, o los niveles que sean, y cada caída distinta produce un color distinto. Además, cada átomo produce luz en momentos distintos, así que a nuestros ojos la luz

parece uniforme, aunque a nivel de los fotones es una mezcla sin ningún tipo de coordinación.

Los láseres sortean el problema de la sincronización limitando los pisos en los que para el ascensor (igual que sus primos los máseres, que funcionan del mismo modo pero producen radiación no visible). Los láseres más potentes e impresionantes de nuestros días, capaces de producir rayos de luz que, durante una fracción de segundo, producen más potencia que todo Estados Unidos, utilizan cristales de itrio salpicados de neodimio. En el interior del láser hay una luz estroboscópica alrededor del cristal de neodimio-itrio que produce destellos increíblemente rápidos de enorme intensidad. Esta infusión de luz excita los electrones del neodimio, que saltan a un nivel muy por encima de lo normal. Siguiendo nuestra analogía del ascensor, es como si subieran disparados al décimo piso y, atacados de vértigo, bajasen enseguida a un nivel seguro, por ejemplo el segundo piso. Pero a diferencia de las caídas normales, los electrones están tan perturbados que se derrumban sin liberar su exceso de energía en forma de luz, sino que la sacuden en forma de calor. Además, aliviados y seguros en el segundo piso, se entretienen y no se molestan en bajar al primer piso.

De hecho, antes de que puedan bajar, la luz estroboscópica ya se ha disparado otra vez, enviando más electrones del neodimio disparados hasta el décimo piso, desde donde caen de inmediato. Como esta secuencia se produce una y otra vez, el segundo piso acaba abarrotado; cuando en este piso hay más electrones que en el primero, se dice que el láser ha alcanzado una «inversión de población». Si llegados a este punto algún electrón despistado salta a la primera planta, alborota a sus vecinos que, entre la muchedumbre, se sienten asustados y acaban cayendo por el balcón, lo que a su vez empuja a otros electrones a caer. Y en esto radica la belleza del láser: ahora cuando caen los electrones del neodimio, lo hacen todos al mismo tiempo desde el segundo piso al primero, así que todos producen luz del mismo color. Esta coherencia es la clave del láser. El resto del aparato de láser limpia los rayos de luz y enfoca los haces haciéndolos saltar entre dos espejos. Pero en ese momento, el cristal de neodimio-itrio ya ha hecho su trabajo de producir luz coherente y concentrada, unos rayos tan potentes que pueden inducir la fusión termonuclear, y tan enfocados que pueden esculpir una córnea sin freír el resto del

ojo.

A juzgar por esta descripción tan tecnológica, los láseres pueden parecer más un reto para la técnica que un prodigio científico; sin embargo, los láseres (y los máseres, que históricamente fueron primeros) tropezaron con auténticos prejuicios científicos cuando se desarrollaron en la década de 1950. Charles Townes recuerda que incluso después de haber construido el primer máser funcional, los científicos ilustres y reconocidos le miraban cansinamente y le decían: lo siento, Charles, eso es imposible. Y no se trataba precisamente de científicos apalancados ni catedráticos de miras estrechas que carecieran de la imaginación para ver el siguiente Gran Descubrimiento. Tanto John von Newmann, que ayudó a diseñar la arquitectura de las modernas computadoras (y las modernas bombas atómicas), como Niels Bohr, que trabajó como el que más para explicar la mecánica cuántica, desacreditaron el máser de Townes en su propia cara calificándolo de «imposible».

Bohr y Von Newmann se equivocaron por una simple razón: se olvidaron de la dualidad de la luz. En concreto, les llevó a engaño el famoso principio de incertidumbre de la mecánica cuántica. Como el principio de incertidumbre de Werner Heisenberg es tan fácil de interpretar erróneamente, y sin embargo, una vez comprendido, es una herramienta tan potente para crear nuevas formas de la materia, la siguiente sección se ocupará de revelar este pequeño enigma del universo.

Si nada entusiasma tanto a los físicos como la naturaleza dual de la luz, nada hace que frunzan el ceño tanto como oír a alguien apelar al principio de incertidumbre en casos en los que no puede aplicarse. Pese a todo lo que usted haya oído, no tiene (casi)<sup>xcix</sup> nada que ver con el hecho de que los observadores cambien las cosas por el mero acto de observar. Todo lo que el principio dice, en su forma completa, es esto:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

Eso es todo.

Si ahora traducimos la mecánica cuántica al castellano (algo siempre peligroso), lo

que la ecuación dice es que la incertidumbre (o indeterminación) en la posición de algo ( $\Delta x$ ) multiplicada por la incertidumbre en su velocidad y dirección (el momento,  $\Delta p$ ) siempre es mayor o igual que «el número  $h$  dividido por cuatro veces  $\pi$ ». (La  $h$  es la constante de Planck, que es un número tan pequeño, alrededor de cien billones de billones de veces menor que uno, que el principio de incertidumbre sólo se aplica a cosas tan diminutas como los electrones o los fotones.) Dicho de otro modo, si se conoce muy bien la posición de una partícula, no puede determinarse con precisión su momento, y viceversa.

Es importante entender que estas incertidumbres no se refieren a la medición, como cuando se tiene una regla mala, sino que son incertidumbres inherentes a la naturaleza. Como se recordará, la luz tiene una naturaleza reversible, en parte onda y en parte corpúsculo. Cuando desecharon la idea del láser, Bohr y Von Neumann se quedaron sólo con la idea de que la luz actúa como partículas, los fotones. Los láseres les parecían tan precisos y enfocados que la incertidumbre en la posición de los fotones debía ser nula. Pero eso implicaba que la indeterminación en el momento tenía que ser grande, lo que significaba que los fotones podían salir volando con cualquier energía o en cualquier dirección, y eso parecía contradecir la idea misma de un haz de luz perfectamente enfocado.

Olvidaban que la luz también actúa como ondas, y que las reglas que rigen las ondas son distintas. Para empezar, ¿cómo puede decirse dónde está una onda? Por su naturaleza, se expande, lo que en sí ya es una forma inherente de indeterminación. Además, a diferencia de las partículas, las ondas pueden tragar otras ondas y combinarse con ellas. Dos rocas tiradas a un estanque formarán las crestas más altas en el área situada entre las dos, que recibe energía de ondas más pequeñas procedentes de los dos lados.

En el caso del láser, no hay dos sino billones y trillones de «rocas» (los electrones) creando ondas de luz, todas las cuales se entremezclan. La clave de todo radica en que el principio de incertidumbre no se aplica a conjuntos de partículas, sólo a partículas individuales. En el interior de un haz, un conjunto de partículas de luz, es imposible decir dónde se encuentra localizado un fotón concreto. Pero una incertidumbre tan alta en la posición ocupada por cada fotón en el interior del haz permite canalizar su energía y dirección de forma extremadamente precisa, que es

lo que ocurre en el láser. Esta ambigüedad es muy difícil de explotar, pero es muy potente cuando se le consigue meter mano, y ése es el motivo de que la revista decidiera honrar a Townes como uno de sus «hombres del año» (junto a Pauling y Segré) en 1960, y de que Townes ganase un premio Nobel en 1964 por sus investigaciones sobre el máser.

De hecho, los científicos no tardaron en darse cuenta de que en aquella ambigüedad cabía mucho más que los fotones. Del mismo modo que los haces de luz tienen una naturaleza dual onda-corpúsculo, cuanto más se penetra en la naturaleza de los electrones y los protones y otras supuestas partículas duras, más difusas parecen. En su más profundo y enigmático nivel cuántico, la materia es indeterminada y se comporta como ondas. Y como, en el fondo, el principio de incertidumbre es una sentencia matemática sobre los límites de dibujar fronteras alrededor de las ondas, esas partículas también caen bajo el paraguas de la incertidumbre.

Pero hay que insistir que todo esto sólo se aplica a las escalas más minúsculas, aquellas en las que  $h$ , la constante de Planck, un número cien billones de billones de veces menor que uno, deja de poder considerarse pequeño. Lo que abochorna a los físicos es que la gente extrapole el principio a la escala humana y afirme que  $\Delta x \Delta p \geq h/4\pi$  realmente «demuestra» que no podemos observar algo en nuestro mundo cotidiano sin cambiarlo, o, para los osados de la heurística, que la propia objetividad es una estafa y los científicos se engañan a sí mismos al creer que pueden «saber» algo. En realidad, sólo hay un caso en que la incertidumbre a una nanoescala afecta algo a nuestra macroescala: ese extravagante estado de la materia, el condensado de Bose-Einstein (BEC, en sus siglas en inglés), de que hemos prometido hablar al principio de este capítulo.

Esta historia comienza a principios de la década de 1920 cuando Satyendra Nath Bose, un físico indio regordete y con gafas, cometió un error mientras desgranaba ciertas ecuaciones de la mecánica cuántica durante una clase. Se trataba de un error torpe, más propio de un estudiante, pero que tenía intrigado a Bose. Inconsciente al principio de su error, había seguido calculando las ecuaciones sólo para descubrir que las respuestas «erróneas» producidas por su error concordaban muy bien con experimentos sobre las propiedades de los fotones; mucho mejor, de hecho, que la teoría «correcta».<sup>c</sup>

Así pues, del mismo modo que han hecho todos los físicos a lo largo de la historia, Bose decidió suponer que su error era la verdad, admitir que no sabía por qué y escribir un artículo. Su aparente error, y el hecho de que fuera un desconocido indio, hizo que todas las revistas científicas de prestigio de Europa rechazaran su artículo. Sin arredrarse, Bose le envió su artículo directamente a Albert Einstein. Einstein lo estudió detenidamente y decidió que la respuesta de Bose era ingeniosa: básicamente decía que ciertas partículas, como los fotones, podían colapsarse una encima de otra hasta resultar indistinguibles. Einstein arregló un poco el artículo de Bose, lo tradujo al alemán, y luego extendió el trabajo de Bose en otro artículo separado que no sólo se ocupaba de los fotones sino de átomos enteros. Con la ayuda de su celebridad, Einstein consiguió publicar los dos artículos conjuntamente. En ellos, Einstein incluyó unas líneas en las que decía que si pudiera enfriarse mucho los átomos, miles de millones de veces más fríos incluso que los superconductores, podrían condensarse en un nuevo estado de la materia. Sin embargo, la capacidad de producir átomos tan fríos quedaba tan lejos para la tecnología del momento que ni siquiera Einstein, con toda su capacidad de anticipación, podía imaginar la posibilidad. Consideraba que su condensado era sólo una frívola curiosidad. Sorprendentemente, los científicos sólo tardaron una década en echarle un vistazo a la materia de Bose-Einstein, en cierto tipo de helio superfluido en el que pequeños grupos de átomos se unían entre sí. Los pares de Cooper de electrones en los superconductores también se comportan en cierto modo como un BEC. Pero la unión que se producía en los superfluidos y los superconductores era limitada, y no se parecía en absoluto al estado que Einstein había imaginado; el suyo era una neblina dispersa y fría. En cualquier caso, los científicos que estudiaban el helio y la superconductividad nunca persiguieron a fondo la conjetura de Einstein, y nada más ocurrió con el BEC hasta 1995, cuando dos inteligentes científicos de la Universidad de Colorado lo hicieron aparecer con la ayuda de un gas de átomos de rubidio.

Como corresponde, uno de los logros técnicos que hicieron posible la creación de un BEC real fue el láser, que se basa en ideas sobre los fotones defendidas inicialmente por Bose. Puede parecer extraño, pues el láser más bien tiende a calentar las cosas. Pero los láseres también pueden enfriar los átomos, si se usan de forma adecuada.

A un nivel nanoscópico, fundamental, la temperatura sólo mide la velocidad media de las partículas. Las moléculas calientes son como puños furiosos e imparables, mientras que las frías se dejan llevar. Así que la clave para enfriar algo es conseguir que las partículas que lo forman se muevan más despacio. Para enfriar los átomos de rubidio con un láser, los científicos cruzaron varios haces, al estilo Cazafantasmas, y crearon una trampa de «melazas ópticas». Cuando los átomos de rubidio del gas pasaron zumbando por las melazas, los láseres los golpearon con fotones de baja intensidad. Los átomos de rubidio son mucho más grandes y poderosos, así que golpearlos con fotones es como disparar con una ametralladora contra un asteroide que pase a toda velocidad. Pero aun con las disparidades de tamaño, si se dispara a un asteroide con un número suficiente de balas, al final se consigue detenerlo, y eso es exactamente lo que pasó con los átomos de rubidio. Al absorber fotones desde todos los lados, los átomos de rubidio se fueron frenando, y frenando, y frenando aún más, hasta que su temperatura se redujo a sólo 1/10.000 de grado por encima del cero absoluto.

Aun así, incluso esa temperatura es abrasadora para el BEC (ahora se entenderá por qué Einstein se mostraba tan pesimista). Así que el dúo de Colorado, Eric Cornell y Carl Wieman, incorporaron una segunda fase de enfriamiento en la que un imán iba retirando repetidamente los átomos más «calientes» que quedaban en el gas de rubidio, lo que en esencia es una forma sofisticada de soplar la sopa: no es más que enfriar algo echando a un lado a los átomos más calientes. Al ir eliminando los átomos más energéticos, la temperatura siguió cayendo. Al realizar este proceso muy despacio, apartando sólo unos pocos de los átomos más calientes de cada vez, los científicos redujeron la temperatura a sólo una milmillonésima de grado (0,000000001) por encima del cero absoluto. Llegados a este punto, por fin, la muestra de dos mil átomos de rubidio se colapsó formando un condensado de Bose-Einstein, la materia más fría, viscosa y frágil jamás vista en el universo.

Pero decir «dos mil átomos de rubidio» empaña precisamente lo que es más especial del BEC. No había dos mil átomos de rubidio, sino más bien una enorme masa de átomo de rubidio. Era una singularidad, y la explicación del porqué nos devuelve al principio de incertidumbre. Como ya hemos dicho, la temperatura sólo mide la velocidad media de los átomos. Si la temperatura de las moléculas cae por



debajo de una milmillonésima de grado, esa velocidad no es apenas nada, lo que significa que la incertidumbre en la velocidad es ridículamente pequeña. Básicamente cero. Y a causa de la naturaleza ondulatoria de los átomos a ese nivel, la incertidumbre sobre su posición debe ser bastante grande.

Tan grande que, a medida que los dos científicos fueron enfriando sin tregua los átomos, apretándolos entre sí, al final comenzaron a hincharse, distenderse y solaparse hasta que por fin desaparecieron los unos en los otros. El resultado fue un gran «átomo» fantasma que, en teoría (si no fuese tan frágil), sería lo bastante grande para poder verlo con un microscopio. Es por eso por lo que podemos decir que en este caso, a diferencia de cualquier otro, el principio de incertidumbre se crece hasta afectar a algo (casi) a escala humana. Se necesitaron menos de 100.000 dólares en equipos para crear este nuevo estado de la materia, y el BEC persistió durante sólo diez segundos antes de quemarse. Pero persistió lo bastante para que Cornell y Wieman ganasen el premio Nobel de Física de 2001.\* A medida que la tecnología ha ido progresando, los científicos han mejorado su capacidad para inducir el BEC en la materia. No es que pueda hacerse un pedido todavía, pero es posible que en poco tiempo los científicos puedan construir «láseres de materia» que disparen rayos de átomos ultraenfocados miles de veces más potentes que los láseres de luz, o que puedan construir cubos de hielo «supersólido» que puedan fluir a través de otros sin perder su solidez. En nuestro futuro de ciencia ficción, todas esas cosas podrían maravillarnos tanto como lo hicieron los láseres de luz y los superfluidos en nuestra notable era.

## Capítulo 17

### Esferas de esplendor: La ciencia de las burbujas

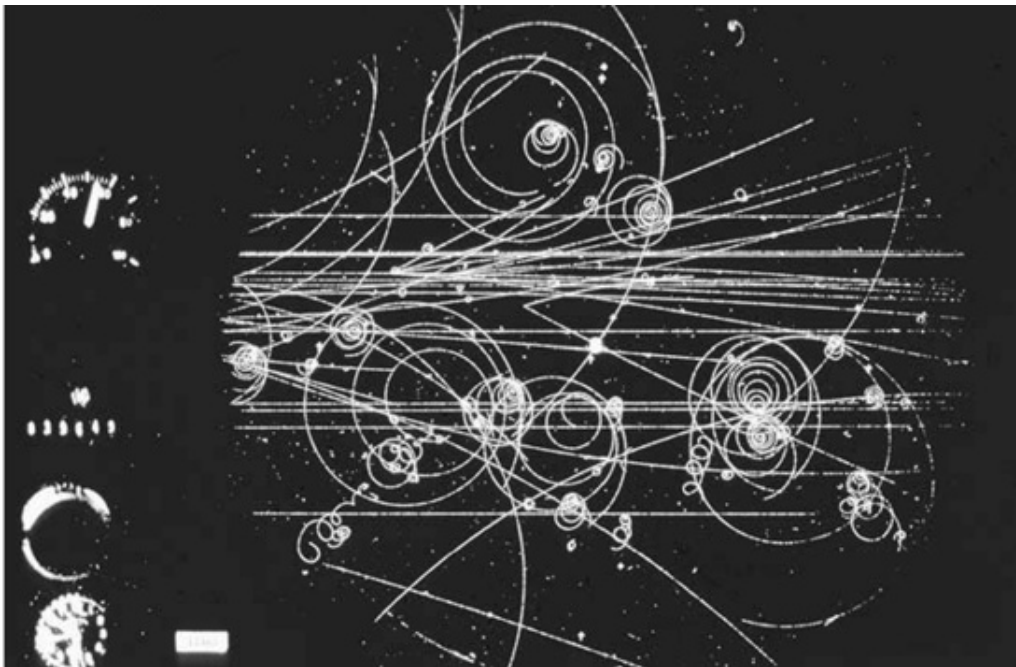
H <sup>1</sup> 1.008	Ca <sup>20</sup> 40.078	Rf <sup>104</sup> (267)	Rn <sup>86</sup> 222	Zr <sup>40</sup> 91.224	Xe <sup>54</sup> 131.294
-------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	----------------------------	-----------------------------

No todas las ideas rompedoras de la ciencia de la tabla periódica tienen que ahondar en estados exóticos e intrincados de la materia como el BEC. Los líquidos, sólidos y gases de nuestra experiencia cotidiana todavía nos sorprenden con algún secreto de vez en cuando, si la fortuna y las musas se confabulan para que así sea. De hecho, según cuenta la leyenda, uno de los instrumentos más importantes de la historia de la ciencia fue inventado no *en torno a* unas cervezas, sino unas cervezas. Donald Glaser, un humilde, sediento y joven profesor de veinticinco años que frecuentaba los bares cercanos a la Universidad de Michigan, estaba una noche mirando la burbujas que ascendían por su rubia cuando, como es natural, comenzó a pensar en física de partículas. Por aquel entonces, en el año 1952, los científicos estaban utilizando el conocimiento del proyecto Manhattan y de la ciencia nuclear para crear especies de partículas exóticas y frágiles como los kaones, los muones y los piones, los fantasmagóricos hermanos de los familiares protones, neutrones y electrones. Los físicos de partículas sospechaban, incluso albergaban la esperanza de que esas partículas acabaran desplazando a la tabla periódica como mapa fundamental de la materia, pues les permitirían observar aún más profundamente en las cavernas subatómicas.

Pero para progresar necesitaban una manera mejor de «ver» esas partículas infinitesimales y seguir su comportamiento. Mirando su cerveza, Glaser, un joven bajo, de pelo ondulado, gafas y frente alta, decidió que las burbujas eran la respuesta. En los líquidos las burbujas se forman alrededor de imperfecciones o incongruencias. En una copa de champán, uno de los lugares donde se forman es en las grietas microscópicas; en la cerveza son las acumulaciones de dióxido de carbono disuelto. Como físico que era, Glaser sabía que las burbujas tienen una especial tendencia a formarse a medida que los líquidos se calientan y se aproximan

a su punto de ebullición (piénsese si no en un cazo con agua en un fuego de la cocina). De hecho, si se mantiene un líquido justo por debajo de su punto de ebullición, estallará en burbujas con cualquier cosa que lo agite.

Éste era un buen comienzo, pero aún no iba más allá de la física básica. Lo que hace que Glaser destaque es la serie de pasos mentales que dio a continuación. Aquellos raros kaones, muones y piones sólo aparecen cuando se escinde el denso núcleo de un átomo. En 1952, se disponía de un dispositivo llamado cámara de niebla, en el que una «pistola» dispara torpedos atómicos ultrarrápidos contra los átomos de un gas enfriado.



*Dependiendo de su carga y tamaño, las partículas subatómicas producen distintos remolinos y espirales al atravesar una cámara de burbujas. Los rastros son en realidad burbujas finamente espaciadas en un baño frío de hidrógeno líquido. (Gentileza de CERN.)*

A veces en la cámara aparecían muones y kaones y otras partículas tras una colisión directa, y entonces el gas se condensaba formando gotitas líquidas a lo largo de la trayectoria seguida por las partículas. Pero Glaser pensó que tenía más sentido sustituir el gas por un líquido. Los líquidos son miles de veces más densos que los gases, de modo que si se dispara con la pistola atómica contra, pongamos por caso, hidrógeno líquido, causaría muchas más colisiones. Además, si el

hidrógeno líquido se mantuviera justo por debajo del punto de ebullición, bastaría un poquito de energía de cualquier fantasmal partícula para provocar en el hidrógeno la misma espuma que Glaser veía en su jarra de cerveza. Glaser también sospechaba que podía fotografiar los rastros de las burbujas y luego medir las distintas trayectorias o espirales dejadas por distintas partículas en función de su carga y tamaño. Cuenta la historia que para cuando Glaser tomó la última burbuja de su propio vaso, ya tenía todo pensado.

Ésta es la historia de un descubrimiento casual que los científicos llevan mucho tiempo queriendo creer. Lamentablemente, como todas las leyendas, no es del todo cierta. Glaser inventó la cámara de burbujas, pero sólo tras una meticulosa experimentación en el laboratorio, no en la servilleta de un pub. Por suerte, la verdad es incluso más extraña que la leyenda. Glaser diseñó su cámara de burbujas para que funcionara como se ha explicado, pero con una modificación.

Por Dios sabe qué razón, tal vez por un resto de fascinación de estudiante, este joven hombre decidió que el mejor líquido contra el que disparar la pistola atómica no era el hidrógeno sino la cerveza. Pensó de verdad que la cerveza podría abrir las puertas a un descubrimiento que cambiaría la ciencia subatómica. Casi podemos imaginarlo colando una caja de Budweiser en el laboratorio por la noche, tal vez dividiendo un paquete de seis entre la ciencia y su estómago mientras llenaba unos vasos de precipitados del tamaño de un dedal con la cerveza americana por excelencia, los calentaba casi hasta la ebullición, y luego bombardeaba la cerveza para producir las partículas más exóticas que entonces conocía la ciencia física.

Por desgracia para la ciencia, diría Glaser más tarde, los experimentos con cerveza salieron mal. Además, sus compañeros de laboratorio no sabían apreciar el olor de la cerveza vaporizada. Sin desanimarse, Glaser refinó sus experimentos, y su colega Luis Álvarez (famoso por la teoría del asteroide que acabó con los dinosaurios) acabó determinando que lo más sensato era utilizar hidrógeno líquido. Este líquido hierve a  $-260\text{ }^{\circ}\text{C}$ , así que incluso la más minúscula cantidad de calor puede producir burbujas. Además, al ser el elemento más simple, el hidrógeno también permitía evitar las enrevesadas complicaciones que podrían causar otros elementos (o la cerveza) tras las colisiones de las partículas. La nueva «cámara de burbujas» de Glaser proporcionó tantos nuevos descubrimientos en tan poco tiempo que en 1960

apareció entre los quince «hombres del año» de la revista *Time*, junto a Linus Pauling, William Shockley y Emilio Segré. También ganó el premio Nobel a la escandalosamente corta edad de treinta y tres años. Como para entonces ya se había mudado a Berkeley, pidió prestado para la ceremonia el chaleco blanco de Edwin McMillan y de Segré.

Las burbujas no suelen incluirse en las listas de herramientas científicas esenciales. A pesar de su ubicuidad en la naturaleza y de lo fácil que es hacerlas, o quizá a causa de ello, durante siglos se las ha menospreciado como simples juguetes. Pero cuando la física se erigió en la ciencia dominante, durante el siglo xix, los físicos de repente descubrieron muchas cosas que podían hacer con aquellos juguetes para sondear las estructuras más básicas del universo. Ahora que la biología está en ascenso, son los biólogos quienes usan las burbujas para estudiar el desarrollo de las células, las estructuras más complejas del universo. Las burbujas han demostrado ser unos maravillosos laboratorios naturales para experimentos en todos los campos, y la historia reciente de la ciencia puede leerse en paralelo con el estudio de estas «esferas de esplendor».

Uno de los elementos que forman burbujas fácilmente, y también espuma, que es un estado en el que las burbujas se tocan y pierden su forma esférica, es el calcio. Las células son a los tejidos lo que las burbujas a las espumas, y el mejor ejemplo de una estructura en forma de espuma en el cuerpo (aparte de la saliva) es el hueso esponjoso. Normalmente pensamos en las espumas como en algo no más fuerte que una crema de afeitar, pero cuando ciertas sustancias en las que se haya infundido aire se secan o enfrían, se endurecen y tornan más rígidas, como en una versión más persistente de la espuma del jabón después de un baño. La NASA utiliza espumas especiales para proteger las lanzaderas espaciales durante su entrada en la atmósfera; del mismo modo, los huesos enriquecidos en calcio son fuertes pero ligeros. Más aún, durante miles de años los escultores han esculpido lápidas y obeliscos y falsos dioses en rocas de calcio fáciles de trabajar pero resistentes, como el mármol y la caliza. Estas rocas se forman cuando unos diminutos organismos marinos mueren y sus caparazones ricos en calcio sedimentan y se acumulan sobre el fondo oceánico. Como los huesos, los caparazones tienen poros naturales, pero la química del calcio favorece su flexible

resistencia. La mayoría de las aguas naturales, incluida el agua de la lluvia, son ligeramente ácidas de forma natural. Cuando el agua se filtra por los poros de calcio, las dos sustancias reaccionan como en las maquetas escolares de volcanes, liberando pequeñas cantidades de dióxido de carbono y ablandando la roca. A una escala grande y geológica, las reacciones entre el agua de la lluvia y el calcio forman las grandes cavidades de las cuevas.

