

La geografía es destino

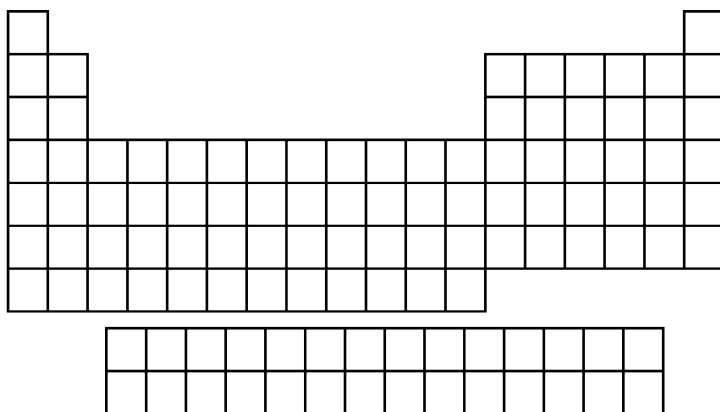
He ² 4.003	B ⁵ 10.812	Sb ⁵¹ 121.760	Tm ⁶⁹ 168.934	O ⁸ 15.999	Ho ⁶⁷ 164.930
--------------------------	--------------------------	-----------------------------	-----------------------------	--------------------------	-----------------------------

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. *Noble* 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 *carbono*, 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_2), siempre aparecen en la naturaleza en forma de compues-

tos. 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.*

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.*

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 (Na^+) se juntan con uno de oxígeno (O^{2-}) para formar óxido de sodio, Na_2O . El cloruro de calcio, 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.*

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.* 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 brujeiles 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, SbF_5 , con ácido fluorhídrico, 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, SbF_5 (un ladrón de electrones) y 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 carbono, 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 cigarros 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 d 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.

Maria Goeppert nació en Alemania en 1906. Aunque su padre era la sexta generación de catedráticos, Maria 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 deforme 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 Goepfert-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.