Más allá de la anatomía y el arte, las burbujas de calcio también han influido en economías e imperios a lo largo de la historia del mundo. Las numerosas calas ricas en calcio de la costa meridional de Inglaterra no son naturales, sino que tienen su origen en canteras de roca caliza de alrededor del año 55 a.C., cuando llegaron los romanos, grandes amantes de esta roca. Los exploradores que allí envió Julio César descubrieron una atractiva caliza de color crema cerca de la actual ciudad inglesa de Beer, y comenzaron a extraerla para adornar las fachadas romanas. La caliza inglesa de Beer se utilizó más tarde en la construcción de Buckingham Palace, la Torre de Londres y la abadía de Westminster, y toda la piedra extraída dejó grandes cavernas en los acantilados de la costa. Hacia 1800, unos cuantos chicos de la zona que habían crecido navegando en barcas a vela y jugando al corre que te pillo en aquellos laberintos decidieron unir sus dos pasatiempos de la infancia y convertirse en contrabandistas, utilizando las cuevas de caliza para esconder el coñac francés, los violines, el tabaco y la seda que traían desde Normandía en rápidos buques veleros.

Los contrabandistas (o comerciantes libres, que es lo que ellos se consideraban) prosperaban gracias a los onerosos impuestos con los que el gobierno inglés gravaba los productos franceses para molestar a Napoleón; la escasez de los bienes gravados creó, inevitablemente, una burbuja de demanda. Entre muchas otras cosas, la incapacidad del costoso servicio de guardacostas de Su Majestad para controlar el contrabando convenció al Parlamento en la década de 1840 de que había que liberalizar las leyes mercantiles, lo que permitió un auténtico comercio libre y, con él, la prosperidad económica que permitió a Gran Bretaña expandir su imperio alrededor del mundo.

Ante tanta historia, uno esperaría encontrar una larga tradición de ciencia de las burbujas, pero no es así. Algunas mentes notables como Benjamin Franklin (que

descubrió por qué el aceite calma el agua efervescente) y Robert Boyle (que experimentó con la orina fresca y espumosa de su orinal, que incluso le gustaba probar) se entretuvieron con las burbujas.

Y los primitivos fisiólogos a veces se entretenían burbujeando gases en la sangre de perros medio vivos, medio diseccionados. Pero en su gran mayoría, los científicos no prestaron ninguna atención a las burbujas, a su estructura y forma, dejando su estudio para otras disciplinas que con desdén consideraban intelectualmente inferiores, lo que podríamos calificar de «ciencias intuitivas». Las ciencias intuitivas no son ciencias patológicas, sino campos como la cría de caballos o la jardinería que investigan fenómenos naturales pero que desde siempre se han basado más en corazonadas y almanaques que en experimentos controlados. La ciencia intuitiva que se ocupó de investigar las burbujas fue la gastronomía. Los panaderos y los cerveceros llevaban mucho tiempo usando levaduras, que no son más que primitivas máquinas de hacer burbujas, para hacer subir el pan y carbonatar la cerveza. Pero los chefs de la alta cocina europea del siglo xviii aprendieron a batir la clara de los huevos para formar abultadas y blandas espumas y comenzaron a experimentar con los merengues, los quesos porosos, las natas batidas y los capuchinos que tanto nos gustan hoy.

Con todo, los chefs y los químicos tendían a desconfiar unos de otros, los químicos porque veían a los cocineros como gente poco disciplinada y poco científica, y los cocineros porque veían a los químicos como estériles aguafiestas. No fue hasta principios del siglo xx cuando la ciencia de las burbujas comenzó a conformar una disciplina respetable, aunque los hombres responsables de ello, Ernest Rutherford y lord Kelvin, sólo tenían una vaga idea de dónde podía llevarlos su investigación. De hecho, Rutherford estaba sobre todo interesado en sondear lo que por entonces eran las profundidades más turbias de la tabla periódica.

Poco después de trasladarse de Nueva Zelanda a la Universidad de Cambridge en 1895, Rutherford se dedicó a estudiar la radiactividad, la genética y la nanotecnología de su época. Su vigor natural lo llevó a las ciencias experimentales, pues no era precisamente el tipo de científico que lleva siempre las uñas limpias. Se había criado cazando codornices y cavando patatas en una granja familiar, y recordaba sentirse como «un burro con piel de león» entre los togados profesores

de Cambridge. Gastaba mostacho de morsa, llevaba muestras radiactivas en los bolsillos de la bata, y fumaba apestosos cigarros y pipas. Era dado a soltar los más extraños eufemismos (quizá su devota y cristiana esposa no le dejaba jurar) y los tacos más blasfemos en el laboratorio, porque no podía contenerse de enviar al infierno a sus aparatos cuando no se comportaban como debían. Tal vez para compensar sus reniegos, solía cantar en su lóbrego laboratorio, en voz alta y bastante desafinada, el «Onward, Christian Soldiers».<sup>14</sup> Pese a esta descripción que más bien hace pensar en un ogro, el rasgo más destacado de la personalidad científica de Rutherford era la elegancia. Quizá nadie en toda la historia de la ciencia haya exprimido mejor los secretos de la naturaleza con un aparato físico. Y no hay mejor ejemplo que la elegancia que demostró al resolver el misterio de cómo un elemento puede transformarse en otro.

Tras trasladarse de Cambridge a Montreal, Rutherford comenzó a interesarse en cómo las sustancias radiactivas contaminan el aire a su alrededor con más radiactividad. Para investigar esto, Rutherford partió de los trabajos de Marie Curie, pero el pueblerino de Nueva Zelanda demostró ser más cauteloso que su más celebrada contemporánea. Según Curie (y otros), los elementos radiactivos dejaban escapar una especie de gas de «radiactividad pura» que cargaba el aire, del mismo modo que una bombilla inunda el aire de luz. Rutherford sospechaba que la «radiactividad pura» era en realidad un elemento gaseoso desconocido, con propiedades radiactivas características. En consecuencia, mientras Curie se pasaba meses reduciendo con calor miles de kilos de negra y burbujeante peceblanda para obtener muestras microscópicas de radio y polonio, Rutherford intuyó un atajo y dejó que la naturaleza trabajara para él. Simplemente, dejó unas muestras activas bajo un vaso de precipitados invertido para capturar las burbujas de gas que emanaban, y a la vuelta se encontró con todo el material radiactivo que necesitaba. Rutherford y su colaborador, Frederick Soddy, no tardaron en demostrar que las burbujas radiactivas eran en realidad un nuevo elemento, el radón. Y como la muestra situada bajo el vaso invertido perdía peso de manera proporcional al volumen que ganaba la muestra de radón, comprendieron que lo que habían presenciado era la mutación de un elemento en otro.

---

<sup>14</sup> «Adelante, soldados cristianos», un himno religioso muy popular en la Inglaterra del siglo xix. (N. del T.)



Rutherford y Soddy no sólo descubrieron un nuevo elemento, sino que hallaron nuevas reglas para saltar de un lugar a otro de la tabla periódica. De repente, los elementos podían moverse lateralmente al decaer y pasar de un espacio a otro. Esto era emocionante pero también herético. Ahora que la ciencia había conseguido desacreditar y excomulgar por fin a los magos de la química que afirmaban que podían transformar el plomo en oro, Rutherford y Soddy volvían a abrir esa puerta. Cuando Soddy por fin se permitió creer en lo que estaba ocurriendo y gritó «Rutherford, ¡esto es transmutación!», Rutherford saltó enfurecido.

«Por el amor de Dios, Soddy», le espetó. «¡No le llames transmutación o nos cortarían la cabeza por alquimistas!»

La muestra de radón no tardó en ayudar a nacer una ciencia todavía más sorprendente. De forma arbitraria, Rutherford había denominado partículas alfa a lo que salía volando de los átomos radiactivos. (También descubrió partículas beta.) Basándose en las diferencias de peso entre generaciones de elementos que se desintegraban radiactivamente, Rutherford sospechó que las alfas eran en realidad átomos de helio que se separaban y escapaban como burbujas por un líquido en ebullición. Si esto era correcto, los elementos podían hacer algo más que saltar dos espacios de la tabla periódica como piezas de un típico juego de mesa; si el uranio emitía helio, los elementos podían saltar de un lado a otro de la tabla como en un afortunado (o desastroso) movimiento del juego de serpientes y escaleras.

Para poner a prueba esta idea, Rutherford pidió a los sopladores de cristal del departamento de física que le fabricaran dos bulbos. Uno era fino como una pompa de jabón, y lo llenó de radón. El otro era más grueso y ancho, y rodeaba al primero. Las partículas alfa tenían la energía suficiente para atravesar el primer escudo de cristal, pero no el segundo, de modo que quedaban atrapadas en la cavidad entre los dos bulbos, en la que se había practicado el vacío. Tras unos cuantos días, esto todavía no parecía un experimento de nada, pues las partículas alfa no tienen ningún color y no hacían nada. Pero entonces Rutherford hizo circular por la cavidad la corriente de una batería. Quien haya viajado a Tokio o Nueva York sabrá lo que pasa. Como todos los gases nobles, el helio resplandece cuando es excitado por la electricidad, y las partículas misteriosas de Rutherford comenzaron a brillar con la característica luz verde y amarilla del helio. Rutherford básicamente había

demostrado con una primitiva luz de «neón» que las partículas alfa eran átomos de helio que habían escapado. Es un ejemplo perfecto de su elegancia, y de su gusto por la ciencia espectacular.

Con su típico estilo, Rutherford anunció la conexión entre las partículas alfa y el helio durante su discurso de aceptación del premio Nobel de 1908. (Además de ganar su propio premio, Rutherford fue mentor y formó a once futuros galardonados, el último de ellos en 1978, más de cuatro décadas después de la muerte de Rutherford. Se trata quizá de la más prodigiosa hazaña de progenie desde que siete siglos antes Gengis Khan engendró cientos de hijos.) Sus hallazgos dejaron atónita a la audiencia del Nobel. No obstante, la aplicación más inmediata y práctica de las investigaciones de Rutherford sobre el helio probablemente escapara a la comprensión de la mayoría de los presentes en Estocolmo. Sin embargo, como el consumado experimentador que era, Rutherford sabía que la investigación realmente buena no se limita a confirmar o refutar una teoría determinada, sino que engendra nuevos experimentos. En este caso, el experimento del helio y las partículas alfa le permitió arrancar la vieja costra del debate teológicocientífico sobre la verdadera edad de la Tierra.

La primera conjetura medio defendible sobre la edad de la Tierra se produjo en 1650, cuando el arzobispo irlandés James Ussher se fue remontando en el tiempo a partir de los «datos» de la lista de generaciones de la Biblia («... Serug vivió treinta años, y engendró a Nacor... Nacor vivió veintinueve años, y engendró a Taré», etc.) y calculó así que Dios había acabado de crear la Tierra el 23 de octubre de 4004 a.C. Ussher hizo lo mejor que pudo con los datos de que disponía, pero a las pocas décadas esa fecha ya le parecía irrisoriamente tardía a la mayoría de las disciplinas científicas. Los físicos incluso podían poner cifras precisas a sus conjeturas con la ayuda de las ecuaciones de la termodinámica. Del mismo modo que el café caliente se enfría en una nevera, los físicos sabían que la Tierra constantemente pierde calor hacia el espacio, que está más frío. Midiendo la tasa de pérdida de calor y extrapolando hacia atrás hasta el momento en que todas las rocas de la Tierra estaban fundidas, lograron estimar una edad para el origen de la Tierra. El mayor científico del siglo xix, William Thomson, conocido como lord Kelvin, dedicó décadas a este problema y a finales del siglo xix anunció que la Tierra había nacido veinte

millones de años antes.

Fue un triunfo para el racionalismo, pero tan erróneo como la conjetura de Ussher. Hacia 1900, Rutherford y otros se dieron cuenta de que por mucho que la física hubiera avanzado a otras ciencias en prestigio y glamur (el propio Rutherford gustaba de decir que «en la ciencia, hay física; el resto es filatelia», unas palabras que habría de tragarse después, cuando le concedieron el premio Nobel de Química), en este caso la física no parecía tener la respuesta correcta. Charles Darwin había argumentado de forma persuasiva que los humanos no podían haber evolucionado desde las simples bacterias en sólo veinte millones de años, y los seguidores del geólogo escocés James Hutton argumentaron que las montañas y los cañones no se podían haber formado en tan poco tiempo. Pero nadie logró deshacer los formidables cálculos de lord Kelvin hasta que Rutherford comenzó a buscar burbujas de helio en rocas de uranio.

En el interior de ciertas rocas, los átomos de uranio escupen partículas alfa (que tienen dos protones) y se transmutan en el elemento noventa, el torio. Este elemento engendra después radio al expulsar otra partícula alfa. El radio engendra radón al escupir otra más, y el radón engendra polonio, que a su vez engendra plomo estable. Ésta era una serie de desintegración bien conocida. Pero con un golpe de genio parecido al de Glaser, Rutherford se dio cuenta de que esas partículas alfa, tras ser expulsadas, debían formar pequeñas burbujas de helio en el interior de las rocas. La clave de su idea era que el helio nunca reacciona con otros elementos, ni es atraído por ellos. Así que a diferencia del dióxido de carbono de las rocas calizas, el helio no debería encontrarse nunca en el interior de las rocas. En consecuencia, todo el helio que en el interior de una roca tenía que tener su origen en la desintegración radiactiva. Un montón de helio en el interior de una roca significa que la roca es muy antigua, mientras que unas cantidades pequeñas indican que se trata de una roca joven.

Rutherford llevaba varios años pensando en este proceso en 1904, cuando tenía treinta y tres años y Kelvin ochenta. A aquella edad y pese a sus muchas contribuciones a la ciencia, la mente de Kelvin ya estaba obnubilada. Habían pasado los años en que podía proponer nuevas y excitantes teorías, como la que decía que todos los elementos de la tabla periódica eran, en su nivel más profundo, retorcidos

«nudos de éter» de distintas formas. Pero lo más perjudicial para su ciencia fue que Kelvin nunca pudo incorporar a su visión del mundo la inquietante, incluso pavorosa, ciencia de la radiactividad. (Ése es el motivo de que Marie Curie en cierta ocasión lo metiera en un armario con ella para que viera su experimento que producía un brillo en la oscuridad: lo había hecho para instruirlo.) En cambio, Rutherford comprendió que la radiactividad de la corteza de la Tierra debía generar un calor que no se había tenido en cuenta en las teorías del viejo sobre la simple pérdida de calor hacia el espacio.

Entusiasmado con sus ideas, Rutherford se dispuso a presentarlas en una conferencia en Cambridge. Pero por chocho que estuviera, Kelvin seguía siendo una personalidad poderosa en la política científica, y demoler el cálculo del que más orgulloso estaba el viejo podía perjudicar seriamente la carrera de Rutherford. Éste comenzó su conferencia armado de prudencia, pero por fortuna, justo después de comenzar, Kelvin se quedó dormido en la primera fila. Rutherford se apresuró a llegar a las conclusiones, pero justo cuando comenzaba a socavar los cimientos del trabajo de Kelvin, el viejo se enderezó en su silla, con fuerzas renovadas y la mente despierta.

Atrapado en el escenario, Rutherford recordó de repente una inocente frase que había leído en un trabajo de Kelvin. Decía, en el terso lenguaje de la ciencia, que sus cálculos sobre la edad de la Tierra eran correctos *a no ser que alguien descubriese otras fuentes de calor* en el interior de la Tierra. Rutherford mencionó esa condición, señaló que la radiactividad podría ser esa fuente latente, y con un magistral giro improvisado vino a decir que Kelvin había predicho el descubrimiento de la radiactividad docenas de años antes. ¡Qué genio! El viejo miró al público a su alrededor, radiante. Pensaba que las ideas de Rutherford no valían nada, pero desde luego no iba a despreciar el cumplido.

Rutherford mantuvo un perfil bajo hasta la muerte de Kelvin, en 1907, y entonces corrió a demostrar la relación entre el helio y el uranio. Ahora que ninguna política podía pararlo, pues él mismo se había convertido en un científico eminente (y más tarde acabaría entre la realeza científica, con su propia casilla en la tabla periódica con el elemento 104, el rutherfordio), el futuro lord Rutherford se agenció un poco de roca primordial de uranio, eluyó el helio de las burbujas microscópicas que

contenía en su interior y determinó que la Tierra tenía por lo menos 500 millones de años, una estimación veinticinco veces superior a la de Kelvin y el primer cálculo correcto dentro de un factor de diez. A los pocos años, geólogos con más experiencia que Rutherford en el análisis de rocas determinaron que las burbujas de helio demostraban que la Tierra tenía una edad de al menos 2.000 millones de años. Esta cifra todavía era la mitad de la correcta, pero gracias a las minúsculas e inertes burbujas del interior de las rocas radiactivas, los seres humanos comenzaron a enfrentarse por fin a la asombrosa edad del cosmos.

Después de Rutherford, la práctica de buscar burbujas en el interior de las rocas se hizo habitual en los trabajos de geología. Una de las aproximaciones más fructíferas es la que utiliza circón, un mineral que contiene circonio, la piedra que rompe los corazones en las casas de empeño y que tanto se usa como engañoso sustituto en joyería.

Por razones químicas, el circón es duro; hay que tener en cuenta que el circonio se encuentra debajo del titanio en la tabla periódica y que si sirve para hacer diamantes de pega que resultan convincentes es por una buena razón. A diferencia de las rocas blandas como la caliza, muchos circones han sobrevivido desde los primeros tiempos de la Tierra, a menudo en forma de duros granos, del tamaño de semillas de amapola, en el interior de otras rocas. A causa de su peculiar química, cuando se formaron los cristales de circón, hace mucho tiempo, absorbieron átomos sueltos de uranio y los empaquetaron en burbujas atómicas en su interior. Al mismo tiempo, a los circones no les gusta el plomo, un elemento que tienden a expulsar (justo al contrario que los meteoritos). Por supuesto, eso no duró mucho, porque el uranio se desintegra en plomo, y a los circones ya formados les costaba eliminar ese plomo. El resultado de todo ello es que cualquier plomo que exista en la actualidad en el interior de los plumbófobos circones tiene que ser progenie del uranio. La historia ya debería resultar familiar a estas alturas: tras medir la relación entre plomo y uranio en los circones, basta con extrapolar el gráfico hasta el año cero. Cada vez que algún científico anuncia un récord de «roca más antigua del mundo» (probablemente en Australia o Groenlandia, donde más tiempo han sobrevivido los circones), podemos apostar a que utilizaron burbujas de circonio y uranio para datarla.

También otros campos adoptaron las burbujas como paradigma. Glaser comenzó experimentando con su cámara de burbujas en la década de 1950, y más o menos al mismo tiempo físicos teóricos como John Archibald Wheeler comenzaron a hablar del universo como una espuma al nivel más fundamental. A esa escala, miles de trillones de veces menor que los átomos, Wheeler imaginó que «el liso y cristalino espacio-tiempo de los mundos de los átomos y de las partículas cede su lugar.

No hay, en sentido literal, ni derecha ni izquierda, ni antes ni después. Las ideas ordinarias de longitud desaparecen, las del tiempo se evaporan. No se me ocurre un nombre mejor que el de espuma cuántica para este estado de las cosas». Algunos cosmólogos actuales calculan que nuestro universo entero saltó a la existencia cuando una submicronanoburbuja se separó de esa espuma y comenzó a expandirse a un ritmo exponencial. Es una hermosa teoría que explica mucho, con la excepción, desafortunadamente, de por qué ocurrió aquello.

Lo irónico es que el linaje intelectual de la espuma cuántica de Wheeler se remonta a lord Kelvin, el físico por excelencia del mundo clásico y cotidiano. Kelvin no inventó la ciencia de la espuma, algo que en realidad hizo un belga ciego con el apropiado nombre (si se tiene en cuenta la poca influencia que tuvo su trabajo) de Joseph Plateau. Pero Kelvin la popularizó diciendo cosas como que podría pasar toda una vida estudiando una única pompa de jabón. Eso fue insincero, pues según dicen sus cuadernos de laboratorio, Kelvin formuló el esquema de sus investigaciones sobre burbujas una perezosa mañana, en la cama, y sólo escribió un artículo al respecto. Con todo, se cuentan historias estupendas de este victoriano de barba blanca chapoteando en vasijas de agua y glicerina algo parecido a un muelle en miniatura en el extremo de un mango, para fabricar colonias de burbujas conectadas. Y además burbujas más bien *cuadradas* que recuerdan a Rerun, el personaje de *Snoopy*, pues las espiras del muelle tenían la forma de prismas rectangulares.

Además, el trabajo de Kelvin fue ganando impulso hasta inspirar una verdadera ciencia en generaciones futuras. El biólogo D'Arcy Wentworth Thompson aplicó los teoremas de Kelvin sobre la formación de burbujas al desarrollo de la célula en su libro fundamental de 1917, *Sobre el crecimiento y la forma*, del que se ha dicho que es «la mejor obra literaria en todos los anales de la ciencia escrita en lengua

inglesa». Con él comenzó el moderno campo de la biología celular. Más aún, algunas investigaciones bioquímicas recientes apuntan a que las burbujas fueron la causa eficiente de la propia vida. Las primeras moléculas orgánicas complejas podrían no haberse formado en los turbulentos océanos, como suele creerse, sino en burbujas de agua atrapadas en banquisas de hielo como las del Ártico. El agua es bastante pesada, y cuando se congela, reúne las «impurezas» que lleva disueltas, como las moléculas orgánicas, en el interior de burbujas. La concentración y compresión en esas burbujas podría haber sido lo bastante elevada como para fundir esas moléculas en sistemas autorreplicantes. Además, reconociendo un buen truco, la naturaleza no ha dejado de usar el modelo de las burbujas desde entonces. Con independencia de dónde se formaron las primeras moléculas, en el hielo o el océano, las primeras y más simples células fueron sin duda estructuras parecidas a las burbujas que envolvían proteínas o ARN o ADN, y protegían a estas moléculas de la posibilidad de ser arrastradas por el agua o erosionadas. Incluso hoy, cuatro mil millones de años después, las células siguen teniendo básicamente el diseño de una burbuja.

Las investigaciones de Kelvin también inspiraron a la ciencia militar. Durante la primera guerra mundial, otro lord, lord Rayleigh, se ocupó del problema, urgente en aquellos tiempos de guerra, de por qué las hélices de los submarinos tenían tanta tendencia a desintegrarse y descomponerse, aun cuando el resto del casco se mantuviera intacto. Al final resultó que las burbujas producidas por el giro de las hélices se volvían contra éstas atacando las espiras de metal igual que el azúcar ataca los dientes, con resultados igualmente corrosivos. La ciencia de los submarinos llevó a otro descubrimiento importante para la investigación sobre las burbujas, aunque en su momento el hallazgo pareciera poco prometedor, incluso poco fiable. Gracias al recuerdo de los *U-boot* alemanes, el estudio del sonar (ondas de agua en movimiento en el agua) estaba tan en boga en la década de 1930 como antes lo había estado la radiactividad. Al menos dos equipos de investigación descubrieron que si sacudían un tanque de agua con un ruido del nivel del producido por un motor a reacción, aparecían burbujas que a veces, al colapsarse, les hacían un guiño con un destello de luz azul o verde. (Algo parecido pasa cuando

se mastica una golosina de azúcar en un armario oscuro.)<sup>15</sup> Más interesados en destrozar submarinos, los científicos no siguieron investigando la sonoluminiscencia, que durante cincuenta años pervivió como un truco de salón entre científicos, pasado de generación en generación.

Y en eso podría haber quedado de no ser porque un día de mediados de los años ochenta, un colega de Seth Putterman lo anduvo provocando con burlas. Putterman trabajaba en la Universidad de California en Los Ángeles sobre dinámica de fluidos, un campo endiabladamente difícil. En cierto sentido, los científicos saben más sobre las lejanas galaxias que sobre el agua turbulenta que baja por las tuberías de las alcantarillas. El colega de Putterman lo andaba pinchando sobre su ignorancia, cuando mencionó que los de su clase no podían siquiera explicar de qué modo las ondas de sonido podían transformar las burbujas en luz. Putterman pensó que aquello sonaba a leyenda urbana. Pero tras leer las escasas investigaciones que existían sobre la sonoluminiscencia, abandonó el trabajo que estaba haciendo para dedicarse de pleno a estudiar aquellas burbujas que producían destellos.<sup>ci</sup>

Para sus primeros y deliciosos experimentos con baja tecnología, Putterman colocó un vaso de precipitados con agua entre dos altavoces estéreos, por los que emitía un sonido a la frecuencia de los silbatos para perro. Una resistencia de tostadora dentro del agua producía burbujas, que las ondas de sonido atrapaban y hacían levitar. Entonces venía la parte más divertida. Las ondas de presión varían en intensidad entre unos yermos valles de baja intensidad y unas crestas de alta intensidad. Las minúsculas burbujas atrapadas respondían a la baja presión hinchándose unas mil veces su tamaño, como si un globo llenara una habitación. Cuando pasaba el fondo del valle, llegaba la alta presión, que comprimía el volumen de la burbuja medio millón de veces, con fuerzas cien mil millones de veces mayores que la gravedad. Como puede imaginarse, es ese colapso como de supernova lo que produce la espeluznante luz. Pero lo más asombroso es que, a pesar de haber quedado reducida a una «singularidad» (un término que raramente se utiliza fuera del estudio de los agujeros negros), la burbuja se mantiene intacta. Cuando desciende la presión, vuelve a inflarse, sin estallar en ningún momento,

---

<sup>15</sup> El roce, deformación o fractura de cristales de azúcar (y otras sustancias) por la presión puede producir luminiscencia. El fenómeno se conoce como triboluminiscencia. En el original, el autor se refiere a una golosina popular en Estados Unidos (Life Savers) y a un sabor concreto (wintergreen). (N. del T.)



como si nada hubiera pasado. Entonces vuelve a ser comprimida y a emitir luz una vez más, en un proceso que se repite miles de veces por segundo.

Putterman no tardó en comprar equipos más sofisticados que su montaje original, más propio de una banda de garaje, y tras hacerlo tuvo un encontronazo con la tabla periódica. En su intento por determinar qué era exactamente lo que hacía que las burbujas emitieran destellos, comenzó a probar con distintos gases. Descubrió que si bien las burbujas de aire normal y corriente producen bonitos destellos de color azul o verde, el nitrógeno o el oxígeno puros, que juntos comprenden el 99 por ciento del aire, no producían luminiscencia, por mucho que aumentara el volumen o la frecuencia del sonido. Intrigado, Putterman comenzó a añadir a las burbujas los gases minoritarios del aire hasta que dio con el pedernal elemental: el argón.

Eso era bastante raro, pues el argón es un gas inerte. Más aún, los únicos otros gases que Putterman y un creciente grupo de científicos de las burbujas consiguieron que funcionaran fueron los primos químicos más pesados del argón, el criptón y, especialmente, el xenón. De hecho, cuando se los sometía al sonido, el xenón y el criptón emitían fogonazos aún más brillantes que el argón, produciendo «estrellas en un tarro» que ardían en el interior del agua a casi 20.000 °C, una temperatura muy superior a la de la superficie del Sol. También eso era desconcertante. El xenón y el criptón suelen usarse en la industria para apagar fuegos y parar reacciones fuera de control, y no había ninguna razón para pensar que esos insulsos e inertes gases fueran a producir burbujas tan intensas.

A no ser, claro está, que su naturaleza inerte sea una baza oculta. El oxígeno, el dióxido de carbono y otros gases atmosféricos del interior de las burbujas pueden utilizar la energía solar entrante para dividirse o reaccionar entre sí. Desde el punto de vista de la sonoluminiscencia, esa energía queda dilapidada. Algunos científicos, sin embargo, creen que bajo una presión elevada los gases inertes no pueden evitar absorber la energía sónica. Y como no tienen modo de disipar la energía, las burbujas de xenón o criptón se colapsan y no les queda otro remedio que propagar y concentrar la energía en el núcleo de las burbujas. De ser así, la falta de reactividad de los gases nobles es la clave de la sonoluminiscencia. Sea cual sea la razón, el vínculo con la sonoluminiscencia obligará a reescribir lo que significa ser

un gas inerte.

Por desgracia, tentados por la posibilidad de dominar esa alta energía, algunos científicos (entre ellos el propio

Putterman) han vinculado esta frágil ciencia de las burbujas a la fusión de sobremesa, un primo de aquel otro favorito de la ciencia patológica. (Dadas las altas temperaturas involucradas, no es fusión fría.) Hace tiempo que existe una vaga y libre asociación entre burbujas y fusión, en parte porque Boris Deryagin, un influyente científico soviético que estudió la estabilidad de las espumas, creía con fuerza en la fusión fría. (En cierta ocasión, en un inconcebible experimento, la antítesis de uno de Rutherford, Deryagin al parecer intentó inducir la fusión fría en el agua disparando contra ella un fusil Kalashnikov.)

El dudoso vínculo entre la sonoluminiscencia y la fusión (sonofusión) se hizo explícito en 2002, cuando la revista publicó un artículo radiactivamente polémico sobre energía nuclear impulsada por sonoluminiscencia. De una manera insólita, *Science* publicó también un editorial en el que admitía que muchos científicos reconocidos creían que el artículo estaba equivocado o era fraudulento; hasta Putterman recomendó a la revista que lo rechazara. *Science* lo publicó de todos modos (tal vez con la intención de que la gente comprara un número para ver de qué iba toda esa movida). El autor principal del artículo fue más tarde acusado de fraude ante la Cámara de Representantes de Estados Unidos por falsificar datos.

Por suerte, la ciencia de las burbujas tenía unos cimientos lo bastante sólidos<sup>cii</sup> para sobrevivir a la desgracia. Los físicos interesados en energías alternativas se dedican ahora a modelar superconductores con burbujas. Los patólogos describen el sida como un virus «espumoso», por la forma en que las células infectadas se hinchan antes de explotar. Los entomólogos saben de insectos que utilizan burbujas como los sumergibles para respirar bajo el agua, y los ornitólogos saben que la tonalidad metálica del plumaje de los pavos reales tiene su origen en la luz que incide sobre burbujas en las plumas. Y lo más importante: en 2008, en la ciencia alimentaria, unos estudiantes de la Universidad Estatal de los Apalaches determinaron por fin lo que hace que la Coca-Cola Light explote cuando se le echan Mentos. La superficie granulosa de esta golosina actúa con una red que captura las pequeñas burbujas disueltas, que se juntan formando otras de tamaño cada vez mayor. Al final, unas

pocas burbujas gigantes se desprenden, suben disparadas hacia la superficie, salen a chorro por el cuello y saltan disparadas hasta la magnífica altura de seis metros. Este descubrimiento ha sido sin duda el momento más grande de la ciencia de las burbujas desde que Donald Glaser miró su cerveza más de cincuenta años antes y soñó con revolucionar la tabla periódica.

## Capítulo 18

### Instrumentos de ridícula precisión

<sup>78</sup> Pt 195,085	<sup>36</sup> Kr 83,798	<sup>55</sup> Cs 132,905	<sup>92</sup> U 238,029	<sup>62</sup> Sm 150,362	<sup>24</sup> Cr 51,996	<sup>100</sup> Fm (257)	<sup>12</sup> Mg 24,305
--------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-------------------------------

Pensemos en el profesor de ciencias más exigente que hayamos tenido. El que bajaba la nota si el sexto decimal de la respuesta estaba mal redondeado; el que, vestido con su camiseta estampada con la tabla periódica, corregía a todo estudiante que dijera «peso» cuando debía decir «masa», y que obligaba a todos, él incluido, a llevar gafas de protección aunque sólo hubiera que mezclar agua con azúcar. Ahora imaginemos alguien a quien ese profesor odiaría por ser demasiado quisquilloso.

Ése es el tipo de persona que trabaja en una oficina de estándares y medidas.

La mayoría de los países tienen una oficina de estándares, un organismo de normalización cuya misión es medirlo *todo*, desde la duración exacta de un segundo a la cantidad de mercurio que se puede ingerir con hígado de bovino (muy poca, de acuerdo con el Instituto Nacional de Estándares y Tecnología, o NIST, de Estados Unidos). Para los científicos que trabajan en las oficinas de estándares, la medición no es simplemente la práctica que hace posible la ciencia; es la ciencia misma. El progreso en muchos campos, desde la cosmología post-einsteiniana a la búsqueda astrobiológica de vida en otros planetas, depende de nuestra capacidad para realizar mediciones cada vez más finas a partir de fragmentos cada vez menores de información.

Por razones históricas (los franceses de la Ilustración fueron unos fanáticos medidores), el Bureau International des Poids et Mesures (BIPM), situado a las afueras de París, actúa como oficina de estándares de las oficinas de estándares, asegurándose de que todas las «franquicias» están a la altura.



*El Prototipo Internacional del Kilogramo (centro), un cilindro de cinco centímetros de ancho hecho de platino e iridio, pasa sus días en el interior de tres tarros, cada uno dentro de otro, en el interior de una cámara de temperatura y humedad controladas, situada en París. Rodean al kilogramo seis copias oficiales, cada una dentro de dos tarros. (Reproducido con permiso de BIPM, que se reserva el derecho de copia internacional.)*

Uno de los trabajos más peculiares del BIPM es cuidar el Prototipo Internacional del Kilogramo, que es el kilogramo oficial del mundo. Se trata de un cilindro de cinco centímetros de ancho compuesto por platino en un 90 por ciento que, por definición, tiene una masa de exactamente 1,000000...kilogramos (con tantos decimales como uno quiera). Diría que eso es más o menos dos libras, pero me sentiría culpable de ser inexacto.

Como el kilogramo es un objeto físico y, por lo tanto, susceptible de sufrir daños, y como la definición de un kilogramo debería permanecer constante, el BIPM tiene que asegurarse de que nunca se raye, que nunca atraiga ni una mota de polvo, que nunca pierda (¡o eso espera la oficina!) ni un solo átomo. Y es que si sucediera alguna de estas cosas, su masa podría dispararse hasta 1,000000...1 kilogramos o

caer en picado a 0,999999...9 kilogramos, la mera posibilidad de lo cual provoca úlceras al tipo de personas que puede encontrarse en una de estas oficinas. Así que, como madres maniáticas, miden continuamente la temperatura y la presión a su alrededor para impedir cualquier hinchazón o contracción que pudiera expulsar algunos átomos. El kilogramo se guarda en el interior de tres tarros de tamaño sucesivamente menor para evitar que se condense humedad sobre su superficie, lo que dejaría una película a una nanoescala. Además, está hecho de denso platino (e iridio) para minimizar la superficie expuesta a un polvo inaceptablemente sucio, como el que respiramos. Una ventaja adicional es que el platino es muy buen conductor de la electricidad, lo que reduce la acumulación de electricidad estática «parásita» (así la llama el BIPM) que pudiera acabar con algunos átomos.

Por último, la dureza del platino mitiga la probabilidad de una desastrosa mella producida por una uña en las contadas ocasiones en que alguien le pone la mano al kilogramo. Otros países necesitan su propio cilindro oficial de 1,000000... kilogramos para no tener que volar a París cada vez que quieren medir algo de forma muy precisa, y como el kilogramo es *e/* estándar, cualquier copia de otro país tiene que compararse con el francés. Estados Unidos tiene su propio kilogramo, llamado K20 (es decir, la copia oficial del siglo xx), que reside en un edificio gubernamental en el extrarradio de Maryland, y que sólo se ha calibrado una vez desde el año 2000 y pronto se calibrará de nuevo, según nos informa Zeina Jabbour, que dirige el equipo de masa y fuerza en el NIST. Pero la calibración es un proceso que lleva varios meses, y las normas de seguridad implantadas desde 2001 han convertido el transporte de K20 hasta París en una verdadera pesadilla. «Tenemos que llevar los kilogramos con nosotros durante todo el viaje», dice Jabbour, «y es difícil pasar los controles de seguridad y aduanas con un lingote de metal, y encima decirle a todo el mundo que no pueden tocarlo». Bastaría con abrir la maleta especializada para el transporte de K20 en el «sucio aire» de un aeropuerto para ponerlo en peligro, nos explica, «y si alguien insiste en tocarlo, es el fin de la calibración».

Por lo general, el BIPM utiliza una de las seis copias oficiales del kilogramo (cada una de las cuales se guarda en el interior de dos tarros) para calibrar las copias de otros países. Pero las copias oficiales tienen que cotejarse con su propio estándar,

así que cada pocos años, unos científicos extraen el kilogramo de su cámara (con pinzas y guantes de látex, por supuesto, para no dejar huellas, pero no el tipo de guantes que lleva polvo, pues dejaría un residuo; ¡ah!, y sin tocarlo demasiado tiempo, pues de lo contrario el calor corporal de la persona podría calentarlo y arruinarlo todo) y calibran a los calibradores.<sup>ciii</sup> Alarmados, los científicos notaron durante la calibración de la década de 1990 que, incluso teniendo en cuenta los átomos que puedan desprenderse cuando se toca, durante las últimas décadas el kilogramo ha perdido una masa adicional equivalente a una huella digital (!), medio microgramo por año. Nadie sabe por qué.

El fracaso, pues eso es lo que es, en el objetivo de mantener el kilogramo perfectamente constante, ha renovado las discusiones sobre el sueño último de todo científico obsesionado con el cilindro: hacerlo obsoleto. La ciencia debe mucho de su progreso desde alrededor del 1600 a que, siempre que le ha sido posible, ha adoptado sobre el universo un punto de vista objetivo, no centrado en los seres humanos. (Es lo que se llama principio copernicano, o de forma menos halagüeña, principio de la mediocridad.) El kilogramo es una de las siete «unidades básicas» de medida que se utilizan en todas las ramas de la ciencia, y es inadmisibles que ninguna de esas medidas se base en un artefacto humano, sobre todo si éste se está encogiéndose de una forma misteriosa.

El objetivo de toda unidad, como la oficina nacional de estándares británica dice llanamente, es que un científico pueda enviar por correo electrónico la definición a otro colega en otro continente, y que éste pueda reproducir algo con esas dimensiones exactas, a partir únicamente de la descripción incluida en el mensaje. El kilogramo no puede enviarse por correo electrónico, y de momento a nadie se le ha ocurrido una definición más fiable que ese cilindro achaparrado, reluciente y mimado que se guarda en París. (O si lo han conseguido, ha resultado ser demasiado complicado para resultar práctico, como contar billones y billones de átomos, o requiere mediciones demasiado precisas incluso para los mejores instrumentos actuales.) La incapacidad para resolver el problema del kilogramo, para evitar que se encoja o jubilarlo, se ha convertido en una fuente cada vez mayor de preocupación y bochorno a escala internacional.

El enojo es aún mayor porque el kilogramo es la última de las unidades básicas que

todavía sufre las limitaciones humanas. Una varilla de platino definió 1,000000... metros durante buena parte del siglo xx, hasta que los científicos redefinieron esta unidad con un átomo de criptón en 1960, fijándolo en 1.650.763,73 longitudes de onda de la luz roja-anaranjada emitida por un átomo de criptón-86. Esta distancia es virtualmente idéntica a la longitud de la antigua varilla, pero hizo a ésta obsoleta, porque esa cantidad de longitudes de onda de la luz de criptón mide la misma distancia en el vacío en cualquier lugar. (*Eso sí es una definición que puede enviarse por correo electrónico.*) Desde entonces, los científicos de la medida (los metrologos) han vuelto a redefinir el metro como la distancia que recorre cualquier luz en el vacío en  $1/299.792.458$  de segundo.

De modo parecido, la definición oficial de un segundo solía ser  $1/31.556.992$  de una órbita alrededor del Sol (el denominador es el número de segundos en 365,2425 días). Pero varios hechos molestos la convertían en un estándar inconveniente. La longitud de un año (no de un año de calendario, sino de un año astronómico) varía con cada órbita a causa del movimiento de las mareas, que arrastran o frenan la órbita de la Tierra. Para corregir esto, los metrologos introducen un «segundo bisiesto» cada tres años, normalmente cuando nadie presta atención, la medianoche del día 31 de diciembre. Pero los segundos bisiestos son una solución fea, para salir del paso. Así que en lugar de vincular una unidad de tiempo supuestamente universal con el tránsito de una roca normal y corriente alrededor de una estrella poco memorable, la oficina de estándares de Estados Unidos ha desarrollado relojes atómicos de cesio.

Los relojes atómicos funcionan sobre la base de los mismos saltos y caídas de los electrones que ya hemos comentado. Pero los relojes atómicos también sacan partido de un movimiento más sutil, la «estructura fina» de los electrones. Si el salto normal de un electrón se parece a que un cantante salte una octava desde una nota sol a otro sol, la estructura fina se parece más bien a un salto de sol a sol bemol o a sol sostenido. Los efectos de la estructura fina se notan especialmente en los campos magnéticos, y tienen su causa en cosas que pueden pasarse por alto salvo que uno se encuentre en un denso curso de física de alto nivel, por ejemplo sobre las interacciones magnéticas entre electrones y protones o las correcciones debidas a la relatividad de Einstein. La cuestión es que después de realizar esos



ajustes finos,<sup>civ</sup> cada electrón salta ligeramente menos (sol bemol) o ligeramente más (sol sostenido) de lo esperado.

El electrón «decide» qué salto hacer en función de su espín intrínseco, de modo que un electrón nunca da un bemol y un sostenido en saltos sucesivos. Salta al uno o al otro de cada vez. En el interior de los relojes atómicos, que tienen el aspecto de tubos neumáticos altos y delgados, un imán purga todos los átomos de cesio cuyos electrones externos salten a un nivel, llamémosle sol bemol. Eso deja sólo átomos con electrones en sol sostenido, que son recogidos en una cámara y excitados por una intensa microonda. Esto hace que los electrones del cesio salten y caigan, emitiendo fotones de luz. Cada ciclo de saltos arriba y abajo es elástico y siempre dura el mismo (brevísimo) tiempo, de modo que el reloj atómico puede medir el tiempo simplemente contando fotones. En realidad, no importa si se purgan los bemoles o los sostenidos, pero hay que purgar uno de los dos porque saltar a uno u otro nivel dura un tiempo distinto, y a las escalas a las que trabajan los metrólogos, esa imprecisión es inaceptable.

El cesio ha resultado ser un elemento conveniente para el corazón de los relojes atómicos porque tiene un electrón expuesto en su capa más externa, sin otros electrones cercanos que puedan amortiguarlo. Además, los pesados y cachazudos átomos del cesio constituyen una estupenda diana para el máser que los hace vibrar. Aun así, incluso en el calmoso cesio el electrón externo es un tipo muy nervioso. En lugar de unas pocas docenas, o siquiera miles de veces por segundo, realiza

9.192.631.770 saltos arriba y abajo en ese tiempo. Los científicos escogieron este desgarbado número en lugar de recortarlo a 9.192.631.769 o dejarlo arrastrarse hasta 9.192.631.771 porque se ajustaba a su mejor estimación de un segundo en 1955, cuando se construyó el primer reloj de cesio. Sea como fuere,

9.192.631.770 ha quedado fijado. Se convirtió en la primera definición de una unidad básica que alcanzó la capacidad de difundirse por correo electrónico, e incluso ayudó a liberar al metro de su varilla de platino a partir de 1960.

Los científicos adoptaron el estándar de cesio como medida oficial mundial del tiempo en la década de 1960, reemplazando el segundo astronómico, y aunque el estándar de cesio ha beneficiado a la ciencia al garantizar precisión y exactitud en

todo el mundo, la humanidad sin duda ha perdido algo. Desde antes incluso que los egipcios y los babilonios, los seres humanos han usado las estrellas y las estaciones para medir el tiempo y registrar sus momentos más importantes. El cesio segó ese vínculo con el firmamento, lo borró igual que las lámparas impiden ver las constelaciones. Por fino que sea como elemento, el cesio no transmite el sentimiento mítico de la Luna o el Sol. Además, ni tan sólo el argumento para cambiar al cesio, es decir, su universalidad, pues los electrones de cesio deberían vibrar con la misma frecuencia en cualquier rincón del universo, parece ahora una apuesta tan segura.

Si hay algo que corra más profundo que el amor que siente un matemático por las variables, es el amor que sienten los científicos por las constantes. La carga del electrón, la fuerza de la gravedad, la velocidad de la luz, son parámetros que nunca varían, sea cual sea el experimento o las circunstancias. Si lo hicieran, los científicos tendrían que renunciar a la precisión que separa a las ciencias «duras» de ciencias sociales como la economía, donde los caprichos y la simple idiotez de los seres humanos hacen que las leyes universales sean imposibles.

Aún más seductoras para los científicos, por abstractas y universales, son las constantes fundamentales. Obviamente, el valor numérico del tamaño o velocidad de una partícula cambiaría si de forma arbitraria decidiéramos abandonar para siempre el metro o si de pronto el kilogramo se encogiera (ejem). Las constantes universales, sin embargo, no dependen de la medición. Como  $n$ , son números fijos, puros, y también como  $n$ , aparecen en todo tipo de contextos que parecen tentadoramente explicables y, sin embargo, hasta el momento se han resistido a nuestros esfuerzos por explicarlos.

La constante adimensional más conocida es la constante de estructura fina, que está relacionada con la división fina de los electrones. En pocas palabras, controla la fuerza con que los electrones negativos están unidos al núcleo positivo. También determina la fuerza de algunos procesos nucleares. De hecho, si la constante de estructura fina, a la que llamaré alfa como hacen los científicos, hubiera sido ligeramente menor justo después del Big Bang, la fusión nuclear en las estrellas nunca habría llegado a ser lo bastante caliente para sintetizar el carbono. Y al contrario, si alfa hubiera sido ligeramente mayor, los átomos de carbono se habrían

desintegrado hace muchísimo tiempo, mucho antes de llegar a formar parte de nosotros. Que alfa haya sorteado esta Escila y Caribdis atómica hace que los científicos estén agradecidos, pero también inquietos, porque no pueden explicar cómo ocurrió. Incluso un firme y empedernido ateo como el físico Richard Feynman dijo en una ocasión de la constante de estructura fina: «Todos los buenos físicos teóricos ponen este número en su pared y se preocupan... Es uno de los mayores y más condenados misterios de la física: un número mágico que nos llega sin que nadie entienda cómo. Podría decirse que la “mano de Dios” escribió ese número, y no sabríamos decir cómo empujó Su lápiz».

Históricamente, eso no impidió que algunos trataran de descifrar este científico *mene, mene, tekel, uparsin*.<sup>16</sup> Al astrónomo inglés Arthur Eddington, que durante un eclipse solar en 1919 proporcionó la primera prueba experimental de la relatividad de Einstein, le fascinaba el número alfa. Eddington tenía afición por la numerología,<sup>cv</sup> talento incluso, y a principios del siglo xx, después de que se midiera alfa con el valor  $1/136$ , Eddington comenzó a confeccionar «pruebas» de que alfa era exactamente  $1/136$ , en parte porque encontró un vínculo matemático entre 136 y 666. (Un colega le sugirió con sorna que reescribiera el Libro de la Revelación para tomar en cuenta este «hallazgo».) Mediciones posteriores revelaron que alfa es más cercano a  $1/137$ , pero Eddington se limitó a añadir un uno en algún lugar de sus ecuaciones y siguió con lo suyo como si su castillo de arena no se hubiera venido abajo (lo que le valió el inmortal sobrenombre de sir Arthur Adding-One)<sup>17</sup>. A un amigo que más tarde se encontró con Eddington en un guardarropa en Estocolmo le decepcionó comprobar que insistía en colgar su sombrero en el gancho 137.

En la actualidad alfa es igual a  $1/137,0359$ , más o menos. En cualquier caso, su valor hace posible la tabla periódica. Permite que los átomos existan y además les permite que reaccionen con el vigor suficiente para formar compuestos, pues los electrones ni vuelan demasiado libres de su núcleo, ni se pegan a éste con demasiada fuerza. Este balance en su justo punto ha llevado a muchos científicos a la conclusión de que el universo no puede haber dado con su constante de

---

<sup>16</sup> Referencia al enigma escrito en la pared durante el banquete de Belsasar, tal como se relata en Daniel 5:1-31. Las palabras arameas son unidades monetarias. (N. del T.)

<sup>17</sup> O sea, sir Arthur Añade-Uno. (N. del T.)

estructura fina por accidente. Los teólogos, más explícitos, dicen que alfa demuestra que un creador ha «programado» el universo para que produzca moléculas y, posiblemente, vida. Por eso fue tan sonado que en 1976 un científico soviético (hoy americano) llamado Alexander Shlyakhter investigara un extraño lugar de África llamado Oklo y declarara que alfa, la constante fundamental e invariante del universo, estaba aumentando.

Oklo es un prodigio galáctico: el único reactor de fisión nuclear *natural* que se conoce. Se puso en marcha hace unos

1.700 millones de años, y cuando los mineros franceses desterraron el sitio dormido en 1972, se produjo un gran revuelo en la ciencia. Algunos científicos argumentaron que Oklo no podía haber pasado, mientras que algunos grupos marginales se abalanzaron sobre Oklo como «indicio» de teorías extravagantes como las de civilizaciones africanas hace mucho tiempo desaparecidas o de lugares de colisión de naves espaciales alienígenas impulsadas por energía nuclear. En realidad, como los científicos nucleares determinaron, Oklo no era impulsado por nada más que uranio, agua y algas verdeazuladas (o sea, el verdín de los estanques).<sup>18</sup> No es broma. Las algas de un río cercano a Oklo producían un exceso de oxígeno tras realizar la fotosíntesis. El oxígeno volvía el agua tan ácida que mientras se infiltraba en la tierra por el suelo poroso, iba disolviendo el uranio de la roca madre. Todo el uranio tenía entonces una concentración mayor del isótopo que se usa en las bombas atómicas, el uranio-235; un 3 por ciento en comparación con un 0,7 por ciento en la actualidad. Así que el agua ya era volátil, y cuando las algas bajo el suelo filtraron el agua, el uranio quedó concentrado en un lugar, alcanzando así una masa crítica.

Aunque necesaria, una masa crítica no era suficiente. En general, para que se produzca una reacción química, no basta con que los núcleos de uranio sean golpeados por neutrones: además tienen que absorberlos. Cuando el uranio puro se fisiona, sus átomos disparan neutrones «rápidos» que rebotan en los vecinos como las piedras planas rebotan en el agua. Ésos son los que no valen, los neutrones desperdiciados. El uranio de Oklo inició una reacción nuclear sólo porque el agua del río frenó los neutrones lo bastante para que los núcleos vecinos los pillaran. Sin el

---

<sup>18</sup> Pese a su nombre vulgar, no se trata de algas, sino de un grupo de bacterias fotosintéticas conocido como cianobacterias. (N. del T.)

agua, la reacción nunca hubiera comenzado.

Pero hay más. La fisión también produce calor, obviamente. Y la razón de que no haya un cráter mayor en África en la actualidad es que cuando el uranio se calentó, hizo hervir el agua hasta evaporarla. Sin agua, los neutrones se tornaron demasiado rápidos para poder absorberlos, y el proceso se paró. Sólo cuando el uranio se enfrió pudo entrar de nuevo el agua, y el reactor volvió a entrar en funcionamiento. Era una especie de Old Faithful<sup>19</sup> nuclear que se autorregulaba, y consumió unos 6.000 kilogramos de uranio a lo largo de más de 150.000 años en dieciséis lugares alrededor de Oklo, en ciclos de encendido y apagado de 150 minutos.

¿Cómo se las arreglaron los científicos para deducir toda esta historia al cabo de 1.700 millones de años? Con elementos. En la corteza de la Tierra, los elementos están mezclados a conciencia, así que las relaciones entre distintos isótopos deberían ser las mismas en todos los lugares. En Oklo, la concentración de uranio-235 era de 0,003 a 0,3 por ciento inferior a lo normal, una diferencia enorme. Pero lo que determinó que Oklo era un reactor nuclear natural y no los restos de una operación de contrabando de grupos terroristas era la sobreabundancia de elementos inútiles como el neodimio. El neodimio se presenta sobre todo en tres variedades con números pares: 142, 144 y 146. Pero los reactores de fisión de uranio producen neodimio con número atómico impar con una tasa superior a la normal. De hecho, cuando los científicos analizaron las concentraciones de neodimio en Oklo y restaron el neodimio natural, descubrieron que la «firma» nuclear de Oklo correspondía a la de los modernos reactores de fisión contruidos por el hombre. Sorprendente.

No obstante, aunque el neodimio se correspondía con lo esperado, no pasaba lo mismo con otros elementos. Cuando en 1976 Shlyakhter comparó los residuos nucleares de Oklo con los residuos modernos, encontró que se había formado demasiado poco de algunos tipos de samario. En sí mismo, eso no parece muy excitante. Pero los procesos nucleares son reproducibles en grado sumo: no es posible que elementos como el samario simplemente no se formen. Así que la incongruencia del samario le hizo pensar a Shlyakhter que algo no era igual en aquellos tiempos. Dando un salto en el vacío, calculó que sólo con que la constante

---

<sup>19</sup> El más célebre de los géiseres del parque nacional de Yellowstone, Old Faithful (Viejo Fiel), expulsa agua una vez cada hora, más o menos. (N. del T.)

de estructura fina hubiese sido un poco más pequeña cuando Oklo estaba en marcha, sería fácil explicar las discrepancias. En esto, se parecía al físico indio Bose, que no decía saber por qué sus ecuaciones «erróneas» sobre los fotones explicaban tantas cosas; sólo sabía que lo hacían. El problema era que  $\alpha$  es una constante fundamental. La teoría física nos dice que *no* puede variar. Y lo que para algunos es peor, si  $\alpha$  variaba, era probable que al final nadie (o más bien Nadie) hubiera «ajustado»  $\alpha$  para producir la vida.

Con tanto en juego, desde 1976 muchos científicos han reinterpretado y desafiado el vínculo entre  $\alpha$  y Oklo. Los cambios medidos son tan pequeños, y el registro geológico tan fragmentario después de 1.700 millones de años, que parece improbable que nadie llegue a demostrar nunca nada definitivo sobre  $\alpha$  a partir de los datos de Oklo. No obstante, no se puede subestimar el valor de lanzar una idea. Las investigaciones de Shlyakhter sobre el samario estimularon el apetito de docenas de físicos ambiciosos y deseosos de echar por tierra viejas teorías, así que el estudio de los cambios en las constantes es hoy un campo de investigación activo. Un estímulo para estos científicos fue comprender que incluso si  $\alpha$  hubiera cambiado muy poco desde hace «sólo» 1.700 millones de años, podría haber cambiado rápidamente durante los primeros miles de millones de años del universo, el tiempo del caos primordial. De hecho, tras investigar los sistemas de estrellas llamados quásares y las nubes de polvo interestelar, algunos astrónomos australianos<sup>cv</sup> aseguran haber detectado los primeros indicios reales de inconstantes.

Los quásares son agujeros negros que hacen trizas otras estrellas y se alimentan de ellas, un acto violento que libera ingentes cantidades de energía radiante. Por supuesto, cuando los astrónomos captan esa luz, no observan un evento en tiempo real, sino algo que ocurrió hace miles de millones de años, pues la luz necesita tiempo para cruzar el universo. Lo que hicieron los australianos fue examinar cómo grandes tormentas de polvo espacial interestelar afectaban el paso de la antigua luz de los quásares. Cuando la luz atraviesa una nube de polvo, los elementos vaporizados en la nube la absorben. Pero a diferencia de algo opaco, que absorbe toda la luz, los elementos de la nube sólo absorben la luz de frecuencias específicas. Además, de modo parecido a como funcionan los relojes atómicos, los elementos no

absorben luz de una sola banda estrecha de color, sino de dos colores muy claramente divididos.

Los australianos tuvieron poca suerte con algunos de los elementos de las nubes de polvo, pues resultó que apenas hubieran notado que alfa vacilara cada día. Así que ampliaron su búsqueda a elementos como el cromo, que resultó ser muy sensible a alfa: cuanto menor fuera alfa en el pasado, más roja sería la luz absorbida por el cromo, y más estrechos los espacios entre sus niveles bemol y sostenido. Analizando esta amplitud producida por el cromo y otros elementos hace miles de millones de años cerca del quásar y comparándola con la de átomos actuales en el laboratorio, los científicos pueden determinar si alfa ha cambiado desde entonces. Y aunque, como todos los científicos, y sobre todo los que proponen algo controvertido, los australianos formulan sus hallazgos en un cauteloso lenguaje científico del tipo de que tal o cual cosa «es coherente con la hipótesis» de esto y lo otro, lo cierto es que creen que sus mediciones ultrafinas indican que alfa cambió en un 0,001 por ciento a lo largo de diez mil millones de años.

Francamente, eso parece muy poco para pelearse por ello, como si Bill Gates se peleara por unos peniques en la acera. Pero la magnitud es menos importante que la *posibilidad* de que una constante fundamental cambie.<sup>cvii</sup> Muchos científicos cuestionan los resultados de Australia, pero si resisten las críticas, o si algún otro de los científicos que trabajan en las constantes variables encontrara pruebas positivas, los científicos tendrían que repensar el Big Bang, porque las únicas leyes del universo que conocen no serían del todo válidas desde el principio de los tiempos.<sup>cviii</sup>

Una alfa variable sacudiría los cimientos de la física del mismo modo que Einstein depuso a Newton y Newton depuso a los físicos escolásticos de la Edad Media. Además, como muestra la siguiente sección, una alfa variable podría revolucionar la forma en que los científicos exploran el cosmos en busca de signos de la vida.

Ya hemos conocido a Enrico Fermi en unas circunstancias bastante atribuladas: murió por envenenamiento de berilio tras realizar ciertos experimentos demasiado temerarios y ganó un premio Nobel por descubrir unos elementos transuránicos que no había descubierto. Pero no sería justo dejar una impresión tan negativa de esta enérgica figura. Los científicos apreciaban a Fermi de forma universal y sin reservas. Honran su memoria con el elemento cien, el fermio, y lo consideran el

último gran científico dual, un teórico y experimentador a quien era igualmente probable encontrarlo con las manos grasientas por las máquinas del laboratorio o con tiza de la pizarra. Además, tenía una mente endiabladamente rápida. Durante las reuniones científicas con sus colegas, éstos a veces tenían que correr a sus despachos para repasar alguna abstrusa ecuación y resolver alguna cuestión; a menudo pasaba que cuando regresaban, Fermi, incapaz de esperar, había derivado la ecuación entera desde cero y ya tenía la respuesta que buscaban. En una ocasión, le pidió a un colega más joven que averiguara cuántos milímetros de grosor de polvo se podían acumular en las ventanas de su laboratorio, famosas por su suciedad, antes de que el polvo se desprendiera bajo su propio peso y cayera al suelo en avalancha. La historia no ha conservado la respuesta, sólo la maliciosa pregunta.<sup>cix</sup>

Sin embargo, ni siquiera Fermi podía dar respuesta a una pregunta de una simplicidad desazonadora. Como ya hemos dicho, a muchos filósofos les maravilla que el universo parezca estar tan finamente ajustado para producir la vida porque ciertas constantes fundamentales adoptan un valor «perfecto». Además, los científicos hace mucho que creen, con el mismo espíritu que los lleva a creer que un segundo no debe basarse en la órbita de nuestro planeta, que la Tierra no es especial en el cosmos. Dado lo ordinario de nuestra condición, así como el inmenso número de estrellas y planetas, y el muchísimo tiempo que ha transcurrido desde el Big Bang, si dejamos de lado cualquier espinosa cuestión religiosa el universo debería estar lleno de vida a rebosar. Sin embargo, no sólo no hemos conocido nunca a ninguna criatura alienígena, ni siquiera hemos recibido un saludo. Mientras le daba vueltas a esos hechos contradictorios durante una comida, Fermi les espetó a sus colegas, como si esperara una respuesta: «Entonces, ¿dónde están todos?». Sus colegas se echaron a reír ante lo que hoy se conoce como «paradoja de Fermi». Pero otros científicos se lo tomaron a pecho, y creyeron de verdad que podían darle una respuesta. El intento más conocido se lo debemos al astrofísico Frank Drake, que en 1961 escribió lo que hoy conocemos como ecuación de Drake. Como el principio de incertidumbre, sobre la ecuación de Drake ha caído un manto de interpretación que oscurece lo que realmente dice. En pocas palabras, es una serie de conjeturas: cuántas estrellas existen en la galaxia, qué fracción de éstas tienen



planetas como la Tierra, qué fracción de esos planetas tiene vida inteligente, qué fracción de esas formas de vida querrían establecer contacto, etc. Drake al principio calculó<sup>CX</sup> que en nuestra galaxia existían diez civilizaciones sociables. Pero, insistamos, sólo se trataba de una conjetura basada en la mejor información disponible, lo que llevó a muchos científicos a rechazarla, calificándola de filosofada flatulenta. ¿Cómo demonios podemos, por ejemplo, psicoanalizar a los alienígenas y calcular qué porcentaje tiene ganas de charlar?

Pese a todo ello, la ecuación de Drake es importante porque declaró de forma explícita qué datos necesitamos que recojan los astrónomos, y sentó unos cimientos para la astrobiología. Tal vez algún día la miremos del mismo modo que miramos los primeros intentos por organizar la tabla periódica. Con las grandes mejoras recientes en telescopios y otros aparatos de medición del firmamento, los astrobiólogos disponen por fin de herramientas que proporcionan algo más que conjeturas. De hecho, el Telescopio Espacial Hubble y otros han extraído tanta información a partir de tan pocos datos que los astrobiólogos ya pueden mejorar la ecuación de Drake. No tienen que esperar a que la vida inteligente nos busque, ni tienen que barrer el espacio profundo en busca de una Gran Muralla China alienígena. Ahora pueden medir directamente indicios directos de la presencia de vida, aunque sea vida muda, como plantas exóticas o microbios supurantes, buscando elementos como el magnesio.

Obviamente, el magnesio es menos importante que el oxígeno o el carbono, pero el elemento doce podría ser de enorme ayuda para los organismos más primitivos, permitiéndoles hacer la transición desde las moléculas orgánicas a la vida real. Casi todas las formas de vida utilizan elementos metálicos en cantidades traza para crear, almacenar o transferir moléculas energéticas en su interior. Los animales utilizan principalmente el hierro en la hemoglobina, pero las formas de vida más primitivas y exitosas, especialmente las algas verdeazuladas, utilizan magnesio. En concreto, la clorofila (probablemente el compuesto químico orgánico más importante de la Tierra, pues es el responsable de la fotosíntesis, el proceso que convierte la energía del Sol en azúcares, la base de la cadena trófica) está coronada con átomos de magnesio en su centro. En los animales, el magnesio ayuda al funcionamiento del ADN.

Los depósitos de magnesio en los planetas también implican la presencia de agua líquida, el medio más probable para que surja la vida. Los compuestos de magnesio absorben agua, de modo que incluso en planetas yermos y rocosos como Marte hay esperanzas de encontrar bacterias (o fósiles de bacterias) en esos depósitos. En los planetas que tienen agua (como en Europa, una de las lunas de Júpiter, que es uno de los grandes candidatos a la vida extraterrestre en nuestro sistema solar), el magnesio ayuda a mantener los océanos fluidos. Europa tiene una corteza exterior helada, pero bajo ella se extienden vastos océanos líquidos, y los datos de satélites indican que esos océanos están llenos de sales de magnesio. Como todas las sustancias disueltas, las sales de magnesio reducen el punto de congelación del agua, que permanece líquida a temperaturas menores. Las sales de magnesio también estimulan el «vulcanismo de salmuera» de los lechos rocosos que se extienden bajo los océanos. Esas sales aumentan el volumen del agua en la que están disueltas, y la presión adicional impulsa volcanes que expulsan aguas salinas y remueven las profundidades de los océanos. (La presión también produce grietas en la superficie de las láminas de hielo, dispersando hielo en el agua de los océanos, lo que es bueno si las burbujas atrapadas en el hielo resultan ser importantes para crear vida.) Además, los compuestos de magnesio (entre otros) pueden proporcionar los materiales básicos para construir la vida al erosionar del fondo oceánico compuestos ricos en carbono. A falta de la posibilidad de enviar una sonda o ver vegetación alienígena, detectar sales de magnesio en un planeta sin atmósfera es una buena señal de que algo podría estar pasando en él relacionado con la biología.

Pero supongamos que Europa está yerma. Aunque la caza de la esquivada vida alienígena use tecnología más sofisticada, todavía descansa sobre una gran suposición: que la misma ciencia que nos controla aquí vale para otras galaxias y otros tiempos. Pero si la alfa ha cambiado con el tiempo, las consecuencias para la vida alienígena potencial podrían ser enormes. Históricamente, la vida tal vez no pudiera existir hasta que alfa se «relajara» lo bastante para permitir la formación de átomos estables de carbono, y tal vez entonces la vida surgió sin esfuerzo, sin necesidad de apelar a un creador. Como Einstein determinó que el espacio y el tiempo están entrelazados, algunos físicos creen que las variaciones de alfa en el

tiempo podían implicar variaciones de alfa en el espacio. De acuerdo con esta teoría, del mismo modo que la vida surgió en la Tierra y no en la Luna porque la Tierra tenía agua y una atmósfera, tal vez la vida surgió aquí, en un planeta aparentemente aleatorio situado en una parcela del espacio que no parece tener nada de especial, porque sólo aquí se dieron las estrictas condiciones para la formación de átomos y moléculas resistentes. Esto resolvería la paradoja de Fermi de un solo golpe: nadie ha llamado a nuestra puerta porque no hay nadie.

En este momento, los indicios apuntan a que la Tierra es un objeto ordinario. A partir del análisis de perturbaciones gravitatorias en estrellas muy lejanas, los astrónomos conocen hoy miles de planetas, lo que aumenta la probabilidad de hallar vida en otro lugar. Con todo, el gran debate de la astrobiología atañe a la decisión de si la Tierra y por extensión los seres humanos ocupamos un lugar privilegiado en el universo. La búsqueda de vida extraterrestre requerirá todo el ingenio para la medición que podamos reunir, posiblemente con alguna casilla de la tabla periódica a la que hasta ahora no hemos prestado la debida atención. Todo lo que sabemos con seguridad es que si un astrónomo dirigiera su telescopio esta misma noche hacia una estrella lejana y encontrara pruebas incontestables de la presencia de vida, aunque sólo fueran unos humildes microbios, sería el descubrimiento más importante de toda la historia, la prueba de que, al final, los seres humanos no somos tan especiales. Salvo porque también existimos y podemos entender y hacer esos descubrimientos.

## Capítulo 19

### Por encima (y más allá) de la tabla periódica

87 Fr 223	85 At 210	99 Es (252)	89 Ac 227	49 In 114,818
-----------------	-----------------	-------------------	-----------------	---------------------

Hay un enigma cerca de los bordes de la tabla periódica. Los elementos muy radiactivos son siempre escasos, así que uno pensaría, intuitivamente, que el elemento que decaiga más rápidamente será también el más escaso. Y, en efecto, el elemento que desaparece de la forma más rápida y completa cada vez que aparece sobre la faz de la Tierra, el ultrafrágil francio, es muy raro. El francio desaparece de la existencia a una escala de tiempo mucho más rápida que cualquier otro átomo natural. Sin embargo, hay un elemento aún más raro que el francio. He aquí una paradoja, y para resolverla hay que salirse de los cómodos confines de la tabla periódica. Hay que partir hacia lo que los físicos nucleares consideran su Nuevo Mundo, su América por conquistar: la «isla de la estabilidad», que es la mejor y quizá única esperanza de ampliar la tabla periódica más allá de sus actuales confines.

Como sabemos, el 90 por ciento de las partículas del universo son hidrógeno, y el otro 10 por ciento es helio. Todo lo demás, incluidos los 6 millones de trillones de kilos de la Tierra, es un cósmico error de redondeo. En esos seis millones de trillones de kilos, la cantidad total de ástato, el elemento natural más escaso, es una ridícula onza, apenas 30 gramos. Para poner eso en alguna escala (apenas) comprensible, imaginemos que hemos perdido nuestro Buick Ástato en un inmenso aparcamiento y no tenemos la menor idea de dónde puede estar. Imaginemos el tedio de caminar por cada fila de cada piso y junto a todas las plazas en busca de nuestro vehículo. Para que eso se parezca de algún modo a lo que representa buscar ástato en la Tierra, este aparcamiento debería tener 100 millones de plazas en cada fila, 100 millones de filas en cada piso y 100 millones de pisos. Y tendría que haber 160 aparcamientos idénticos a éste, y entre todos esos edificios habría un solo Ástato. Mejor volver a casa caminando.

Si el ástato es tan raro, es natural preguntarse cómo lograron los científicos realizar un censo de su presencia. La respuesta es que han hecho un poco de trampa. Cualquier ástato que estuviera presente en la Tierra primigenia hace mucho tiempo que se habría desintegrado radiactivamente, pero otros elementos radiactivos a veces producen ástato tras desintegrarse emitiendo partículas alfa o beta. A partir del conocimiento de la cantidad total de sus elementos progenitores (que suelen ser elementos vecinos del uranio) y calculando la probabilidad de que cada uno de ellos se desintegre en ástato, los científicos pueden derivar unas cifras plausibles para el número de átomos de ástato que deben existir. Lo mismo puede hacerse para otros elementos. Por ejemplo, en cualquier momento existen sólo entre veinte y treinta onzas (entre medio kilo y algo más de tres cuartos) del vecino más cercano del ástato en la tabla periódica, el francio.

Lo curioso del caso es que el ástato es mucho más robusto que el francio. Si tuviéramos un millón de átomos del tipo de ástato con la vida media más larga, la mitad de esa cantidad se habría desintegrado en cuatrocientos minutos. Una muestra parecida de francio apenas aguantaría veinte minutos. El francio es tan frágil que prácticamente es inútil, y aunque apenas hay en la Tierra cantidad suficiente para que los químicos puedan detectarlo directamente (y a duras penas), nadie conseguirá nunca reunir un número suficiente de átomos para obtener una muestra visible. Si lo alguien lo lograra, la muestra sería tan intensamente radiactiva que lo mataría al instante. (El récord actual para una movilización relámpago de francio es de diez mil átomos.)

Tampoco es probable que nadie llegue a producir una muestra visible de ástato, pero al menos es útil para algo, pues se usa como radioisótopo de actuación rápida en medicina. De hecho, después de que unos científicos, bajo la dirección de Emilio Segré, identificaran el ástato en 1939, inyectaron una muestra en una cobaya para estudiarlo. Como el ástato se encuentra debajo del yodo en la tabla periódica, en el cuerpo actúa como este elemento, de modo que fue filtrado de forma selectiva y concentrado en la glándula tiroides del roedor. El ástato sigue siendo el único elemento cuyo descubrimiento fue confirmado por un animal no primate.

La extraña reciprocidad entre el ástato y el francio comienza en sus núcleos. Allí, como en todos los átomos, hay dos fuerzas que luchan por dominar: la fuerza

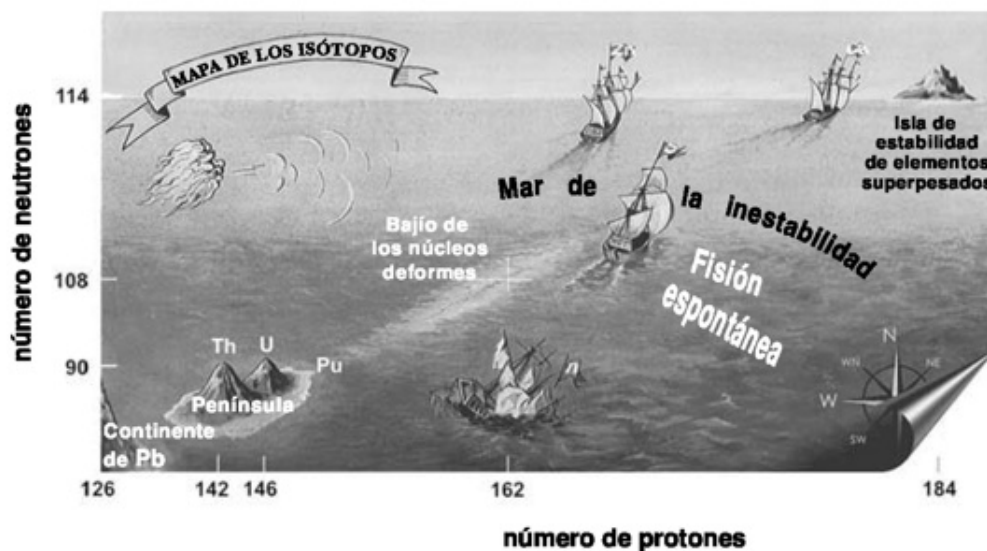
nuclear fuerte (que siempre es atrayente) y la fuerza electrostática (que puede repeler partículas). Pese a ser la más potente de las cuatro fuerzas fundamentales de la naturaleza, la fuerza nuclear fuerte tiene unos brazos ridículamente cortos. Como un *Tyrannosaurus rex*.

Si las partículas se alejan a más de unas pocas billonésimas de centímetro, la fuerza fuerte resulta impotente. Por este motivo, raramente entra en juego fuera de los núcleos y los agujeros negros. Sin embargo, dentro de su rango de acción, es cien veces más potente que la fuerza electrostática. Eso es bueno, porque mantiene unidos los protones y los neutrones en lugar de permitir que la fuerza electrostática haga pedazos el núcleo.

Cuando se llega a un núcleo del tamaño que tiene el del ástato o el francio, el reducido rango de acción de la fuerza fuerte empieza a pasarle factura, y comienza a tener problemas para mantener unidos a todos los protones y neutrones. El francio tiene ochenta y siete protones, ninguno de los cuales quiere tocarse. Sus alrededor de 130 neutrones amortiguan bien las cargas positivas, pero también añaden tanto bulto que la fuerza fuerte no puede controlar todo el núcleo y evitar una guerra civil. Esto hace que el francio (y el ástato, por razones parecidas) sea extremadamente inestable. Es razonable pensar que añadir más protones no hará más que incrementar la repulsión eléctrica, haciendo que los átomos más pesados que el francio sean más débiles.

Pero eso sólo es correcto a medias. Recordemos que Maria Goeppert-Mayer («Madre de San Diego gana el premio Nobel») desarrolló una teoría sobre elementos «mágicos» de vida larga, átomos con dos, ocho, veinte, veintiocho, etc., protones o neutrones que eran extra-estables. Otros números de protones o neutrones, por ejemplo noventa y dos, también forman núcleos compactos y bastante estables, en los que el corto alcance de la fuerza fuerte todavía puede agarrar a sus protones. Ésa es la razón de que el uranio sea más estable que el ástato o el francio, pese a ser más pesado. Así pues, a medida que nos desplazamos por la tabla periódica elemento a elemento, la lucha entre la fuerza nuclear fuerte y las fuerzas electrostáticas recuerdan a un gráfico de valores de bolsa cuando las cosas van mal, con una tendencia global hacia una disminución de la estabilidad, pero con muchas vacilaciones y fluctuaciones cuando una u otra fuerza lleva las de ganar.<sup>cxi</sup>

A partir de esta pauta general, los científicos supusieron que los elementos más pesados que el uranio irían acercándose asintóticamente a una vida de 0,0. Pero a medida que iban tanteando los elementos ultrapesados durante las décadas de 1950 y 1960, se produjo algo inesperado. En teoría, los números mágicos se extienden hasta el infinito, y resultó que después del uranio apareció un núcleo casi estable, el del elemento 114. En lugar de ser sólo ligeramente más estable, los científicos de (¿dónde si no?) la Universidad de California en Berkeley calcularon que el 114 podría sobrevivir varios órdenes de magnitud más que la decena de elementos pesados que lo preceden. Dada la vida media tan breve de los elementos pesados (microsegundos a lo sumo), esta idea resultaba extravagante y contraria a la intuición.



*Original mapa de la legendaria «isla de la estabilidad», un grupo de elementos superpesados que los científicos esperan que les permita ampliar la tabla periódica mucho más allá de sus confines actuales. Nótese el continente del plomo estable (Pb), correspondiente al cuerpo principal de la tabla periódica, las simas de los elementos inestables, y los pequeños, semiestables picos del torio y el uranio antes del mar abierto. (Yuri Oganessian, Instituto Central de Investigaciones Nucleares, Dubna, Rusia.)*

En la mayoría de los elementos artificiales, empaquetar protones y neutrones es como empaquetar explosivos, puesto que se pone más tensión en el núcleo. Sin embargo, con el elemento 114, empaquetar más TNT parecía *estabilizar* la bomba. Igualmente extraño era el hecho de que los elementos 112 y 116 parecían beneficiarse (al menos sobre el papel) de tener cerca de 114 protones. Sólo con estar cerca de aquel número casi mágico bastaba para calmarlos. Los científicos comenzaron a referirse a este grupo de elementos como la isla de la estabilidad.

Seducidos por su propia metáfora, y halagándose a sí mismos como bravos exploradores, los científicos comenzaron a preparar la conquista de la isla. Hablaron de encontrar una «Atlántida» de los elementos, y algunos, cual viejos marineros, llegaron incluso a elaborar «cartas» de color sepia de desconocidos mares nucleicos. (Uno casi espera ver monstruos marinos dibujados en las aguas.) Durante las últimas décadas, los intentos por alcanzar ese oasis de elementos superpesados han producido uno de los campos más excitantes de la física. Los científicos todavía no han arribado a tierra (para obtener elementos realmente estables, doblemente mágicos, tienen que averiguar la manera de añadir más neutrones a sus dianas), pero ya se encuentran en los bajíos de la isla, remando alrededor en busca de un puerto.

Naturalmente, una isla de estabilidad implica una franja de estabilidad sumergida, la franja centrada en el francio. El elemento ochenta y siete está a medio camino entre un núcleo mágico, el ochenta y dos, y un núcleo casi estable, el noventa y dos, así que para sus neutrones resulta muy tentador abandonar el barco y ponerse a nadar solos. De hecho, a causa de los pobres cimientos estructurales de su núcleo, el francio no es sólo el elemento natural menos estable, sino que además es menos estable que cualquiera de los elementos sintéticos hasta el 104, el desgarrado rutherfordio. Si hay una «sima de inestabilidad», el francio deja escapar burbujas desde el fondo de las Marianas.

Aun así, es más abundante que el ástato. ¿Por qué? Pues porque muchos elementos radiactivos alrededor del uranio producen francio al desintegrarse. Pero el francio, en lugar de realizar la habitual desintegración alfa y, por tanto, convertirse (tras la pérdida de dos protones) en ástato, más del 99,9 por ciento de las veces decide aliviar la presión de su núcleo con una desintegración beta, convirtiéndose en radio.



El radio inicia entonces una cascada de desintegraciones alfa que saltan por encima del ástato. Dicho de otro modo, la vía de la desintegración de muchos átomos les lleva a una breve parada en el francio, y de ahí las veinte a treinta onzas de ese elemento. Al propio tiempo, el francio envía los átomos lejos del ástato, haciendo que éste sea infrecuente. Enigma resuelto.

Ahora que ya hemos sondeado las simas, ¿qué pasa con esa isla de la estabilidad? Es dudoso que los químicos lleguen a sintetizar algún día todos los elementos hasta números mágicos muy altos. Pero tal vez puedan sintetizar un elemento 114 estable, luego el 126, y seguir camino a partir de ahí. Algunos científicos creen además que añadir electrones a átomos extrapesados puede estabilizar sus núcleos, pues los electrones podrían actuar como muelles o amortiguadores que absorban la energía que los átomos normalmente destinan a romperse en mil pedazos. De ser así, tal vez sean posibles los elementos de las series de los 140, los 160 y los 180. La isla de la estabilidad se convertiría entonces en una cadena de islas. Estas islas estables estarían cada vez más separadas, pero quizá, como los navegantes de canoa polinesios, los científicos puedan cruzar distancias impensables en el nuevo archipiélago periódico.

La parte más excitante es que esos nuevos elementos podrían no ser simplemente versiones más pesadas de los que ya conocemos, sino que presenten propiedades nuevas (recuérdese cómo el plomo emerge del linaje del carbono y el silicio). Según algunos cálculos, si los electrones pueden domeñar los núcleos superpesados, haciéndolos más estables, esos núcleos también pueden manipular electrones, en cuyo caso los electrones podrían llenar las capas y los orbitales siguiendo un orden distinto. Elementos cuya posición en la tabla debería hacerlos metales pesados normales podrían llenar sus octetos antes y comportarse como gases nobles.

No es por desafiar a los dioses de la soberbia, pero los científicos ya tienen nombres para esos elementos hipotéticos. El lector habrá observado que los elementos extrapesados de la base de la tabla tienen tres letras en lugar de dos y que todas empiezan por *u*. Se trata, una vez más, de la pertinaz influencia del latín o el griego. El todavía no descubierto elemento 119, Uue, es *un un ennium*; el elemento 122, Ubb, es *un bi bium*; <sup>cxii</sup> y así sucesivamente. Estos elementos recibirán un nombre «real» si algún día se sintetizan, pero por el momento los científicos ya

pueden escribirlos, y marcar otros elementos de interés, como el número mágico 184, el un oct quadium, con sustitutos latinos. (Y suerte de tenerlos. Con la inminente muerte del sistema binomial en biología —el sistema que nos ha dado *Felis catus* para el gato doméstico está siendo sustituido de forma gradual por los «códigos de barras» cromosómicos, así que adiós a *Homo sapiens*, el simio sabio, y hola a TCATCGGTCATTGG...— los elementos *u* quedan casi como el último residuo del latín, otrora dominante en la ciencia.)<sup>cxiii</sup>

Pero ¿hasta dónde puede extenderse esta serie de saltos de isla en isla? ¿Podemos esperar ver para siempre surgir pequeños volcanes bajo la tabla periódica, ver cómo ésta se expande y estira hasta llegar al ancho, como toca, elemento Eee, enn enn ennium, el elemento 999, o incluso más allá? ¡Ay!, me temo que no. Aun cuando los científicos pudieran averiguar de qué modo pegar elementos extrapesados, y aun cuando vayan a caer justamente en las islas de estabilidad más alejadas, lo más probable es que resbalen directamente al proceloso océano.

La razón nos lleva de vuelta a Albert Einstein y el mayor fracaso de su carrera. Pese a la firme creencia de muchos de sus entusiastas, Einstein no ganó el premio Nobel por la teoría de la relatividad, especial o general. Lo ganó por explicar un extraño efecto de la mecánica cuántica, el efecto fotoeléctrico. Su solución proporcionó la primera prueba real de que la mecánica cuántica no era una burda solución provisional para justificar experimentos anómalos, sino que realmente se correspondía con la realidad. Y el hecho de que fuera Einstein quien encontrara la primera prueba es irónico por dos razones. En primer lugar, a medida que se fue haciendo viejo y huraño, Einstein comenzó a desconfiar de la mecánica cuántica. La naturaleza estadística y profundamente probabilística de esta teoría se le antojaba demasiado parecida a un juego de azar, lo que le llevó a objetar que «Dios no juega a los dados con el universo». Estaba equivocado, y es una lástima que la mayoría de la gente desconozca la réplica de Niels Bohr: «¡Einstein! Deje de decirle a Dios lo que tiene que hacer».

En segundo lugar, aunque Einstein dedicó su carrera a intentar unificar la mecánica cuántica y la relatividad en una coherente y grácil «teoría de todo», no lo consiguió. O al menos no del todo. A veces cuando las dos teorías se tocan, se complementan de una forma brillante: las correcciones probabilísticas de la velocidad de los

electrones ayudan a explicar por qué el mercurio (el elemento al que siempre le sigo la pista) es un líquido y no el sólido que cabría esperar a temperatura ambiente. Y nadie podría haber creado el elemento que lleva su nombre, el número noventa y nueve, einstenio, sin un conocimiento de las dos teorías. Pero en conjunto, las ideas de Einstein sobre la gravedad, la velocidad de la luz y la relatividad no acaban de encajar en la mecánica cuántica. En algunos casos, donde las dos teorías se encuentran, como en el interior de los agujeros negros, todas las bellas ecuaciones se desmoronan.

Ese desmoronamiento podría implicar los límites de la tabla periódica. Volviendo a la analogía del electrón-planeta, del mismo modo que Mercurio da una rápida vuelta alrededor del Sol cada tres meses mientras que Neptuno se demora 165 años en completar una órbita, los electrones interiores orbitan mucho más rápido alrededor del núcleo que los electrones de las capas más exteriores. La velocidad exacta depende de la relación entre el número de protones presentes y  $\alpha$ , la constante de estructura fina discutida en el capítulo anterior. A medida que esa relación se acerca a uno, los electrones vuelan cada vez más cerca de la velocidad de la luz. Pero, como se recordará,  $\alpha$  está (o eso creemos) fija en un valor de  $1/137$ , más o menos. Más allá de 137 protones, los electrones interiores tendrían que ir más deprisa que la velocidad de la luz, algo que, de acuerdo con la teoría de la relatividad de Einstein, nunca puede ocurrir.

Este elemento hipotéticamente último, el 137, suele llamarse «feynmanio», por Richard Feynman, el primer físico que comprendió todo este berenjenal. El mismo que dijo de  $\alpha$  que es «uno de los mayores y más condenados misterios del universo», y ahora se comprenderá por qué. Cuando la irresistible fuerza de la mecánica cuántica se encuentre con el objeto inamovible de la relatividad justo después del feynmanio, algo tendrá que ceder. Nadie sabe qué.

Algunos físicos, el tipo de gente que piensa seriamente en los viajes en el tiempo, creen que la relatividad podría tener algún resquicio que permita a unas partículas especiales (y, convenientemente, no observables) llamadas taquiones ir más deprisa de los 300.000 kilómetros por segundo de la velocidad de la luz. El problema de los taquiones es que podrían moverse hacia atrás en el tiempo. Así que si unos superquímicos algún día consiguen crear el feynmanio-más-uno, un tri

octium, ¿se convertirán sus electrones interiores en viajeros en el tiempo mientras el resto del átomo se mantiene inmutable? Probablemente no. Probablemente la velocidad de la luz imponga un techo inamovible sobre el tamaño de los átomos, lo cual acabaría con todas esas fantaseadas islas de estabilidad tan completamente como las bombas atómicas acabaron con atolones de coral en la década de 1950.

¿Significa eso que la tabla periódica quedará muerta en poco tiempo? ¿Fija y congelada, un fósil?

No, no y otra vez no.

Si algún día aterrizan y aparcan aquí unos extraterrestres, nada nos garantiza que seamos capaces de comunicarnos con ellos, dejando de lado el hecho obvio de que no hablarán «terráqueo». Tal vez usen feromonas o pulsos de luz para comunicarse; incluso, si se da la muy, muy improbable posibilidad de que no estén hechos de carbono, puede que resulte tóxico tenerlos por aquí. Aunque lográramos llegar a sus mentes, es posible que nuestras preocupaciones primarias, como el amor, los dioses, el respeto, la familia, el dinero o la paz, no les digan absolutamente nada. Entre las pocas cosas que podemos poner frente a ellos con la seguridad de que podrán comprenderlas están los números como pi y la tabla periódica.

Naturalmente, me refiero a las *propiedades* de la tabla periódica, pues el aspecto estándar de castillo que tiene nuestra tabla, aunque grabado en la contraportada de cada libro de química actual, no es más que una de varias maneras de disponer los elementos. Muchos de nuestros abuelos crecieron con una tabla bastante distinta, con sólo ocho columnas de ancho de arriba abajo. Se parecía más a un calendario, con todas las filas de los metales de transición partidas en dobles triángulos, como los desafortunados 30 y 31 de algunos meses en algunos calendarios. Más dudosa aún era la práctica de alguno de meter los lantánidos en el cuerpo principal de la tabla, creando una muchedumbre caótica.

Nadie pensó en darles un poco más de espacio a los metales de transición hasta que Glenn Seaborg y sus colegas de (¿dónde va a ser?) la Universidad de California en Berkeley rehicieron la tabla periódica entera entre finales de la década de 1930 y principios de la de 1960. No es sólo que añadieran elementos. También se dieron cuenta de que algunos elementos, como el actinio, no encajaban en el esquema con

el que habían crecido. Resulta un poco raro decirlo, pero lo cierto es que hasta entonces los químicos no se acababan de tomar en serio la periodicidad. Creían que los lantánidos y su molesta química eran excepciones a las reglas normales de la tabla periódica, que ningún elemento por debajo de los lantánidos escondería nunca electrones y se desviaría del mismo modo de la química de los metales de transición. Pero la química de los lantánidos se repite. Tiene que hacerlo: ése es el imperativo categórico de la química, *la* propiedad de los elementos que los extraterrestres reconocerían. Del mismo modo que reconocerían, igual que hizo Seaborg, que los elementos divergen en algo nuevo y extraño justo después del actinio, el elemento ochenta y nueve.

El actinio fue el elemento clave que dio a la tabla su forma actual, pues Seaborg y sus colegas decidieron separar a todos los elementos pesados entonces conocidos, los que hoy llamamos actínidos, por el primero de sus hermanos, y acordonarlos en la base de la tabla. Ya puestos a mover esos elementos, decidieron darles más espacio a los metales de transición, así que en lugar de apretujarlos en triángulos, añadieron diez columnas a la tabla. Esta forma de organizar la tabla tenía tanto sentido que la gente copió a Seaborg. Pasó un tiempo antes de que fueran desapareciendo los de la línea dura que preferían la vieja tabla, pero en la década de 1970 el calendario periódico dejó paso por fin al castillo periódico, el baluarte de la química moderna.

Pero ¿quién dice que ésa es la forma ideal? La forma columnar ha predominado desde los tiempos de Mendeléev, pero el propio Mendeléev diseñó treinta tablas periódicas distintas, y desde entonces hasta los años setenta los científicos diseñaron setecientas variaciones. Algunos químicos prefieren arrancar la torre de uno de los lados y pegarla a la otra torre, de manera que la tabla parece más bien una escalera deforme. Otros juegan con el hidrógeno y el helio, colocándolos en columnas distintas para resaltar que esos dos elementos, que no siguen la regla del octeto, se comportan de un modo peculiar químicamente.

Y la verdad es que puestos a jugar con la forma de la tabla periódica, no hay razón para limitarse a las formas rectilíneas.<sup>cxiv</sup> Una ingeniosa tabla moderna recuerda una colmena en la cual las celdillas hexagonales forman espirales con brazos cada vez más amplios a partir de un núcleo de hidrógeno. Astrónomos y astrofísicos tal vez

prefieran la versión en la que un «sol» de hidrógeno reposa en el centro de la tabla, mientras el resto de los elementos parecen describir órbitas a su alrededor como planetas con sus satélites. Los biólogos han dibujado la tabla periódica sobre hélices, como la de nuestro ADN, y los locos de la informática han esbozado tablas periódicas en las que filas y columnas se retuercen hasta tocar sus extremos y le dan la vuelta al papel como en un tablero de parchís. Alguien incluso tiene una patente registrada en Estados Unidos (#6361324) para un cubo de Rubik piramidal que en sus caras lleva los elementos.

Los aficionados a la música han plasmado los elementos sobre un pentagrama, y nuestro viejo amigo William Crookes, el espiritualista, diseñó, como correspondía a su carácter, dos fantasiosas tablas periódicas, una en forma de flauta y la otra en forma de pretzel. Mis tablas favoritas son una en forma de pirámide, que de manera muy sensata se ensancha fila a fila y demuestra de forma gráfica dónde surgen los nuevos orbitales y cuántos más elementos caben en el sistema, y una recortable con pliegues por en medio que no acabo de entender pero me gusta porque me recuerda a una cinta de Möbius.

Ni siquiera tenemos por qué limitar las tablas periódicas a dos dimensiones. Los antiprotones de carga negativa que Segré descubrió en 1955 se aparean muy bien con antielectrones (es decir, positrones) formando átomos de antihidrógeno. En teoría, podría existir también cualquiera de los otros antielementos de la tabla periódica. Y aparte de esa versión especular de la tabla periódica habitual, los químicos están explorando nuevas formas de materia que podrían multiplicar el número de «elementos» conocidos en centenares, si no miles.

Primero están los superátomos. Estos agregados de entre ocho y un centenar de átomos de un mismo elemento, tienen la espeluznante capacidad de imitar átomos individuales de otros elementos. Por ejemplo, trece átomos de aluminio agrupados del modo correcto hacen un estupendo bromo: las dos entidades son indistinguibles en las reacciones químicas. Y esto es así a pesar de que el agregado es trece veces mayor que un átomo de bromo y a pesar de que el aluminio no se parece en nada a la base de tantos gases lacrimógenos. Otras combinaciones de aluminio pueden imitar gases nobles, semiconductores, materiales óseos como el calcio, o elementos de prácticamente cualquier otra región de la tabla periódica.

Los agregados funcionan del siguiente modo. Los átomos se disponen en forma de un poliedro tridimensional, donde cada uno de los átomos imita un protón o neutrón en un núcleo colectivo. Una diferencia es que los electrones pueden fluir por el interior de este bulto nuclear blando, y que los átomos comparten los electrones de forma colectiva. Con sarcasmo, los científicos llaman a este estado de la materia «jellium». Dependiendo de la forma del poliedro y del número de nodos y aristas, el *jellium* tendrá más o menos electrones para compartir en reacciones con otros átomos. Si tiene siete, actuará como bromo u otro halógeno. Si son cuatro, actuará como silicio o un semiconductor. Los átomos de sodio también pueden convertirse en *jellium* e imitar a otros elementos. Y no hay razón para pensar que otros elementos no puedan imitar a otros elementos, o incluso que todos los elementos puedan imitar a todos los elementos, en un monumental lío de lo más borgiano. Estos descubrimientos están obligando a los científicos a clasificar todas las nuevas especies en tablas que, como las transparencias de un libro de texto de anatomía, tienen que superponerse al esqueleto periódico.

Por raro que resulte el *jellium*, al menos los agregados se parecen a átomos normales. No pasa lo mismo con la segunda manera de añadir profundidad a la tabla periódica. Un punto cuántico es una especie de átomo holográfico, virtual, que sin embargo obedece las reglas de la mecánica cuántica. Son varios los elementos que pueden formar puntos cuánticos, pero uno de los mejores es el indio, un metal plateado, pariente del aluminio, que se aloja justo en la frontera entre los metales y los semiconductores.

Para construir un punto cuántico, los científicos erigen una diminuta Torre del Diablo,<sup>20</sup> apenas visible para el ojo humano. Como los estratos geológicos, esta torre está formada por capas; desde la base hacia la cima, hay un semiconductor, una fina capa de un aislante (una cerámica), indio, una capa gruesa de cerámica, y una cubierta metal en lo alto. A esta cubierta metálica se le aplica una carga eléctrica positiva, que atrae los electrones. Éstos corren hacia la cima hasta que llegan al aislante, que no pueden atravesar. Sin embargo, si el aislante es lo bastante fino, un electrón (que a un nivel fundamental no es más que una onda)

---

<sup>20</sup> Devils Tower, el monumento nacional geológico de Estados Unidos célebre por la película de Spielberg, (N. del T.)

puede sacarse de la manga un truco de la mecánica cuántica y llegar al indio como a través de un «túnel».

En este momento, los científicos cierran el voltaje, atrapando el electrón huérfano. El indio permite que los electrones fluyan a sus anchas entre los átomos, pero no hasta el punto de que un electrón desaparezca en el interior de la capa. Así que el electrón se queda como cerniéndose, móvil pero discreto, y si la capa de indio es lo bastante fina y estrecha, el millar más o menos de átomos de indio quedan unidos y actúan como un átomo colectivo, compartiendo entre todos el electrón atrapado. Si se introducen dos o más electrones en el punto cuántico, adoptarán espines opuestos en el interior del indio y quedarán separados en orbitales y capas de tamaño extragrande. Es difícil exagerar lo raro que es todo esto, algo así como obtener los átomos gigantes de un condensado de Bose-Einstein pero sin tener que molestarse en enfriar las cosas a una milmillonésima de grado por encima del cero absoluto. Además, no es un ejercicio ocioso: los puntos tienen un enorme potencial para las «computadoras cuánticas» de nueva generación, pues los científicos pueden controlar los electrones individuales y, en consecuencia, realizar cálculos con ellos, un procedimiento mucho más rápido y limpio que canalizar miles de millones de electrones a través de semiconductores en los circuitos integrados que inventó Jack Kilby hace unos cincuenta años.

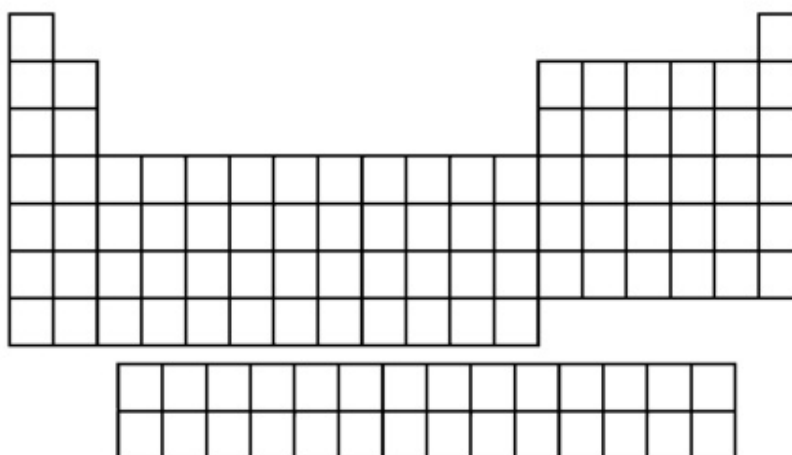
Tampoco la tabla periódica será lo mismo después de los puntos cuánticos. Como los puntos, también conocidos como átomos tortita («pancake atoms»), son tan planos, las capas electrónicas son distintas de las habituales. De hecho, por el momento la tabla periódica de las tortitas tiene un aspecto bastante distinto del de la tabla periódica a la que estamos acostumbrados. De entrada, es más estrecha, porque no se aplica la regla del octeto. Los electrones llenan las capas más deprisa, y los gases nobles no reactivos están separados por menos elementos. Eso no impide que otros puntos cuánticos más reactivos compartan electrones y formen enlaces con otros puntos cuánticos cercanos formando... lo que sea que formen. A diferencia de los superátomos, no existen elementos del mundo real que sirvan de análogos adecuados para los «elementos» formados por puntos cuánticos.

De todas formas, al final no cabe duda de que la tabla de Seaborg, la de las filas y torres, con los lantánidos y actínidos como fosos en la base del castillo, dominará



las clases de química durante muchas generaciones. Es una buena combinación de tabla fácil de construir y fácil de aprender. Pero es una lástima que no haya más libros de texto que complementen la tabla de Seaborg, que aparece impresa en el interior de la portada de todos los libros de química, con alguna muestra de algunas de las tablas alternativas más sugerentes impresa en la contraportada: formas tridimensionales que se alcen y comben en la página, que acerquen a los elementos más distantes, sugiriendo un vínculo cuando por fin los vemos lado con lado. Me encantaría poder donar mil dólares a algún grupo sin ánimo de lucro que apoye los trabajos imaginativos de diseño de la tabla periódica de acuerdo con nuevos principios organizativos. La tabla periódica actual nos ha sido de gran ayuda hasta ahora, pero reimaginarla y recrearla es importante para los humanos (al menos para algunos de nosotros). Además, si alguna vez nos visitan extraterrestres, quiero dejarlos impresionados con nuestro ingenio. Y tal vez, sólo tal vez, para que en nuestra colección encuentren alguna forma que reconozcan.

Pero quién sabe, igual nuestra vieja retícula de filas y torres, con su maravillosa y nítida simplicidad, capte su atención. Quizá, pese a todas sus formas alternativas de disponer los elementos, pese a todo lo que sepan de superátomos y puntos cuánticos, vean en nuestra tabla algo que aún no habían visto. Quizá cuando les expliquemos cómo leer la tabla en todos sus niveles, silben (o lo que sea que hagan) para demostrar su admiración, asombrados por todo lo que nosotros, los seres humanos, hemos sido capaces de empaquetar en nuestra tabla periódica de los elementos.



## Reconocimientos y agradecimientos

Ante todo quiero dar las gracias a mis allegados. A mis padres, que me animaron a escribir y no me preguntaron demasiado a menudo qué iba a hacer con mi vida cuando me puse a hacerlo. A mi querida Paula, que me cogió de la mano. A mis hermanos, Ben y Becca, que me enseñaron a ser travieso. A todos mis otros amigos y familiares de Dakota del Sur y de todo el país, que me ayudaron y me hicieron salir de casa. Y, finalmente, a mis diversos maestros y profesores, pues fueron ellos quienes primero me contaron algunas de las historias que aparecen aquí, sin ser conscientes de que estaban haciendo algo tan valioso.

Vaya mi agradecimiento también a mi agente, Rick Broadhead, que creyó que este proyecto era una buena idea y que yo era la persona que debía escribirlo. También tengo una gran deuda con John Parsley, mi editor en Little, Brown, que vio en qué podía convertirse este libro y ayudó a darle forma. Igualmente valiosa fue la ayuda prestada por muchos otros en Little, Brown, entre ellos Cara Eisenpress, Sarah Murphy, Peggy Freudenthal, Barbara Jatkola, y muchas otras personas anónimas que contribuyeron a diseñar y mejorar este libro.

También quiero expresar mi agradecimiento a las muchas, muchísimas personas que contribuyeron a mejorar capítulos y pasajes concretos, ya fuera enriqueciendo las historias, ya ayudándome a encontrar alguna información u ofreciendo parte de su tiempo para explicarme algo. La lista incluye a Stefan Fajans; Theodore Gray de [www.periodictable.com](http://www.periodictable.com); Barbara Stewart de Alcoa; Jim Marshall de la Universidad de North Texas; Eric Scerri de la Universidad de California en Los Ángeles; Chris Reed de la Universidad de California, Riverside; Nadia Izakson; el equipo de comunicación de Chemical Abstracts Service; y el personal y bibliotecarios de la sección de referencia científica de la Biblioteca del Congreso. Si me he dejado a alguien fuera de esta lista, le pido disculpas. Sigo agradecido, aunque abochornado. Por último, tengo una especial deuda de gratitud con Dmitri Mendeléev, Julius Lothar Meyer, John Newlands, Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois, William Odling, Gustavus Hinrichs y todos los otros científicos que desarrollaron la tabla

periódica, así como con otros miles de científicos que contribuyeron a construir estas fascinantes historias sobre los elementos.

### Bibliografía

Éstos no son, ni de lejos, los únicos libros que he consultado al informarme para este libro; el lector encontrará más referencias a mis fuentes en la sección de Notas. Los que siguen son simplemente los mejores títulos para un público general, para quien quiera saber más sobre la tabla periódica o los elementos que contiene.

- Patrick Coffey, *Cathedrals of Science: The Personalities and Rivalries That Made Modern Chemistry*, Oxford University Press, 2008.
- John Emsley, *Nature's Building Blocks: An A–Z Guide to the Elements*, Oxford University Press, 2003.
- Sheilla Jones, *The Quantum Ten*, Oxford University Press, 2008.
- T. R. Reid, *The Chip: How Two Americans Invented the Microchip and Launched a Revolution*, Random House, 2001.
- Richard Rhodes, *The Making of the Atomic Bomb*, Simon & Schuster, 1995.
- Oliver Sacks, *Awakenings*, Vintage, 1999. (Hay trad. cast.: *Despertares*, Anagrama, Barcelona, 2011).
- Eric Scerri, *The Periodic Table*, Oxford University Press, 2006.
- Glenn Seaborg y Eric Seaborg, *Adventures in the Atomic Age: From Watts to Washington*, Farrar, Straus and Giroux, 2001.
- Tom Zoellner, *Uranium*, Viking, 2009.

## Tabla Periódica

Tabla Periódica de Elementos																<sup>1</sup> H 1.008	<sup>2</sup> He 4.003		
<sup>3</sup> Li 6.941	<sup>4</sup> Be 9.012															<sup>9</sup> F 18.998	<sup>10</sup> Ne 20.180		
<sup>11</sup> Na 22.990	<sup>12</sup> Mg 24.305															<sup>15</sup> P 30.974	<sup>16</sup> S 32.066	<sup>17</sup> Cl 35.453	<sup>18</sup> Ar 39.948
<sup>19</sup> K 39.098	<sup>20</sup> Ca 40.078	<sup>21</sup> Sc 44.956	<sup>22</sup> Ti 47.867	<sup>23</sup> V 50.941	<sup>24</sup> Cr 51.996	<sup>25</sup> Mn 54.938	<sup>26</sup> Fe 55.845	<sup>27</sup> Co 58.933	<sup>28</sup> Ni 58.693	<sup>29</sup> Cu 63.546	<sup>30</sup> Zn 65.384	<sup>31</sup> Ga 69.723	<sup>32</sup> Ge 72.641	<sup>33</sup> As 74.922	<sup>34</sup> Se 78.963	<sup>35</sup> Br 79.904	<sup>36</sup> Kr 83.798		
<sup>37</sup> Rb 85.468	<sup>38</sup> Sr 87.621	<sup>39</sup> Y 88.906	<sup>40</sup> Zr 91.224	<sup>41</sup> Nb 92.906	<sup>42</sup> Mo 95.942	<sup>43</sup> Tc 98.906	<sup>44</sup> Ru 101.072	<sup>45</sup> Rh 102.905	<sup>46</sup> Pd 106.421	<sup>47</sup> Ag 107.868	<sup>48</sup> Cd 112.412	<sup>49</sup> In 114.818	<sup>50</sup> Sn 118.711	<sup>51</sup> Sb 121.760	<sup>52</sup> Te 127.603	<sup>53</sup> I 126.904	<sup>54</sup> Xe 131.294		
<sup>55</sup> Cs 132.905	<sup>56</sup> Ba 137.327	<sup>57</sup> La 138.905	<sup>58</sup> Hf 178.492	<sup>59</sup> Ta 180.948	<sup>60</sup> W 183.841	<sup>61</sup> Re 186.207	<sup>62</sup> Os 190.233	<sup>63</sup> Ir 192.222	<sup>64</sup> Pt 195.085	<sup>65</sup> Au 196.967	<sup>66</sup> Hg 200.592	<sup>67</sup> Tl 204.383	<sup>68</sup> Pb 207.2	<sup>69</sup> Bi 208.980	<sup>70</sup> Po 209	<sup>71</sup> At 210	<sup>72</sup> Rn 222		
<sup>87</sup> Fr 223	<sup>88</sup> Ra 226	<sup>89</sup> Ac 227	<sup>90</sup> Rf 261	<sup>91</sup> Db 262	<sup>92</sup> Sg 266	<sup>93</sup> Bh 268	<sup>94</sup> Hs 271	<sup>95</sup> Mt 272	<sup>96</sup> Ds 273	<sup>97</sup> Rg 274	<sup>98</sup> Cn 285	<sup>99</sup> Uuq 288	<sup>100</sup> Uuq 289	<sup>101</sup> Uup 289	<sup>102</sup> Uuh 293	<sup>103</sup> Uuo 294	<sup>104</sup> Uuo 294		

Tabla Periódica de Elementos

<sup>57</sup> La 138.905	<sup>58</sup> Ce 140.116	<sup>59</sup> Pr 140.908	<sup>60</sup> Nd 144.242	<sup>61</sup> Pm 145.0	<sup>62</sup> Sm 150.362	<sup>63</sup> Eu 151.964	<sup>64</sup> Gd 157.253	<sup>65</sup> Tb 158.925	<sup>66</sup> Dy 162.500	<sup>67</sup> Ho 164.930	<sup>68</sup> Er 167.259	<sup>69</sup> Tm 168.934	<sup>70</sup> Yb 173.043	<sup>71</sup> Lu 174.967
<sup>89</sup> Ac 227	<sup>90</sup> Th 232.038	<sup>91</sup> Pa 231.036	<sup>92</sup> U 238.029	<sup>93</sup> Np 237	<sup>94</sup> Pu 244	<sup>95</sup> Am 243	<sup>96</sup> Cm 247	<sup>97</sup> Bk 247	<sup>98</sup> Cf 251	<sup>99</sup> Es 252	<sup>100</sup> Fm 257	<sup>101</sup> Md 259	<sup>102</sup> No 259	<sup>103</sup> Lr 262

<sup>i</sup> También gracias al mercurio aprendí meteorología. La última campanada del toque de difuntos de la alquimia sonó el día después de Navidad de 1759, cuando dos científicos rusos que intentaban averiguar lo fría que podía llegar a ser una mezcla de nieve y ácido, congelaron accidentalmente el mercurio de su termómetro. Éste es el primer caso registrado de Hg sólido, y ante tal evidencia, el fluido inmortal de los alquimistas hubo de ser desterrado al reino de la materia ordinaria.

Más tarde, el mercurio también fue politizado, pues en Estados Unidos algunos activistas realizaron una enérgica campaña contra los peligros (del todo infundados) del mercurio en las vacunas.

<sup>ii</sup> Dos científicos observaron los primeros indicios del helio (en forma de una línea espectral desconocida, en el intervalo del amarillo) durante un eclipse en 1868, de ahí el nombre del elemento, del griego helios, sol. El elemento no fue aislado en la Tierra hasta 1895 mediante una meticulosa extracción de helio de unas rocas. (Más al respecto en el capítulo 17.) Durante ocho años, se creyó que el helio sólo se encontraba en la Tierra en cantidades minúsculas, hasta que, en 1903, unos mineros descubrieron una gran reserva subterránea en Kansas. Intentaron encender una llama en un gas que escapaba de una grieta en el suelo, sin conseguirlo.

<sup>iii</sup> Para insistir en que los átomos son sobre todo espacio vacío, veamos lo que escribió al respecto Allan Blackman, un químico de la Universidad de Otago, en Nueva Zelanda, en el número del Otago Daily Times del 28 de enero de 2008: «Consideremos el más denso de todos los elementos, el iridio; una muestra de este elemento del tamaño de una pelota de tenis pesaría algo más de 3 kilogramos. [...]

Supongamos que de algún modo pudiéramos empaquetar perfectamente todos los núcleos de iridio, eliminando de este modo la mayor parte del espacio vacío. [...]

Una pelota de tenis de este material compactado pesaría ahora la asombrosa cifra de siete billones de toneladas». Como nota a esta nota, cabe observar que nadie sabe de verdad si el iridio es el elemento más denso. Su densidad es tan parecida a la del osmio que los científicos no pueden distinguir entre las dos, de modo que estos elementos han ido alternando su lugar en la cima de la montaña a lo largo de las últimas décadas. En este momento, la cima la ocupa el osmio.

<sup>iv</sup> Al lector que desee saber más sobre Lewis y Nernst (y sobre muchos otros personajes, como Linus Pauling y Fritz Haber), le recomiendo encarecidamente *Cathedrals of Science: The Personalities and Rivalries That Made Modern Chemistry*, de Patrick Coffey. Se trata de un relato, centrado en los personajes, de la época más importante de la química moderna, más o menos entre 1890 y 1930.

<sup>v</sup> Otros datos sobre el antimonio:

1. Mucho de lo que sabemos de la alquimia y el antimonio proviene de un libro de 1604, *Currus Triumphalis Antimonii* (Carro triunfal del antimonio), escrito por Johann Thölde. Para promocionar su libro, Thölde dijo que se había limitado a traducirlo de un texto de 1450 escrito por un monje, Basilius Valentinus. Temeroso de ser perseguido por sus creencias, Valentinus habría escondido el texto en un pilar de su monasterio, donde habría permanecido oculto hasta que un «rayo milagroso» partió en dos el pilar en tiempos de Thölde, gracias a lo cual éste pudo descubrir el manuscrito.
2. Aunque muchos decían del antimonio que era hermafrodita, otros insistían en que era la esencia de la femineidad, y es por ello por lo que el símbolo químico del antimonio,  $\text{Sb}$ , se convirtió en el símbolo general para «hembra».
3. En la década de 1930, una provincia pobre de China se las arregló con lo que tenía a mano y decidió fabricar moneda con antimonio, el único recurso que poseía. Pero el antimonio es blando, se desgasta fácilmente y es ligeramente tóxico, que no son buenas propiedades para hacer monedas, de modo que el gobierno no tardó en retirarlas. Aunque eran calderilla, en la actualidad los coleccionistas pagan por ellas miles de dólares.

<sup>vi</sup> Una definición más simple pero menos llamativa de *honorificabilitudinitatibus* es «con honorabilidad». El anagrama de Bacon en esta palabra es «Hi ludi, F. Baconis nati, tuiti orbi», que se traduce como «Estas obras, nacidas de Francis Bacon, se preservan para el mundo».

<sup>vii</sup> Existe cierta confusión acerca de cuál es la palabra más larga que ha aparecido en Chemical Abstracts. Para muchos es la proteína del virus del mosaico del tabaco,  $\text{C}_{785}\text{H}_{1220}\text{N}_{212}\text{O}_{248}\text{S}_2$ , pero para un número considerable es la «proteína de la triptófano sintasa  $\alpha$ », una pariente cercana de la sustancia química que muchos creen (equivocadamente) que produce la somnolencia después de comer pavo (es una leyenda urbana). La proteína del triptófano,  $\text{C}_{1289}\text{H}_{2051}\text{N}_{343}\text{O}_{375}\text{S}_8$ , ocupa 1.913 letras, un 60 por ciento más larga que la proteína del virus del mosaico, y en muchas fuentes (algunas ediciones de Libro Guinness de los récords, Urban Dictionary ([www.urbandictionary.com](http://www.urbandictionary.com)), Mrs. Byrne's Dictionary of Unusual, Obscure, and Preposterous Words) se cita al triptófano como la palabra más larga. Pero tras pasar horas y horas entre las mal iluminadas estanterías de la Biblioteca del Congreso, no logré encontrar la molécula del triptófano en Chemical Abstracts. No parece que haya aparecido nunca escrita en su forma completa. Para estar del todo seguro, busqué hasta encontrar el artículo académico que anunció la fórmula de esta proteína (que no estaba en Chemical Abstracts), y en él los autores decidieron abreviar la secuencia de aminoácidos. Así que, por lo que yo sé, su nombre completo nunca ha aparecido impreso, lo que probablemente explique por qué en ediciones posteriores desapareció de la lista de palabras más largas del Guinness.

Lo que sí pude encontrar impreso es el nombre de la proteína del virus del mosaico del tabaco, que aparece dos veces, primero en la página 967F de un volumen marrón llamado Chemical Abstracts 370 Formula Index, Jan.-June 1964, y en la página 6717F de Chemical Abstracts 7th Coll. Formulas,  $\text{C}_{23}\text{H}_{32}\text{-Z}$ , 56-65, 1962-1966. Ambos libros

son compendios que recogen datos de todos los artículos científicos de química publicados entre las fechas que aparecen en su título. Eso significa, en contra de otras referencias sobre la palabra más larga del mundo (especialmente en la web), que el nombre impreso del virus del mosaico apareció cuando se publicaron esos tomos en 1964 y 1966, y no en 1972.

Pero aún hay más. El artículo sobre el triptófano apareció en 1964, y en ese compendio de Chemical Abstracts de 1962-1966 se incluyen otras moléculas con más Cs, Hs, Ns, Os y Ss que el virus del mosaico del tabaco. Entonces, ¿por qué no aparece impreso su nombre completo? Porque esos artículos aparecieron después de 1965, el año en que Chemical Abstracts Service, la compañía de Ohio que recopila todos estos datos, revisó su sistema de nomenclatura para los nuevos compuestos y comenzó a ponerle freno a los nombres demasiado aparatosos.

Pero ¿por qué se molestaron en imprimir el nombre completo de la proteína del virus del mosaico del tabaco en un compendio de 1966? Lo podían haber abreviado, pero fue eximida de las nuevas reglas.

Para añadirle un rizo más a la historia, el artículo original de 1964 sobre el virus del mosaico del tabaco se publicó en alemán. Pero Chemical Abstracts es un documento en lengua inglesa, en la buena tradición de obras de referencia de Samuel Johnson y el OED (Oxford English Dictionary), y no imprimió el nombre para llamar la atención sino para transmitir conocimiento, así que no hay duda de que cuenta.

¡Uf!

Por cierto, estoy en deuda con Eric Shively, Crystal Poole Bradley y sobre todo Jim Corning de Chemical Abstracts Service por ayudarme a resolver este acertijo. No tenían por qué ayudarme a responder mis confusas preguntas («Hola. Estoy intentando encontrar la palabra más larga de la lengua inglesa, y no estoy seguro de cuál es...»), pero lo hicieron.

A propósito, además de ser el primer virus jamás descubierto, el virus del mosaico del tabaco fue el primero del que se analizó de manera rigurosa su forma y estructura. Muchos de los mejores trabajos en este ámbito se debieron a Rosalind Franklin, la experta en cristalografía que de forma generosa pero ingenua compartió sus datos con Watson y Crick (véase el capítulo 8). Ah, y la «a» de «proteína triptófano sintasa a» se remonta a las investigaciones de Linus Pauling sobre cómo saben las proteínas de qué manera tienen que plegarse para adoptar la forma correcta (véase también el capítulo 8).

<sup>viii</sup> Unas pocas almas muy pacientes han colgado en la red la secuencia completa de la titina. He aquí las estadísticas: ocupa cuarenta y siete páginas a un espacio en un documento de Microsoft Word con el tipo Times New Roman de 12 puntos. Contiene más de 34.000 aminoácidos, y en ella aparece la / 43.781 veces, la y más de 30.710 veces, y/l más de 27.120 veces; y la e tan sólo 9.229 veces.

<sup>ix</sup> De un documental del programa Frontline de la cadena pública PBS titulado «Los implantes de pecho a juicio»: «El contenido en silicio de los organismos vivos decrece a medida que aumenta su complejidad. El cociente entre el silicio y el carbono es 250:1 en la corteza de la Tierra, 15:1 en el humus del suelo [la materia orgánica del suelo], 1:1 en el plancton, 1:100 en los helechos y 1:5.000 en los mamíferos».

<sup>x</sup> La cita sobre el organismo conjunto formado por Bardeen y Brattain procede de un documental de PBS, *Transistorized!*

<sup>xi</sup> El «banco de esperma de genios» de Shockley, con sede en California, recibió oficialmente el nombre de Repositorio para la Elección Germinal. Shockley es el único premio Nobel que admitió públicamente que había donado, aunque el fundador del banco de esperma, Robert K. Graham, afirmaba que también habían donado otros.

<sup>xii</sup> El lector interesado podrá hallar más información sobre Kilby y la tiranía de los números en el maravilloso libro *The Chip: How Two Americans Invented the Microchip and Launched a Revolution*, de T. R. Reid. Como curiosidad, un DJ de un club que usaba el sobrenombre de «Jack Kilby», publicó en 2006 un CD titulado *Microchip EP*, con la fotografía de un envejecido Kilby en la cubierta. Incluye canciones como «Neutronium », «Byte My Scarf», «Integrated Circuit» y «Transistor».

<sup>xiii</sup> Hoy puede parecernos increíble que Mendeléev se negara a creer en la realidad de los átomos, pero éste no era un punto de vista insólito entre los químicos de la época. Se negaban a creer en cualquier cosa que no pudieran ver con sus propios ojos, y trataban a los átomos como abstracciones, como una forma útil de llevar las cuentas, tal vez, pero en cualquier caso ficticia.

<sup>xiv</sup> La mejor descripción de los seis científicos que compitieron para presentar la primera ordenación sistemática de los elementos puede encontrarse en *The Periodic Table*, de Eric Scerri. Hay otras tres personas a las que suele atribuirse el mérito de coinventar el sistema periódico, o al menos de contribuir a su desarrollo.

Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois descubrió, según Scerri, «el paso más importante de todos» para el desarrollo de la tabla periódica, «que las propiedades de los elementos son una función periódica de sus pesos atómicos, siete años antes de que Mendeléev llegase a la misma conclusión». De Chancourtois, que era geólogo, dibujó su sistema periódico en una espiral alrededor de un cilindro, como la rosca de un tornillo. La posibilidad de que recibiera el mérito por la tabla se vio frustrada porque su editor no logró averiguar cómo reproducir el crucial diagrama de rosca de manera que se mostrasen todos los elementos. Al final, el editor se rindió e imprimió el artículo sin el diagrama. ¡A ver quién consigue entender una tabla periódica sin verla! No obstante, la causa de De Chancourtois como fundador del sistema periódico fue retomada por su colega francés Lecoq de Boisbaudran, quizá en parte para irritar a Mendeléev.

William Odling, un consumado químico inglés, parece que fue víctima de la mala suerte. Acertó muchas cosas sobre la tabla periódica y, sin embargo, hoy en día ha caído en el olvido. Tal vez sus muchos otros intereses químicos y administrativos facilitaron que Mendeléev, que estaba obsesionado por la tabla, le ganara por dedicación.

Una de las cosas que Odling no acertó fue la longitud de los periodos de los elementos (el número de elementos que tienen que aparecer antes de que se repitan características semejantes). Odling supuso que todos los periodos eran de longitud ocho, pero eso sólo es cierto para la parte superior de la tabla. A causa de las capas *d*, las filas tres y cuatro requieren un periodo de dieciocho elementos. A causa de las capas *f*, las filas cinco y seis requieren treinta y dos.

Gustavus Hinrichs fue el único americano de la lista de codescubridores (aunque no lo era de nacimiento) y el único que puede describirse como un lunático y como un genio heterodoxo adelantado a su tiempo. Publicó más de tres mil artículos científicos en cuatro idiomas y fue pionero en el estudio y la clasificación de los elementos con las emisiones que Bunsen había descubierto.

También jugó con la numerología y desarrolló una tabla periódica en espiral que situaba muchos elementos difíciles en los grupos que les corresponden. Como bien resume Scerri, «la obra de Hinrichs es tan idiosincrática y laberíntica que se necesita un estudio más completo antes de que nadie pueda pronunciarse sobre su verdadero valor».

<sup>xv</sup> Si el lector se muere de ganas por ver el truco del galio en acción, puede ver cómo se funde una cucharilla de galio hasta quedarse en nada en YouTube.

Oliver Sacks también rememora bromas como ésta en *El tío tungsteno*, un libro de memorias de su infancia.

<sup>xvi</sup> Para informarme sobre la historia y geología de Ytterby, y sobre el aspecto que hoy tiene la ciudad, he consultado a Jim Marshall, un químico e historiador de la Universidad de North Texas, muy generoso con su tiempo y ayuda. También me envió unas fotos fabulosas.

Jim persigue el sueño de visitar los lugares donde se descubrieron todos los elementos, y ésta es la razón de que viajara a Ytterby (buena elección). ¡Buena suerte, Jim!

<sup>xvii</sup> Una de las personas que contribuyeron a descubrir los ciclos de fusión de las estrellas, Hans Bethe, ganó por ello un premio de 500 dólares que utilizó para sobornar a oficiales nazis y sacar de Alemania a su madre y, curiosamente, sus muebles.

<sup>xviii</sup> Hete aquí un hecho trivial pero divertido: los astrónomos han identificado una extraña clase de estrellas que fabrican prometio mediante un proceso desconocido.

La más famosa de estas estrellas se llama Przybylski. Lo peculiar del caso es que, a diferencia de la mayoría de los sucesos de fusión, que se producen en el interior de las estrellas, el prometio debe crearse en la superficie. No puede ser de otro modo, pues es demasiado radiactivo y, por tanto, tiene una vida media demasiado corta para sobrevivir al exasperante viaje de millones de años desde el núcleo de fusión hasta las capas más externas de la estrella.

<sup>xix</sup> Las dos solemnes citas de Shakespeare que abren el artículo B2FH son éstas:

*It is the stars, / The stars above us, govern our conditions.*

(Son las estrellas, / Las estrellas sobre nosotros rigen nuestro estado.) *Rey Lear*, acto 4, escena 3

*The fault, dear Brutus, is not in our stars, / But in ourselves.*

(La culpa, querido Bruto, no es de nuestras estrellas, / sino de nosotros mismos.) *Julio César*, acto 1, escena 2

<sup>xx</sup> Técnicamente, las estrellas no forman hierro de forma directa. Primero forman níquel, el elemento veintiocho, fusionando dos átomos de silicio, el elemento catorce.

Sin embargo, este níquel es inestable y en su mayor parte se desintegra en hierro a los pocos meses.

<sup>xxi</sup> Júpiter podría iniciar la fusión con deuterio (hidrógeno «pesado», con un protón y un neutrón) si tuviera trece veces su masa actual. Dada la poca abundancia de deuterio (1 de cada 6.500 moléculas de hidrógeno), sería una estrella bastante débil, pero una estrella al fin y al cabo. Para iniciar la más común fusión del hidrógeno, Júpiter hubiera necesitado una masa setenta y cinco veces mayor.

<sup>xxii</sup> Y para no quedar por debajo de la extraña meteorología de Júpiter o Mercurio, en Marte a veces «nieva» agua oxigenada.

<sup>xxiii</sup> Otros dos elementos siderófilos, el osmio y el renio, también han ayudado a los científicos a reconstruir la formación de la Luna a raíz de un impacto cataclísmico entre la Tierra primigenia y un asteroide o cometa. La Luna se formó por agregación de los materiales expulsados.

<sup>xxiv</sup> La diosa Némesis castigaba la soberbia. Se aseguraba de que ninguna criatura pudiera llegar a ser nunca demasiado vanidosa castigando a cualquiera que amenazara con hacerse más poderoso que los dioses. La analogía con la estrella compañera del sol se basaba en que si las criaturas de la Tierra (como los dinosaurios) evolucionaban hacia la verdadera inteligencia, Némesis acababa con ellas antes de que fuera demasiado tarde.

<sup>xxv</sup> Irónicamente, el movimiento global del sol, visto desde lejos, recordaría los ciclos y epiciclos de las viejas ruedas dentro de ruedas de los antiguos astrónomos en su intento por explicar su cosmos precopernicano, centrado en la Tierra (sólo que ya no se puede decir de la Tierra que sea el centro, ni de lejos). Como Miescher y las proteínas, éste es un ejemplo de la naturaleza cíclica de todas las ideas, también las científicas.

<sup>xxvi</sup> El lector encontrará más detalles sobre la historia de la guerra química, y en particular sobre la experiencia de las tropas de Estados Unidos, en «Chemical Warfare in World War I: The American Experience, 1917-1918», de Major Charles E. Heller, parte de los *Leavenworth Papers* publicados por Combat Studies Institute, U.S. Army Command and General Staff College, Fort Leavenworth, Kansas, <http://www-cgsc.army.mil/carl/resources/csi/Heller/HELLER.asp>.

<sup>xxvii</sup> Entre las muchas otras cosas que podemos atribuir al amoníaco de Fritz Haber: Charles Townes construyó el primer máser, el precursor del láser, usando amoníaco como agente estimulador.

<sup>xxviii</sup> Urbain no fue la única persona a quien Moseley abochornó. El aparato de Moseley también echó por tierra el presunto descubrimiento del niponio, el elemento cuarenta y tres, por Masataka Ogawa (véase el capítulo 8).

<sup>xxix</sup> El lector interesado encontrará un relato de las batallas y las órdenes incompetentes que condujeron a la muerte de Moseley en *The Making of the Atomic Bomb*, de Richard Rhodes. Merece la pena leer el libro entero, uno de los mejores relatos de la historia de la ciencia del siglo xx que se han escrito.

<sup>xxx</sup> El artículo de la revista *Time* que mencionó el descubrimiento del elemento sesenta y uno también incluía esta perla sobre la cuestión de cómo bautizar el elemento: «Un bromista del congreso sugirió [llamarlo] grovesio, en referencia al gruñón del Mayor General Leslie R. Groves, militar en jefe del proyecto de la bomba atómica. Símbolo químico: Grr».

<sup>xxxi</sup> Además del modelo comecocos del núcleo, los científicos de la época también desarrollaron el modelo «plum-pudding», en el que los electrones estaban incrustados como pasas en un pudín de cargas positivas (Rutherford lo refutó cuando demostró que existía un núcleo compacto). Tras el descubrimiento de la fisión, los científicos concibieron el modelo de la gota líquida, según el cual los núcleos grandes se partían como una gota de agua sobre una superficie se parte limpiamente en dos gotas. Las investigaciones de Lise Meitner fueron cruciales para el desarrollo del modelo de la gota líquida.

<sup>xxxii</sup> Las citas de George Dyson pueden encontrarse en su libro *Project Orion: The True Story of the Atomic Spaceship*.

<sup>xxxiii</sup> La cita sobre el método de Monte Carlo como «unas tierras bajas situadas en ningún lugar y en todos a la vez en el mapa metodológico habitual» aparece *Image and Logic*, de Peter Louis Galison.

<sup>xxxiv</sup> La nota del *New Yorker* apareció en el número del 8 de abril de 1950, y la firma E. J. Kahn Jr.

<sup>xxxv</sup> El lector encontrará más detalles sobre los experimentos que condujeron a los elementos 94 y 110, y más información personal sobre el científico, en las autobiografías de Glenn Seaborg, especialmente *Adventures in the Atomic Age* (escrito con su hijo Eric). Este libro es intrínsecamente interesante porque Seaborg estaba en el centro de muchas ciencias importantes y desempeñó un notable papel en la política durante décadas. Sin embargo, honestamente, el cauto estilo de Seaborg hace que el libro a veces resulte insustancial.

<sup>xxxvi</sup> La información sobre la falta de árboles alrededor de Norilsk proviene de Time.com, que en 2007 incluyó a Norilsk entre las diez ciudades más contaminadas del mundo. Véase [http://www.time.com/time/specials/2007/tice/0,28804,1661031\\_1661028\\_1661022,00.html](http://www.time.com/time/specials/2007/tice/0,28804,1661031_1661028_1661022,00.html)

<sup>xxxvii</sup> Aunque trata básicamente el mismo tema, un artículo que escribí para Slate.com en junio de 2009 («Periodic Discussions», <http://www.slate.com/id/2220300/>) examina a fondo los motivos por los que hicieron falta hasta trece años para promover el copernicio de elemento provisional a miembro de pleno derecho de la tabla periódica.

<sup>xxxviii</sup> Además de Segrè, Shockley y Pauling, los otros doce científicos de la portada de *Time* eran George Beadle, Charles Draper, John Enders, Donald Glaser, Joshua Lederberg, Willard Libby, Edward Purcell, Isidor Rabi, Edward Teller, Charles Townes, James Van Allen y Robert Woodward.

El artículo de *Time* sobre los «Hombres del Año» contenía las siguientes palabras de Shockley sobre la raza. Desde luego su intención era el halago, pero su opinión sobre Bunche debió sonar rara incluso entonces, y con la perspectiva del tiempo hoy resulta incluso repulsiva.

«William Shockley, de cincuenta años, pertenece a una insólita especie de científico, un teórico que no pide perdón por su absorbente interés por las aplicaciones prácticas de su trabajo. “Preguntarse en qué medida una investigación es pura o es aplicada”, dice Shockley, “es como preguntarse en qué medida Ralph Bunche es de sangre negra o de sangre blanca. Lo importante es que Ralph Bunche es un gran hombre”.»

El artículo también deja ver hasta qué punto estaba enraizada la leyenda de Shockley como inventor del transistor:

Contratado por Bell Telephone Laboratories en cuanto se graduó en M.I.T. en 1936, el físico teórico Shockley fue uno de los miembros del equipo que halló una utilidad para lo que hasta entonces no había pasado de ser una charla de salón científica: el uso de silicio y germanio como dispositivos fotoeléctricos. Junto a sus colaboradores, Shockley ganó un premio Nobel por transformar pedazos de germanio en los primeros transistores, los pequeños e instruidos cristales que están reemplazando rápidamente a los tubos de vacío en la floreciente industria americana de la electrónica.

<sup>xxxix</sup> En general, Ida Noddack tuvo una carrera irregular como química. Ayudó a descubrir el elemento setenta y cinco, pero el trabajo de su grupo con el elemento cuarenta y tres estuvo plagado de errores. Predijo la fisión nuclear años antes que ningún otro, pero casi al mismo tiempo comenzó a argumentar que la tabla periódica era una reliquia inútil porque la multiplicación de nuevos isótopos la hacía inservible. No está muy claro por qué Noddack creía que cada isótopo era su propio elemento, pero eso es lo que creía, e intentó convencer a otros de que abandonaran el sistema periódico.

<sup>xl</sup> La cita de Segrè sobre Noddack y la fisión está extraída de su biografía *Enrico Fermi: Physicist*.

<sup>xli</sup> Pauling (junto a sus colegas Harvey Itano, S. Jonathan Singer e Ibert Wells) determinó que la hemoglobina defectuosa era la causa de la anemia falciforme haciendo pasar células defectuosas a través de un gel sometido a un campo eléctrico. Las células con hemoglobina correcta viajaban en un sentido por el campo eléctrico, mientras que las células falciformes se movían en la dirección opuesta. Esto indicaba que los dos tipos de moléculas poseían cargas eléctricas opuestas, una diferencia que sólo podía tener su origen a nivel molecular, en el nivel de los átomos.



Resulta divertido que más tarde Francis Crick citara el artículo en el que Pauling había sentado los cimientos de su teoría de la base molecular de la anemia falciforme como una importante influencia en su propio trabajo, pues era justamente el tipo de biología molecular detallada que a él le interesaba.

<sup>xliii</sup> Curiosamente, los biólogos están volviendo lentamente a la visión original de la época de Miescher en el sentido de que las proteínas son lo esencial de la biología molecular. Los genes han tenido ocupados a los científicos durante décadas, y nunca dejarán de hacerlo, pero los científicos se están dando cuenta de que los genes no explican por sí solos la prodigiosa complejidad de los seres vivos, que hay mucho más. La genómica sentó unos cimientos sólidos, pero es la proteómica lo que realmente dará mucho de sí.

<sup>xliiii</sup> En rigor, los experimentos con virus y marcadores de fósforo y azufre, realizados en 1952 por Alfred Hershey y Martha Chase, no fueron los primeros en demostrar que el ADN es el portador de la información genética. Ese honor recae en las investigaciones con bacterias realizadas por Oswald Avery, publicadas en 1944. Aunque Avery arrojó luz sobre el verdadero papel desempeñado por el ADN, su trabajo no recibió de entrada una buena acogida. Se comenzaba a aceptar en 1952, pero fue sólo gracias a los experimentos de Hershey-Chase cuando personas como Linus Pauling se involucraron a fondo en la investigación sobre el ADN.

Suele citarse a Avery, así como a Rosalind Franklin, quien sin ser consciente de su importancia le contó a Watson y Crick que el ADN era una doble hélice, como buenos ejemplos de personas que se han quedado fuera de los premios Nobel. Eso no es del todo correcto.

Esos dos científicos nunca lo ganaron, pero ambos habían muerto en 1958, mientras que nadie ganó un premio Nobel por el ADN hasta 1962. De haber seguido con vida, al menos uno de ellos podría haber compartido el galardón.

<sup>xliv</sup> Los documentos fundamentales relacionados con Pauling y su competición contra Watson y Crick pueden encontrarse en una maravillosa página web que mantiene la Universidad Estatal de Oregón, en donde se encuentran archivados y disponibles para descargar los contenidos de cientos de papeles y correspondencia privada de Pauling, y que también ha producido una historia documental titulada «Linus Pauling and the Race for DNA». Puede visitarse en <http://osulibrary.oregonstate.edu/specialcollections/coll/pauling/dna/index.html>.

<sup>xlv</sup> Es bien conocido que tras la debacle del ADN, Ava Pauling, la esposa de Linus, lo reprendió.

Suponiendo que descifraría el ADN, Pauling al principio no se había esforzado demasiado en sus cálculos, y Ava lo criticó severamente por ello: «Si [el ADN] era un problema tan importante, ¿por qué no te esforzaste más?». Aun así, Linus la amaba profundamente, y tal vez uno de los motivos por los que permaneció en Cal Tech durante tanto tiempo, sin transferir su lealtad a Berkeley, aunque esta última fuese una universidad más prestigiosa por aquel entonces, fuera que uno de los miembros más destacados del cuerpo docente de Berkeley, Robert Oppenheimer, más tarde director del proyecto Manhattan, había intentado seducir a Ava, algo que había enfurecido a Linus.

<sup>xlvi</sup> Para colmo de males, incluso el premio Nobel de Segrè quedó más tarde teñido por acusaciones (posiblemente infundadas) de que había robado ideas mientras diseñaba los experimentos que lo llevaron a descubrir el antiprotón. Segrè y su colega, Owen Chamberlain, reconocieron haber trabajado con el combativo físico Oreste Piccioni sobre los métodos para enfocar y guiar haces de partículas con imanes, pero negaron que las ideas de Piccioni fueran de mucha utilidad, y no lo incluyeron entre los autores de un artículo crucial. Piccioni contribuyó más tarde al descubrimiento del antineutrón. Después de que Segrè y Chamberlain ganaran el premio en 1959, Piccioni les guardó rencor durante años por aquel desaire, hasta que en 1972 presentó una demanda por 125.000 dólares, que el juez desestimó no por falta de fundamento científico sino porque llegaba más de una década después del suceso.

Del obituario de Piccioni publicado en el *New York Times* el 27 de abril de 2002: «"Irrumpía en tu puerta y te decía que había tenido la mejor idea del mundo", decía el doctor William A. Wenzel, un científico emérito del Lawrence Berkeley National Laboratory que también había trabajado en el experimento del antineutrón. "Conociendo a Oreste, siempre tenía un montón de ideas, las soltaba a docena por minuto; unas eran buenas, otras no. Pero mi impresión era

que se trataba de un buen científico y contribuyó al éxito de nuestro experimento"».

<sup>xlvii</sup> Aún hoy hay gente que muere por envenenamiento con talio. En 1994, unos soldados rusos que trabajaban en un antiguo depósito de armas de la guerra fría descubrieron un frasco que contenía un polvo blanco impregnado de cadmio. Aunque no sabían lo que era, se empolvaban con él los pies y lo mezclaron con su tabaco. Al parecer, algunos soldados incluso lo esnifaron. Todo ellos sufrieron una enfermedad misteriosa y totalmente inesperada, y unos pocos murieron. Más triste fue el caso de dos hijos de pilotos militares iraquíes que murieron a principios de 2008 después de comer pastel de cumpleaños emponzoñado con talio.

El motivo del envenenamiento no está claro, aunque se sabe que Saddam Hussein había utilizado talio durante su dictadura.

<sup>xlviii</sup> Diversos periódicos de Detroit le han seguido la pista a David Hahn a lo largo de los años, pero el relato más completo de su historia se encuentra en un artículo de Ken Silverstein publicado en la revista *Harper*, «The Radioactive Boy Scout» (noviembre de 1998). Más tarde, Silverstein amplió su artículo hasta convertirlo en un libro con el mismo título.

<sup>xlix</sup> Además de estudiar la costra alrededor de la falsa nariz de Brahe, los arqueólogos que lo exhumaron hallaron también signos de envenenamiento por mercurio en su mostacho, probablemente a causa de su dedicación a la alquimia.

El relato común de la muerte de Brahe es que falleció a causa de una rotura de vejiga. Una noche, durante una cena con miembros secundarios de la realeza, Brahe bebió más de la cuenta, pero no quiso levantarse para ir al lavabo porque consideró que sería rudo abandonar la mesa ante sus superiores en la sociedad. Para cuando llegó a

su casa, horas más tarde, ya no podía orinar, y murió al cabo de once días de atroces dolores. La historia se ha convertido en leyenda, pero es posible que el envenenamiento con mercurio contribuyera tanto o más a la muerte del astrónomo.

<sup>i</sup> Las composiciones elementales de las monedas de Estados Unidos son las siguientes: los nuevos peniques (penenes, los nuevos desde 1982) son cinc en un 97,5 por ciento pero tienen un fino baño de cobre para esterilizar la parte que se toca. Las monedas de 5 centavos (nickels) tienen un 75 por ciento 381 de cobre, y el resto de níquel. Las monedas de diez (dimes), veinticinco (quarters) y cincuenta centavos (half-dollar) tienen un 91,67 por ciento de cobre, y el resto de níquel. Las monedas de un dólar (con la excepción de acuñaciones especiales de oro) tienen un 88,5 por ciento de cobre, un 6 por ciento de cinc, un 3,5 por ciento de manganeso y un 2 por ciento de níquel.

<sup>ii</sup> Algo más sobre el vanadio: algunos organismos (nadie sabe por qué) en lugar de hierro usan en su sangre vanadio, que adquiere una coloración roja, verde manzana o azul dependiendo del organismo. Cuando se añade en pequeña cantidad al acero, el vanadio hace mucho más fuerte la aleación sin apenas añadirle peso (un poco como el molibdeno y el wolframio; véase el capítulo 5). De hecho, Henry Ford espetó en una ocasión: «¡Vaya! ¡Sin vanadio no habría automóviles!».

<sup>iii</sup> La metáfora del bus para explicar cómo llenan los electrones los orbitales uno a uno hasta que «alguien» se ve obligado a hacerle compañía es una de las mejores de la química, a un tiempo popular y precisa.

Tiene su origen en Wolfgang Pauli, que descubrió el «principio de exclusión» de Pauli en 1925.

<sup>iiii</sup> Además del gadolinio, el oro suele citarse como la mejor esperanza para el tratamiento del cáncer. El oro absorbe la luz infrarroja que atraviesa el cuerpo, y al hacerlo aumenta mucho su temperatura. Si pudieran introducir partículas recubiertas de oro en el interior de las células tumorales, los médicos podrían freír los tumores sin dañar los tejidos circundantes. Este método fue concebido por John Kanzius, un hombre de negocios y técnico de radio que pasó por treinta y seis rondas de quimioterapia para tratar una leucemia en 2003. Se sintió tan mareado y apaleado por la quimio, y tan entristecido por los niños con cáncer que veía en el hospital, que decidió que tenía que haber una forma mejor de combatir el cáncer. En mitad de la noche, se le ocurrió la idea de calentar partículas de metales, y construyó un prototipo de máquina usando para ello las bandejas de hornear de su mujer. Para probarlo, inyectó una solución de metales disueltos en una mitad de una salchicha y la colocó en una cámara sometida a intensas ondas de radio. La mitad de la salchicha tratada con metales se frió, mientras la otra mitad se mantenía fría.

<sup>lv</sup> En el número de mayo de 2009 de la revista Smithsonian, el artículo «Honorable Mentions: Near Misses in the Genius Department» describe a un tal 382 Stan Lindberg, un osado químico experimental que se empujó en «consumir todos y cada uno de los elementos de la tabla periódica».

El artículo explica que «además de ostentar el récord de envenenamiento por mercurio de Estados Unidos, su exagerado relato de las tres semanas que se pasó tomando iterbio... ("Fear and Loathing in the Lanthanides") se ha convertido en un clásico menor».

Yo me pasé media hora buscando como loco «Fear and Loathing in the Lanthanides» antes de comprender que había caído en la trampa.

El relato es pura ficción. (Aunque, ¿quién sabe? Los elementos son extrañas criaturas, y el iterbio bien podría producir un subidón.)

<sup>lv</sup> La revista Wired publicó en 2003 un breve informe periodístico sobre el resurgimiento en internet de «fraudes de la salud relacionados con la plata». La cita del millón: «Entretanto, por todo el país los doctores han presenciado un aumento de los casos de argiria. "Durante el último año y medio he visto seis casos de envenenamiento por plata causados por estos supuestos complementos para la salud", dice Bill Robertson, el director médico del Seattle Poison Center. "Eran los primeros casos que veía en cincuenta años de práctica médica"».

<sup>lvi</sup> Es exagerado afirmar que somos exclusivamente levógiros a nivel molecular. Aunque todas nuestras proteínas sean levóginas, todos nuestros carbohidratos, así como nuestro ADN, son dextrógiros. No obstante, la esencia de la afirmación de Pasteur se mantiene: en distintos contextos, nuestro cuerpo espera y sólo puede procesar moléculas de una determinada quiralidad.

Nuestras células no sabrían traducir un ADN levógiro, y si nos alimentáramos con azúcares levógiros, nos moriríamos de inanición.

<sup>lvii</sup> Joseph Meister, el niño que Pasteur salvó de la rabia, acabó trabajando como encargado del edificio del Instituto Pasteur. De forma trágica y patética, todavía era el encargado en 1940, cuando los soldados alemanes ocuparon Francia. Cuando un oficial ordenó que Meister, el amo de llaves, le abriera la cripta de Pasteur para poder ver los huesos del científico, Meister se suicidó antes de ser cómplice de aquel acto.

<sup>lviii</sup> La compañía para la que trabajaba Domagk, I. G. Farbenindustrie (IGF), se haría más tarde famosa en todo el mundo por fabricar el insecticida Zyklon B, el gas que utilizaron los nazis para matar a los prisioneros de los campos de concentración (véase el capítulo 5). Poco después de la segunda guerra mundial, la compañía fue escindida en dos, y muchos de sus directores se enfrentaron a cargos por crímenes de guerra durante los 383 juicios de Nuremberg (Estados Unidos contra Carl Krauch, et al.) por haber facilitado al gobierno nazi su agresiva guerra y por los maltratos a los que fueron sometidos los prisioneros y los soldados capturados.

Entre los descendientes de IGF en la actualidad están Bayer y BASF.

<sup>lix</sup> No obstante, el universo parece ser quiral también a otros niveles, desde el subatómico al supergaláctico. La desintegración radiactiva beta del cobalto-60 es un proceso asimétrico, y los cosmólogos han recogido indicios preliminares de que las galaxias tienden a rotar con brazos espirales en el sentido contrario a las agujas del reloj por encima de nuestro polo galáctico, y en espirales en el sentido de las agujas del reloj por debajo de la Antártida.

<sup>ix</sup> Hace poco, unos cuantos científicos averiguaron por qué los devastadores efectos de la talidomida pasaron desapercibidos durante los ensayos clínicos. Por razones moleculares muy especiales, la talidomida no provoca defectos de nacimiento en las camadas de ratones, y la compañía alemana que produjo la talidomida, Grünenthal, no realizó cuidadosos ensayos clínicos con seres humanos después de los ensayos con ratones. El fármaco no llegó a aprobarse nunca para mujeres embarazadas en Estados Unidos porque la directora de la Agencia de Alimentos y Medicamentos, Frances Oldham Kelsey, se negó a doblegarse ante los grupos de presión que buscaban su aprobación.

Por uno de esos curiosos giros de la historia, la talidomida ha vuelto al ruedo médico para combatir enfermedades como la lepra, con sorprendente eficacia. También es un buen agente anticancerígeno porque limita el crecimiento de tumores impidiendo la formación de nuevos vasos sanguíneos, la misma razón por la que provocaba atroces defectos de nacimiento, pues las extremidades de los embriones no llegaban a obtener los nutrientes que necesitaban para crecer. La talidomida todavía tiene que recorrer mucho camino para ganarse el respeto. La mayoría de los gobiernos han elaborado protocolos estrictos para asegurarse de que los médicos no recetan el fármaco a mujeres en edad de procreación, por si acaso quedan embarazadas.

<sup>lxi</sup> William Knowles desdobló la molécula rompiendo un enlace doble. Cuando el carbono forma enlaces dobles, sólo tiene tres «brazos» que le sobresalen: dos enlaces sencillos y uno doble. (Sigue habiendo ocho electrones, pero están compartidos en tres enlaces.) Los átomos de carbono con enlaces dobles suelen formar moléculas triangulares, pues la disposición en tres esquinas mantiene los electrones tan alejados unos de otros como es posible (120 grados). Cuando se rompe el enlace doble, los tres brazos del carbono se convierten en cuatro.

En este caso, la forma de mantener los electrones tan alejados como sea posible no es con un cuadrado en un plano sino con un tetraedro tridimensional. (Los vértices de un cuadrado están separados por 90 grados; los de un tetraedro, por 109,5 grados.) Pero el nuevo brazo puede sobresalir por encima o por debajo de la molécula, lo que confiere a ésta una u otra forma quiral.

<sup>lxii</sup> Uno de mis profesores de la universidad me tuvo prendado en una ocasión con una historia sobre cómo murieron unas pocas personas asfixiadas por nitrógeno en un acelerador de partículas de Los Álamos en la década de 1960, en circunstancias muy parecidas a las del accidente de la NASA. Tras las muertes de Los Álamos, mi profesor había añadido un 5 por ciento de dióxido de carbono a las mezclas de gases de los aceleradores en los que había trabajado, como medida de seguridad.

Más tarde me escribió: «Por cierto que hace más o menos un año lo puse a prueba cuando uno de mis estudiantes de doctorado hizo justamente eso [es decir, olvidó extraer el aire inerte, dejando que volviera a entrar el aire con oxígeno]. Entré en la cámara de presión llena de gas inerte. [...] Pero no, [porque] en el momento en que me introduje por el agujero hasta los hombros ya estaba jadeando desesperadamente porque mi centro de control de la respiración me ordenaba que respirase más». El aire tiene una concentración de CO<sub>2</sub> del 0,03 por ciento, así que una bocanada del aire de aquella cámara era 167 veces más potente.

<sup>lxiii</sup> Para su vergüenza y bochorno, el gobierno de Estados Unidos admitió en 1999 que, con pleno conocimiento, había expuesto a unos veintiséis mil científicos y técnicos a niveles elevados de polvo de berilio, hasta el punto que cientos de ellos desarrollaron beriliosis crónica y otras dolencias relacionadas.

La mayoría de los afectados trabajaban en la industria aeronáutica, de defensa o nuclear, que el gobierno consideraba demasiado importantes para pararlas o frenarlas, por lo cual ni había mejorado las medidas de seguridad ni desarrollado una alternativa al berilio. El *Pittsburgh Post-Gazette* publicó un largo y condenatorio artículo en portada el 30 de marzo de 1999. Se titulaba «Décadas de riesgo», pero uno de los subtítulos resume mejor el meollo de la cuestión: «Una mortal alianza: cómo la industria y el gobierno eligieron las armas antes que los trabajadores».

<sup>lxiv</sup> No obstante, científicos del Monell Chemical Senses Center de Filadelfia creen que además del dulce, el ácido, el salado, el amargo y el umami, los humanos también tenemos un sentido independiente para el calcio. Lo han encontrado sin ninguna duda en los ratones, y se sabe que algunos humanos responden al agua enriquecida en calcio. Pero ¿a qué sabe el calcio? He aquí lo que se nos dice en una noticia sobre estos hallazgos: «"El calcio sabe a algo cálcico", dijo [el director científico Michael] Tordoff. "No hay palabra mejor para describirlo. Es amargo, tal vez incluso un poco ácido. Pero es mucho *más* porque realmente hay receptores especializados para el calcio"».

<sup>lxv</sup> Las papilas gustativas del ácido también pueden apagarse. Estas papilas responden sobre todo al ion hidrógeno, H<sup>+</sup>, pero en 2009 unos científicos descubrieron que también podían notar el gusto del dióxido de carbono. (El CO<sub>2</sub> se combina con H<sub>2</sub>O formando un ácido débil, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, así que tal vez sea a eso a lo que reaccionan esas papilas.) Los médicos descubrieron esto porque algunos fármacos pueden suprimir, como efecto secundario, la capacidad de notar el gusto del dióxido de carbono. El trastorno de la salud resultante se conoce como «blues del champán», pues hace que todas las bebidas carbonatadas parezcan apagadas.

<sup>lxvi</sup> Es posible que Pierre no hubiera vivido mucho más de todos modos. En una conmovedora semblanza, Rutherford recuerda haber visto a Pierre Curie realizando un asombroso experimento de brillo en la oscuridad con radio. Pero en el débil resplandor verde, el atento Rutherford observó que unas cicatrices cubrían los dedos inflamados, y que le costaba agarrar y manipular un tubo de ensayo.

<sup>lxvii</sup> Para saber más sobre los Curie, véase el maravilloso libro de Sheila Jones, *The Quantum Ten*, un relato de los primeros días de la mecánica cuántica, alrededor de 1925, sorprendentemente llenos de polémicas y fracturas.

<sup>lxviii</sup> La víctima más célebre de la moda del radio fue el millonario del acero Eben Byers, que bebió una botella del agua de radio de Radithor cada día durante cuatro años, convencido de que le proporcionaría algo parecido a la inmortalidad. Acabó debilitándose hasta morir de cáncer. Byers no era más fanático de la radiactividad que mucha otra gente; simplemente, disponía de los medios para beber tanta cantidad de aquella agua como quería. El *Wall*

*Street Journal* conmemoró su muerte con el titular: «El agua de radio le fue bien hasta que se le cayó la mandíbula»

<sup>lxi</sup> La verdadera historia del hafnio puede encontrarse en el libro de Eric Scerri, *The Periodic Table*, un relato detallado y muy bien documentado sobre el auge del sistema periódico, que incluye las filosofías y visiones del mundo a menudo extrañas de quienes sentaron sus cimientos.

<sup>lxx</sup> Además de en su propio cuerpo, Hevesy realizó experimentos con agua pesada sobre carpas doradas, pero acabó matando a unas cuantas. Gilbert Lewis también utilizó agua pesada en un último intento por ganar el premio Nobel a principios de la década de 1930. Lewis sabía que el descubrimiento del deuterio, hidrógeno pesado con un neutrón adicional, por Harold Urey le reportaría a éste un premio Nobel, y lo mismo creía todo el mundo, incluido el propio Urey.

(Tras una carrera poco lucida de la que se burlaban sus suegros, una noche llegó a casa después de descubrir el deuterio y le dijo a su mujer:

«Cariño, se han acabado nuestros problemas».) Lewis decidió apuntarse a este ineludible premio investigando los efectos biológicos del agua con hidrógeno pesado. Otros tuvieron la misma idea, pero resultó que el departamento de física de Berkeley, dirigido por Ernest O. Lawrence, disponía de las mayores reservas del mundo de agua pesada, un poco por accidente. El equipo tenía un tanque de agua que venía utilizando desde hacía años en experimentos de radiactividad, y tenía una concentración relativamente elevada de agua pesada (unos cuantos gramos). Lewis le suplicó a Lawrence que le permitiese purificar el agua pesada, y Lawrence accedió con la condición de que Lewis la retornara tras sus experimentos, pues podría ser importante también para las investigaciones de Lawrence.

Lewis rompió su promesa. Tras aislar el agua pesada, decidió dársela a un ratón para ver qué pasaba. Uno de los curiosos efectos del agua pesada es que, como pasa con el agua del mar, cuanto más se bebe más sed se siente, porque el cuerpo no puede metabolizarla. Hevesy ingirió agua pesada en cantidades diminutas, de modo que su cuerpo apenas si se enteró, pero el ratón de Lewis se tragó toda el agua pesada en unas pocas horas y acabó muerto. Matar un ratón no se acerca mucho a un experimento merecedor del premio Nobel, y Lawrence se volvió histérico cuando se enteró de que un asqueroso ratón había orinado toda su valiosa agua pesada.

<sup>lxxi</sup> El hijo de Kazimierz Fajans, Stefan Fajans, hoy profesor emérito de medicina interna de la facultad de medicina de la Universidad de Michigan, tuvo la amabilidad de enviarme la siguiente información por correo electrónico:

En 1924 yo tenía seis años, pero ya entonces y desde luego en años posteriores oí de boca de mi padre algunos aspectos de la historia del premio Nobel. Que un periódico de Estocolmo publicó el titular «K. Fajans gana el premio Nobel» (no recuerdo si de química o de física) no es un rumor sino un hecho. Recuerdo haber visto una copia de ese periódico. También recuerdo haber visto en el periódico una foto de mi padre caminando frente a un edificio de Estocolmo (probablemente tomada anteriormente) en un traje un tanto formal pero no [formal] para aquella época. [...] Lo que sí oí decir es que un miembro influyente del comité había bloqueado la concesión del galardón a mi padre por razones personales. Si eso es un rumor o un hecho es imposible saberlo si no es que alguien pueda leer las actas de aquellas reuniones. Creo que son secretas. Tengo por un hecho que mi padre esperaba recibir el premio Nobel porque así se lo habían confiado algunas personas que estaban enteradas. Esperaba recibirlo en los años siguientes. [...] pero no fue así, como sabrás.

<sup>lxxii</sup> Meitner y Hahn en realidad bautizaron su elemento «protoactinio», y sólo en 1949 los científicos lo abreviaron eliminando la *o* adicional.

<sup>lxxiii</sup> El lector encontrará una estupenda disección de Meitner, Hahn y la concesión del premio Nobel en el número de septiembre de 1997 de *Physics Today* («A Nobel Tale of Postwar Injustice», por Elisabeth Crawford, Ruth Lewin Sime y Mark Walker). El artículo es la fuente de la cita de que Meitner perdió el premio a causa de «sesgos disciplinarios, cerrazón política, ignorancia y prisas».

<sup>lxxiv</sup> Una vez que un nombre es propuesto para un elemento, sólo tiene esa oportunidad de aparecer en la tabla periódica. Si las pruebas a favor del elemento no se sostienen, o si el organismo internacional que rige la química (IUPAC) dictamina en contra de ese nombre, éste pasa a la lista negra. Puede parecer apropiado en el caso de Otto Hahn, pero también implica que nadie podrá nunca llamar a un elemento «joliotio» por Irène o Frédéric Joliot-Curie, pues este nombre ya fue candidato oficial para el elemento 105. No está claro si ghiosio puede tener otra oportunidad. Tal vez «alghiorso» serviría, aunque la IUPAC no ve con buenos ojos que se use el nombre propio junto al apellido, y de hecho en cierta ocasión rechazó «nielsbohrio» a favor del llano «bohrio» para el elemento 107, una decisión que no agradó al equipo de Alemania occidental que descubrió el 107, puesto que «bohrio» se parece demasiado a boro y bario.

<sup>lxxv</sup> El hecho de que los compuestos de oro y telurio fuesen descubiertos en las montañas de Colorado se ve reflejado en el nombre de una ciudad minera de este estado: Telluride.

<sup>lxxvi</sup> Para clarificar algunos términos que se confunden con facilidad (y con frecuencia), «luminiscencia» es el término general para referirse a la absorción y emisión de luz por una sustancia. «Fluorescencia» es el proceso instantáneo descrito en este capítulo. La «fosforescencia» se parece a la fluorescencia, pues se produce cuando unas moléculas absorben luz de alta frecuencia y emiten luz de baja frecuencia, pero las moléculas fosforescentes absorben la luz como una batería y siguen brillando después de apagar la fuente de luz. Obviamente, los términos fluorescencia y fosforescencia provienen de elementos de la tabla periódica, el flúor y el fósforo, respectivamente, que son los dos elementos más destacados de las primeras moléculas en las que los químicos observaron estas características.

<sup>lxxvii</sup> La ley de Moore dice que el número de transistores de silicio de un microchip se dobla cada dieciocho meses, y sorprendentemente se ha venido cumpliendo desde la década de 1960. De haberse aplicado al aluminio, a las dos

décadas de su fundación Alcoa habría estado produciendo 800 toneladas de aluminio al día en lugar de 88. Así que al aluminio le fueron bien las cosas, pero no tanto como para batir a su vecino de la tabla periódica.

<sup>lxxviii</sup> La ley de Moore dice que el número de transistores de silicio de un microchip se dobla cada dieciocho meses, y sorprendentemente se ha venido cumpliendo desde la década de 1960.

De haberse aplicado al aluminio, a las dos décadas de su fundación Alcoa habría estado produciendo 800 toneladas de aluminio al día en lugar de 88. Así que al aluminio le fueron bien las cosas, pero no tanto como para batir a su vecino de la tabla periódica.

<sup>lxxix</sup> Aparte de las diferencias *entre* lenguajes, se producen vacilaciones *dentro* de la lengua inglesa para el cesio, que los británicos suelen escribir «caesium» y los americanos «cesium», y para el azufre, que algunos escriben «sulfur» y otros «sulphur». Podría argüirse que el elemento 110 debería escribirse «mendeleevium» en lugar de «mendelevium», y que el elemento 111 debería escribirse «röntgenium» y no «roentgenium».

<sup>lxxx</sup> La cita de Sybille Bedford procede de su novela *A legacy*.

<sup>lxxxi</sup> Hablando de aficiones extrañas, he aquí una que no puedo dejar de compartir en un libro lleno de historias estrafalarias sobre los elementos. El siguiente anagrama ganó un premio de la Categoría Especial de mayo de 1999 de la página web Anagrammy.com, y por lo que yo sé, este «anagrama doblemente verdadero» es el rompecabezas de palabras del milenio.

La primera mitad iguala treinta elementos de la tabla periódica con otros treinta elementos:

hydrogen + zirconium + tin + oxygen + rhenium + platinum + tellurium + terbium + nobelium + chromium + iron + cobalt + carbon + aluminum + ruthenium + silicon + ytterbium + hafnium + sodium + selenium + cerium + manganese + osmium + uranium + nickel + praseodymium + erbium + vanadium + thallium + plutonium = nitrogen + zinc + rhodium + helium + argon + neptunium + beryllium + bromine + lutetium + boron + calcium + thorium + niobium + lanthanum + mercury + fluorine + bismuth + actinium + silver + cesium + neodymium + magnesium + xenon + samarium + scandium + europium + berkelium + palladium + antimony + thulium

Que cada letra aparezca el mismo número de veces en los dos lados es prodigioso, por mucho que la gran cantidad de finales en *ium* haya mitigado un poco la dificultad. Pero lo realmente excepcional es que si se reemplaza cada elemento por su número atómico, el anagrama sigue siendo cierto:

$$1 + 40 + 50 + 8 + 75 + 78 + 52 + 65 + 102 + 24 + 26 + 27 + 6 + 13 + 44 + 14 + 70 + 72 + 11 + 34 + 58 + 25 + 76 + 92 + 28 + 59 + 68 + 23 + 81 + 94 = 7 + 30 + 45 + 2 + 18 + 93 + 4 + 35 + 71 + 5 + 20 + 90 + 41 + 57 + 80 + 9 + 83 + 89 + 47 + 55 + 60 + 12 + 54 + 62 + 21 + 63 + 97 + 46 + 51 + 69 = 1416$$

Como explica Mike Keith, el autor del anagrama: «Éste es el anagrama doblemente cierto más largo que jamás se haya construido (con elementos químicos, o cualquier otro conjunto de este tipo, por lo que yo sé)».

En la misma línea, existe también una canción incomparable de Tom Lehrer titulada «The Elements». Adaptó la música de «I Am the Very Model of a Modern Major-General», de Gilbert y Sullivan, y en ella nombra cada elemento de la tabla periódica en unos briosos ochenta y seis segundos. Puede verse en YouTube: «There's antimony, arsenic, aluminum, selenium...».

<sup>lxxxii</sup> Los plutónicos también se denominaban en ocasiones «vulcanistas», por el dios del fuego, Vulcano. Este apodo resaltaba el papel de los volcanes en la formación de las rocas.

<sup>lxxxiii</sup> Para referirse a sus grupos de elementos, Döbereiner no hablaba de tríadas sino de afinidades, como parte de una teoría más amplia que había elaborado sobre las afinidades químicas, un término que dio a Goethe (que con frecuencia asistía a las clases de Döbereiner en Jena) la inspiración para el título de *Las afinidades electivas*.

<sup>lxxxiv</sup> Otro de los majestuosos diseños inspirados por los elementos es la Periodic Table Table, una mesa de café de madera construida por Theodore Gray. La mesa tiene en su parte superior más de un centenar de compartimentos en los que Gray colocó muestras de todos los elementos conocidos, incluidos los sintetizados por el hombre. Por supuesto, sólo contiene cantidades minúsculas de algunos.

Sus muestras de francio y ástato, los dos elementos naturales menos abundantes, son en realidad trozos de uranio. El argumento de Gray es que en algún lugar en el interior de esos trozos debe haber al menos unos pocos átomos de cada uno, lo cual es cierto y, en rigor, tan bueno como lo que cualquiera haya conseguido. De todas formas, como la mayoría de los elementos de la tabla son metales grises, es difícil distinguirlos.

<sup>lxxxv</sup> Para saber más sobre la metalurgia de la Parker 51, véase «Who Was That Man?», de Daniel A. Zazove y L. Michael Fultz, que apareció en el número de otoño de 2000 de la revista *Pennant*, la publicación de Pen Collectors of America. El artículo es un caso estupendo de historia amateur de calidad que mantiene vivo un fragmento recóndito pero encantador de la historia americana.

Otras fuentes de información sobre las plumas Parker son Parker51.com y Vintagepens.com.

La célebre punta del plumín de la Parker 51 estaba hecha en realidad de un 96 por ciento de rutenio y un 4 por ciento de iridio.

La compañía anunciaba en su publicidad que estaban hechas de un superduradero «platenio», posiblemente para llevar a creer a su competencia que el caro platino era la clave.

<sup>lxxxvi</sup> El contenido de la carta que Twain envió a Remington (que la compañía publicó palabra por palabra) es el siguiente:

CABALLEROS:

*Les ruego que no utilicen mi nombre de ningún modo. Les ruego que ni siquiera divulguen el hecho de que poseo una máquina de escribir. He dejado de utilizarla por el simple motivo de que nunca he podido escribir una carta sin recibir a la vuelta de correo la solicitud de que no sólo describa la máquina, sino también el progreso que he realizado en su utilización, etc., etc. No me gusta escribir cartas, así que no deseo que la gente sepa que poseo una de esas extravagancias que tanto suscitan la curiosidad.*

*Atentamente,*

*Saml. L. Clemens*

<sup>lxxxvii</sup> El crédito por acuñar la expresión «ciencia patológica» corresponde al químico Irving Langmuir, que impartió una conferencia sobre este tema en la década de 1950. Dos notas interesantes sobre Langmuir: fue él el joven y brillante colega cuyo premio Nobel e impudencia durante una comida podría haber empujado a Gilbert Lewis a suicidarse (capítulo 1). Años más tarde, Langmuir se obsesionó con la idea de controlar el tiempo atmosférico sembrando nubes, un proceso confuso que se acerca mucho a la ciencia patológica. Ni siquiera los más grandes son inmunes.

Al escribir este capítulo, me he alejado un poco de la descripción de la ciencia patológica que daba el propio Langmuir, una definición bastante estrecha y legalista. Otra aproximación a la ciencia patológica es la ofrecida por Denis Rousseau, que en 1992 escribió un artículo de gran calidad titulado «Case Studies in Pathological Science» para *American Scientist*. Sin embargo, también me aparto de Rousseau, sobre todo para incluir ciencias como la paleontología que no dependen de los datos tanto como otros casos más célebres de ciencia patológica.

<sup>lxxxviii</sup> Philip Crookes, el hermano de William, murió en un buque que tendía los primeros cables transatlánticos de líneas telegráficas.

<sup>lxxxix</sup> William Crookes tenía una visión de la naturaleza mística, panteísta, espinosista, en la que todo participa de «un solo tipo de materia». Tal vez eso explique por qué creyó que podía estar en comunión con fantasmas y espíritus, puesto que era parte del mismo material. Si se piensa en ello, sin embargo, es bastante raro, pues Crookes se hizo un nombre precisamente descubriendo nuevos elementos, ique por definición son formas distintas de la materia!

<sup>xc</sup> Para saber más sobre el vínculo entre el megalodón y el manganeso, véase Ben S. Roesch, que publicó un artículo en el que evaluaba hasta qué punto es imposible pensar que el megalodón haya sobrevivido, en *The Cryptozoology Review* (imenuda palabra, criptozoología!) en otoño de 1998, un tema sobre el que volvió en 2002.

<sup>xcI</sup> En otro extraño vínculo entre los elementos y la psicología, Oliver Sacks observa en *Despertares* que una sobredosis de manganeso puede dañar el cerebro humano y causar el mismo tipo de enfermedad de Parkinson que él trataba en su hospital. Sin duda se trata de una causa infrecuente de la enfermedad de Parkinson, y los médicos no acaban de entender por qué este elemento ataca al cerebro en lugar de atacar otros órganos vitales, como la mayoría de los elementos tóxicos.

<sup>xcii</sup> El cálculo de los elefantes es el siguiente. Según el zoológico de San Diego, el elefante de mayor tamaño conocido pesaba aproximadamente 11.000 kilos. Los humanos y los elefantes están hechos de la misma sustancia básica, el agua, así que sus densidades son iguales. Por consiguiente, para calcular el volumen relativo si los humanos tuvieran el apetito del paladio, podemos multiplicar el peso de un hombre de 110 kilos por 900 y dividir ese número (99.000) por el peso de un elefante. Eso da 9 elefantes. Pero recuérdese que ése era el elefante más grande conocido, con una altura de cuatro metros en la cruz. El peso de un macho de elefante normal es de unos 8.000 kilos, lo que da aproximadamente una docena.

<sup>xciii</sup> El artículo de David Goodstein sobre la fusión fría llevaba por título «Whatever Happened to Cold Fusion?», y apareció en el número de otoño de 1994 de *American Scholar*.

<sup>xciv</sup> La teoría de que la lepra del estaño (*tin*, en inglés) fue la causa de la tragedia de Robert Falcon Scott parece tener su origen en un artículo del *New York Times*, aunque lo que el artículo decía era que habían fallado los *tins* (es decir, los contenedores de metal) en los que el equipo de Scott había almacenado los alimentos y otras provisiones. Sólo más tarde se comenzó a echar la culpa a la desintegración de las soldaduras de estaño. En cuando a la naturaleza de las soldaduras, los historiadores varían enormemente en sus proposiciones: sellos de cuero puro, estaño puro, mezclas de estaño y plomo, y otras.

<sup>xcv</sup> El plasma es en la actualidad la forma más común de la materia en el universo, puesto que es el principal constituyente de las estrellas. Pueden encontrarse plasmas (aunque muy fríos) en las capas superiores de la atmósfera terrestre, donde los rayos cósmicos procedentes del Sol ionizan las moléculas aisladas del gas. Estos rayos contribuyen a producir en latitudes septentrionales los fantásticos espectáculos de luces conocidos como auroras boreales.

Las colisiones a alta velocidad que ahí se producen también crean antimateria.

<sup>xcvi</sup> Otros coloides son la gelatina, la niebla, la nata montada y algunos tipos de vidrios tintados. Las espumas sólidas mencionadas en el capítulo 17, en las que una fase de gas está mezclada con un sólido, también son coloides.

<sup>xcvii</sup> Bartlett realizó su experimento crucial con el xenón un viernes, y la preparación le llevó el día entero. Para cuando rompió el sello de vidrio y vio cómo se producía la reacción, ya eran las siete de la tarde pasadas. Estaba tan entusiasmado que salió corriendo al pasillo del edificio donde estaba su laboratorio y comenzó a llamar a gritos a sus colegas. Todos se habían marchado a casa para el fin de semana, así que tuvo que celebrarlo solo.

<sup>xcviii</sup> En lo que se convirtió en una macabra crisis en la vejez, uno de los miembros del trío BCS, Schrieffer, mató a dos personas, paralizó a otra y dejó heridas a cinco más en un horrible accidente de carretera en una autopista de California. Tras ser multado nueve veces por exceso de velocidad, a Schrieffer, de setenta y nueve años de edad, le habían retirado el permiso de conducir, pero aun así decidió llevar él mismo su flamante Mercedes deportivo de San

Francisco a Santa Bárbara, y pisó el acelerador hasta ir bastante por encima de los ciento sesenta kilómetros por hora. Pese a la velocidad, se quedó dormido al volante y chocó contra una furgoneta a ciento ochenta kilómetros por hora. Iba a ser sentenciado a ocho meses en una prisión del condado hasta que las víctimas testificaron, tras lo cual el juez decidió que Schrieffer «necesita [ba] probar la prisión del estado». La agencia Associated Press citó a su antiguo colega Leon Cooper murmurando, incrédulo: «Éste no es el Bob con el que trabajé... Éste no es el Bob que conocí».

<sup>xcix</sup> Ahora bien, para relajar un poco mi rígida posición, hay varias buenas razones por las que mucha gente mezcla el principio de incertidumbre con la idea de que cuando se mide algo se modifica aquello que se pretende medir, el llamado efecto del observador.

Los fotones de la luz son las herramientas más diminutas que tienen los científicos para examinar las cosas, pero los fotones no son mucho más pequeños que los electrones, los protones y otras partículas. Así que disparar fotones contra ellas para medir la velocidad o el tamaño de las partículas es como intentar medir la velocidad de un volquete haciendo chocar contra él un turismo. Claro que se obtiene información, pero a costa de sacar al camión fuera de la carretera.

En muchos de los primeros experimentos de la mecánica cuántica, la observación del espín, la velocidad o la posición de una partícula alteraba la realidad del experimento de una forma terrible.

No obstante, aunque sea justo decir que hay que entender el principio de incertidumbre para entender cualquier cambio que tenga lugar, la causa del cambio en sí no es el efecto del observador, que es un fenómeno independiente.

Por supuesto, lo más probable es que la verdadera razón de que la gente confunda los dos es que nuestra sociedad necesita metáforas para referirse al proceso de cambiar algo por el acto de observarlo, y el principio de incertidumbre satisface esa necesidad.

<sup>c</sup> El error de Bose era estadístico. Si se quiere calcular la probabilidad de obtener una cara y una cruz al tirar dos monedas, se puede determinar la respuesta correcta (un medio) examinando las cuatro posibilidades: CC; XX, CX y XC. Bose básicamente trató CX y XC como el mismo resultado y con ello obtuvo una respuesta de un tercio.

<sup>ci</sup> Putterman escribió acerca de cómo se enamoró de la sonoluminiscencia y de su trabajo profesional sobre este tema en el número de febrero de 1995 de *Scientific American*, el número de mayo de 1988 de *Physics World* y el número de agosto de 1999 de *Physics World*.

<sup>cii</sup> Uno de los avances teóricos de la investigación sobre las burbujas acabó desempeñando un interesante papel en los Juegos Olímpicos de China en 2008. En 1993, dos físicos de Trinity University de Dublín, Robert Phelan y Denis Weaire, descubrieron una nueva solución al «problema de Kelvin»: cómo crear una estructura espumosa y burbujeante con la mínima área posible. Kelvin había sugerido que se creara una espuma de burbujas poligonales, cada una con catorce caras, pero el dúo irlandés lo superó con una combinación de polígonos de doce y catorce caras, reduciendo así la superficie en un 0,3 por ciento. Para las Olimpiadas de 2008, una compañía arquitectónica se basó en el trabajo de Phelan y Weaire para crear en Beijing la famosa «caja de burbujas» (conocida como Cubo de Agua) como sede de las pruebas de natación, justamente donde Michael Phelps hizo su increíble actuación en la piscina.

Y para que nadie me acuse de discriminación positiva, otra área activa de investigación en nuestros días es la que se ocupa de las «antiburbujas». En lugar de finas esferas de líquido que atrapan algo de aire (como las pompas), las antiburbujas son finas esferas de aire que atrapan algo de líquido. Como es natural, en lugar de subir, las antiburbujas caen.

<sup>ciii</sup> El primer paso para requerir una nueva calibración del kilogramo oficial de un país consiste en enviar por fax un formulario que

1. explique con detalle cómo se transportará el kilogramo a través de la seguridad aeroportuaria y las autoridades aduaneras, y
2. clarificar que si se desea que el BIPM lo lave antes y después de realizar las mediciones.

Los kilogramos oficiales se lavan en un baño de acetona, el ingrediente básico del quitaesmalte, y se secan con una estopilla que no suelte pelusa.

Tras el lavado inicial y después de cada manipulación, el equipo del BIPM deja que el kilogramo se estabilice durante unos pocos días antes de volver a tocarlo.

Con todos esos ciclos de limpieza y medición, el proceso de calibrado puede demorarse fácilmente durante meses.

Estados Unidos dispone en realidad de dos kilogramos de platino-iridio, K20 y K4, de los que K20 es la copia oficial simplemente porque lleva más tiempo en manos de Estados Unidos. Este país también tiene tres copias iguales en todo, pero no oficiales, hechas de acero inoxidable, dos de las cuales fueron adquiridas por el NIST durante los últimos años. (Al ser de acero inoxidable, son más grandes que los densos cilindros de platino-iridio.) Su llegada, junto a la pesadilla de pasar los controles de seguridad con los cilindros, explican por qué Zeina Jabbour no tiene prisa por enviar el K20 a París: compararlo con los dos cilindros recién llegados es casi igual de bueno.

Durante el siglo pasado, en tres ocasiones el BIPM ha convocado a todos los kilogramos nacionales oficiales del mundo en París para una calibración en masa, pero no hay planes para hacer algo así en un futuro cercano.

<sup>civ</sup> Para ser escrupulosos, los relojes de cesio se basan en la división *hiperfina* de los electrones. La división fina de los electrones es como una diferencia de medio tono, mientras que la hiperfina es como una diferencia de un cuarto de tono o incluso de un octavo de tono.

En nuestros días, los relojes de cesio siguen siendo el estándar mundial, pero los relojes de rubidio los han reemplazado en la mayoría de las aplicaciones porque son más pequeños y por tanto más móviles.

De hecho, los relojes de rubidio se suelen llevar alrededor del mundo para comparar y coordinar los estándares de tiempo de distintas partes del globo, al estilo del Prototipo Internacional del Kilogramo.

<sup>cv</sup> Más o menos al mismo tiempo que Eddington trabajaba sobre alfa, el gran físico Paul Dirac popularizó por primera vez la idea de las inconstantes. A un nivel atómico, la atracción eléctrica entre protones y electrones empuja la atracción de la gravedad entre ellos. La relación es de  $10^{40}$ , unas insondables 10.000 trillones de trillones de veces mayor. Dirac estudiaba por aquel entonces cuánto tardan los electrones en atravesar los átomos, y comparó esa fracción de un nanosegundo con el tiempo que tardan los rayos de la luz en atravesar el universo entero. Para su sorpresa, la razón era también  $10^{40}$ . Como era de esperar, cuanto más buscaba Dirac esa relación, en más lugares aparecía: el tamaño del universo comparado con el tamaño de un electrón; la masa del universo comparada con la masa de un protón; y otras más. (Eddington también dijo en una ocasión que en el universo había  $10^{40}$  veces  $10^{40}$  protones y electrones: una manifestación más.) En suma, Dirac y otros acabaron por convencerse de que alguna desconocida ley de la física hacía que todas esas relaciones fuesen iguales. El único problema era que algunas de las razones se basaban en números que cambiaban, como el tamaño del universo en expansión. Para mantener sus relaciones iguales, Dirac dio con una idea radical: que la gravedad se debilitaba con el tiempo.

La única forma plausible en que esto podía ocurrir era que la constante gravitatoria fundamental,  $G$ , se encogiera. Las ideas de Dirac se desmoronaron enseguida. Entre otros fallos que señalaron otros científicos, estaba el hecho de que el brillo de las estrellas depende fuertemente de  $G$ , y si  $G$  hubiera sido mucho mayor en el pasado, la Tierra ahora no tendría océanos, pues un Sol más brillante los hubiera evaporado. Pero la búsqueda de Dirac inspiró a otros. En la cima de sus investigaciones, en la década de 1950, un científico llegó a sugerir que todas las constantes fundamentales estaban disminuyendo de manera constante, lo que significaba que el universo se estaba haciendo mayor, como suele creerse, pero que la Tierra y los seres humanos se estaban encogiendo! Al final, la historia de las constantes variables se asemeja a la historia de la alquimia: aun cuando incluya ciencia real, es difícil separarla del misticismo.

Los científicos tienden a invocar inconstantes para explicar de algún modo los misterios cosmológicos que preocupan en una era particular, como la aceleración del universo.

<sup>cvi</sup> El lector hallará más detalles sobre el trabajo de los astrónomos australianos en un artículo escrito por uno de ellos, John Webb, para el número de abril de 2003 de *Physics World*, «Are the Laws of Nature Changing with Time?». También entrevisté a un colega de Webb, Mike Murphy, en junio de 2008.

<sup>cvi</sup> En cuanto a otras investigaciones relacionadas con alfa, los científicos se vienen preguntando desde hace tiempo por qué los físicos no logran ponerse de acuerdo sobre las tasas de desintegración nuclear de ciertos átomos radiactivos. Los experimentos son simples, así que no hay razón para que distintos grupos obtengan respuestas distintas; sin embargo, persisten discrepancias para varios elementos: silicio, radio, manganeso, titanio, cesio y otros.

En un intento por resolver este enigma, unos científicos de Inglaterra se percataron de que los distintos grupos de investigadores daban tasas de desintegración distintas en momentos distintos del año. El grupo inglés tuvo entonces la feliz ocurrencia de sugerir que a lo mejor la constante de estructura fina varía a medida que la Tierra da vueltas alrededor del Sol, puesto que la Tierra está más cerca de nuestra estrella en ciertos momentos del año. Hay otras explicaciones posibles de por qué las tasas de desintegración varían de forma periódica, pero una alfa variable es una de las más enigmáticas, pues sería fascinante comprobar que alfa varía tanto, incluso dentro de nuestro propio sistema solar!

<sup>cvi</sup> Paradójicamente, uno de los grupos que alienta la búsqueda de indicios de una alfa variable es el de los cristianos fundamentalistas. Si se miran las matemáticas subyacentes, se verá que alfa está definida en función de la velocidad de la luz, entre otras cosas. Aunque es un poco especulativo, es probable que si alfa ha cambiado, también lo haya hecho la velocidad de la luz. Ahora bien, todo el mundo, incluidos los creacionistas, está conforme en que la luz de las estrellas distantes proporciona un registro, o al menos parece proporcionar un registro, de los acontecimientos de hace miles de millones de años. Para explicar la flagrante contradicción entre este registro y la línea temporal del Génesis, algunos creacionistas razonan que Dios creó un universo con luz que ya estaba «de camino» para poner a prueba a los creyentes y forzarlos a elegir entre Dios y la ciencia. (Dicen cosas parecidas sobre 399 los huesos de los dinosaurios.) Los creacionistas menos draconianos no están muy de acuerdo con esta idea, que presenta un Dios embustero e incluso cruel. No obstante, si la velocidad de la luz hubiera sido miles de millones de veces mayor en el pasado, el problema se esfumaría. Dios todavía podría haber creado la Tierra hace seis mil años, pero nuestra ignorancia sobre la luz y alfa habrían oscurecido esa verdad. Huelga decir que a muchos de los científicos que investigan sobre constantes variables les horroriza que su trabajo sea apropiado de este modo, pero entre las poquísimas personas que practican lo que podríamos llamar «física fundamentalista», el estudio de las constantes variables en un campo muy caliente.

<sup>cix</sup> Se conserva una famosa fotografía de Enrico Fermi junto a una pizarra, con una ecuación que define alfa, la constante de estructura fina, a sus espaldas. Lo raro de la imagen es que Fermi tiene la ecuación parcialmente invertida. La ecuación real es  $\alpha = e^2/\hbar c$ , donde  $e$  = la carga del electrón,  $\hbar$  = constante de Planck ( $h$ ) dividida por  $2\pi$ , y  $c$  = la velocidad de la luz. La ecuación que aparece en la imagen es  $\alpha = \hbar^2/ec$ . No está claro si Fermi cometió un error de verdad o le estaba gastando una broma al fotógrafo.

<sup>cx</sup> Para quien tenga interés en la ecuación de Drake, ahí va. El número de civilizaciones de nuestra galaxia que están intentando ponerse en contacto con nosotros,  $N$ , supuestamente es igual a:

$$N = R^* \times f_p \times n_e \times f_i \times f_c \times L$$



donde  $R^*$  es la tasa de formación de estrellas en nuestra galaxia;  $f_p$  es la fracción de estrellas que tienen planetas;  $n_e$  es el número promedio de planetas adecuados en cada sistema planetario;  $f_i$ ,  $f_l$  y  $f_c$  son, respectivamente, las fracciones de planetas hospitalarios que tienen vida, vida inteligente y vida social, ansiosa por comunicarse; y  $L$  es el periodo de tiempo que las razas alienígenas envían mensajes al espacio antes de desaparecer.

Los valores originales utilizados por Drake son los siguientes: nuestra galaxia produce diez estrellas por año ( $R^* = 10$ ); la mitad de esas estrellas producen planetas ( $f_p = 1/2$ ); cada estrella con planetas tiene dos planetas adecuados para la vida ( $n_e = 2$ , aunque nuestra galaxia tiene unos siete: Venus, Marte, Tierra, y unos cuantos satélites de Júpiter y Saturno); uno de esos planetas desarrollará vida ( $f_i = 1$ ); 1 por ciento de esos planetas alcanzará a tener vida inteligente ( $f_l = 1/100$ ); 1 por ciento de esos planetas producirá vida inteligente avanzada, capaz de enviar señales al espacio ( $f_c = 1/100$ ); y harán eso durante diez mil años ( $L = 10.000$ ). Si se hacen los cálculos, se obtienen diez civilizaciones que están intentando comunicarse con la Tierra.

Las opiniones sobre esos valores difieren, a veces enormemente.

Duncan Forgan, un astrofísico de la Universidad de Edimburgo, recientemente ha ejecutado una simulación de Monte Carlo sobre la ecuación de Drake. Insertó valores aleatorios para cada una de las variables, y calculó el resultado final varios miles de veces para encontrar el valor más probable. Mientras que Drake había calculado unas diez civilizaciones que intentan ponerse en contacto con nosotros, Forgan calculó un total de 31.574 civilizaciones sólo en nuestra galaxia.

El artículo está disponible en <http://arxiv.org/abs/0810.2222>.

<sup>cx</sup> La tercera de las cuatro fuerzas fundamentales es la fuerza nuclear débil, que gobierna la forma de desintegración beta de los átomos. Un hecho curioso es que el francio está en tensión porque en su interior luchan la fuerza nuclear fuerte y la fuerza electromagnética, pero el elemento arbitra esa lucha apelando a la fuerza nuclear débil. La cuarta fuerza fundamental es la gravedad. La fuerza nuclear fuerte es un centenar de veces más fuerte que la fuerza electromagnética, y la fuerza electromagnética es cien mil millones de veces más fuerte que la fuerza nuclear débil. Ésta, a su vez, es diez millones de veces más fuerte que la gravedad. (Para tener algún sentido de la escala, ésta es la misma cifra que usamos para computar la rareza del ástato.) La gravedad domina nuestra vida cotidiana sólo porque las fuerzas nucleares fuerte y débil tienen un alcance muy corto, y porque el balance de protones y electrones a nuestro alrededor es lo bastante parecido para cancelar la mayoría de las fuerzas electromagnéticas.

<sup>cxii</sup> Tras décadas en que los científicos construyeron los elementos superpesados de una forma muy laboriosa, átomo a átomo, en 2008 unos científicos israelíes afirmaron haber encontrado el elemento 122 volviendo a las viejas técnicas de la química.

Tras rebuscar durante meses en una muestra natural de torio, el primo químico del un bibio en la tabla periódica, un equipo dirigido por Amnon Marinov afirmó haber identificado varios átomos del elemento superpesado. Pero la parte más demencial de todo el asunto no era tanto que el uso de un método tan antiguo hubiera llevado al descubrimiento de un nuevo elemento, sino la afirmación de que la vida media del elemento 122 era de ¡más de cien millones de años! Eso era tan demencial, de hecho, que a muchos científicos les pareció sospechoso. Su afirmación se ha ido debilitando, pero a finales de 2009 los israelíes aún no se han retractado de su afirmación.

<sup>cxiii</sup> Sobre el declive del latín, salvo en la tabla periódica: por la razón que sea, cuando en 1984 un equipo de Alemania occidental se apuntó el elemento 108, decidieron llamarlo hassium (hassio), por el nombre latino de una parte de Alemania (Hesse), en lugar de deutschlandium o algo por el estilo.

<sup>cxiv</sup> No es una versión nueva de la tabla periódica, pero a buen seguro es una forma nueva de presentarla. En Oxford (Inglaterra), hay taxis y buses con la tabla periódica que llevan a la gente de un lado para otro. Están pintados de las ruedas al techo con columnas y filas de elementos, sobre todo en tonos pastel. La flota está patrocinada por el Oxford Science Park. Puede verse una fotografía en <http://www.oxfordinspires.org/newsfromImageWorks.htm>.

Al lector tal vez le interese también ver la tabla periódica en más de doscientos idiomas, entre ellos algunas lenguas muertas como el copto y el lenguaje de jeroglíficos egipcio, en <http://www.jergym.hiedu.cz/~canovm/vyhledav/chemici2.html>.